

B A B I

DASAR-DASAR ILMU KIMIA DAN REAKSI KIMIA

1.1. APAKAH ILMU KIMIA ITU?

Terlepas apakah Anda pernah mengikuti kuliah ataupun mata pelajaran ilmu kimia atau tidak, adalah jelas bahwa kimia merupakan ilmu mengenai bahan kimia. Bahan kimia bukanlah zat abstrak yang perlu ditakuti oleh manusia. Bahan ini mencakup benda-benda sehari-hari yang Anda raba, lihat dan cium baunya. Tubuh Anda sendiri terdiri atas bahan-bahan kimia, seperti juga semua benda disekitar Anda, termasuk buku ini dan udara yang Anda hirup. Bahan kimia ada dimana-mana ! Memang hanya dalam ruang hampalah Anda tidak menjumpai bahan kimia itu

Banyak bahan kimia terdapat secara alamiah di alam sekitar kita atau dihasilkan oleh makhluk hidup, baik hewan maupun tumbuhan. Batuan dan pasir; besi, emas, perak dan tembaga; kapas dan wol; gula dan garam, semua itu merupakan contoh bahan-bahan kimia yang tersusun dari bahan-bahan kimia, yang telah berabad-abad digunakan manusia untuk membangun rumah, membuat pakaian, dan bahan makanan.

Sesuai dengan kemajuan sains (ilmu pengetahuan), telah ditemukan banyak bahan alam yang secara ekonomis penting dan berguna, dapat dibuat dari bahan baku yang lebih murah sehingga berkembang industri kimia. Terutama dalam abad ke-20, sains dan teknologi mengembangkan cara-cara untuk membuat bahan dan zat kimia baru, yang sebelumnya tidak pernah ada di bumi ini. Nilon dan plastik poliester yang digunakan untuk membuat serat, yang kemudian dipintal dan ditenun menjadi kain, merupakan suatu contoh yang baik. Bahan kimia ini dikembangkan karena serat yang dibuat dari bahan ini mempunyai beberapa sifat yang mengungguli sifat serat-serat alam seperti kapas dan wol. Dewasa ini begitu banyak zat kimia sintetik yang digunakan dalam kedokteran, industri dan rumah tangga sehingga sukar membayangkan bagaimana kehidupan ini tanpa zat-zat tersebut.

Meskipun kita telah mendapatkan faedah ilmu kimia, kita cenderung mendengar lebih banyak mengenai masalahnya. Terlalu sering kita mendengar mengenai pembuangan limbah toksik atau adanya bahan kimia dalam makanan dan lingkungan, yang secara tepat dapat menimbulkan kanker. Karena itu, diantara tantangan yang dihadapi oleh ilmu kimia

dan teknologi dewasa ini adalah pengembangan metode untuk mengawasi dan mengelola limbah yang wajar mengiringi produksi dan penggunaan bahan-bahan yang berharga.

1.2. Kimia Sebagai Suatu Ilmu

Dalam kimia, seperti dalam semua ilmu pengetahuan alam, orang terus menerus membuat pengamatan dan mengumpulkan data. Seperti didalam semua ilmu, kecuali barangkali astronomi dan geologi, perhatian dipusatkan pada data yang reproduksibel (dapat diulang), yakni pada peristiwa atau kejadian yang berlangsung dengan cara yang sama pada kondisi yang sama. Kebanyakan gejala dan bahan alam kelihatannya reproduksibel benar. Misalnya pembakaran 1 kilogram arang menghasilkan kalor dengan jumlah tertentu, air membeku pada 0°C, dan karbohidrat diubah menjadi karbon dioksida dan air dalam jaringan hewan.

Ilmu kimia mempelajari sejumlah aspek bahan kimia. Kimiawan melontarkan pertanyaan seperti : “ Tersusun dari apa sajakah bahan kimia itu ? ” dan bagaimana ciri atau sifat bahan kimia itu ditentukan oleh komposisi mereka ? ”

Tentu saja suatu bagian penting ilmu kimia adalah studi **reaksi kimia**, suatu perubahan yang terjadi bila bahan kimia saling berinteraksi untuk membentuk zat-zat baru yang sama sekali berlainan. Reaksi kimia benar-benar menakjubkan untuk diamati, dan bagian yang menyenangkan dari ilmu kimia adalah menonton terjadinya reaksi kimia. Karena reaksi kimia memainkan peranan yang demikian central dalam studi kimia, baiklah kita periksa satu contoh, sekedar untuk melihat betapa menarik perubahan sifat zat ketika terjadi reaksi.

Natrium (Na) adalah suatu logam, begitu lunak sehingga dapat diiris dengan pisau. Natrium bergabung dengan cepat dengan oksigen dan lepas dalam udara. Adapun kerak yang menutupi bagian luar batang natrium itu terbentuk dari reaksi tersebut. Jika direndam dalam air, natrium bereaksi menghasilkan gelembung-gelembung gas hidrogen yang dapat terbakar dan suatu zat yang disebut natrium hidroksida (lazim dikenal sebagai lindi), yang luar biasa bersifat korosif terhadap kulit. Oleh karena itu kontak antara natrium dengan kulit (yang biasanya lembab) harus dihindari.

Contoh lain adalah klor (Cl). Zat ini berupa gas hijaukuning pucat yang juga sangat korosif bagi jaringan hewan. Kerusakan paru-paru yang parah dapat menyebabkan

kematian dapat terjadi bila orang menghirup gas klor (Cl); inilah alasannya sehingga bahan kimia tersebut digunakan sebagai gas perang selama Perang Dunia I.

Bila klor dan natrium didekatkan, zat-zat itu akan bereaksi hebat satu sama lain. Dengan berlangsungnya reaksi natrium dan klor diubah menjadi suatu zat baru yang nama kimianya adalah natrium klorida, yang lebih dikenal oleh orang awam sebagai garam dapur. Jika anda camkan, reaksi ini benar-benar mengagumkan. Disini kita mengawali dengan dua zat kimia, natrium dan klor, yang masing-masing mampu menimbulkan cedera tubuh yang parah. Namun bila natrium dan klor disatukan, sifat-sifat berbahaya ini hilang. Sebagai gantinya kita jumpai sifat-sifat zat yang baru, yakni garam dapur, merupakan suatu bahan kimia yang harus dimiliki tubuh kita agar dapat berfungsi.

Semua reaksi kimia memperagakan perubahan mencolok yang serupa dalam sifat-sifat zat kimia yang terlibat. Meskipun demikian pengamatan terhadap perubahan-perubahan ini merupakan bagian penting dari “berkimia” dalam laboratorium, dan perubahan – perubahan ini merupakan hal yang harus Anda ikuti dalam studi kimia Anda.

1.3. MATERI DAN SIFATNYA

1.3.1. Materi

Semua bahan kimia yang menyusun dunia ini merupakan contoh-contoh materi, apakah mereka ini terdapat dalam pensil, buku, hamburger atau manusia. Materi didefinisikan sebagai setiap zat (benda) yang menenpati ruangan dan mempunyai massa. Dalam menegakkan definisi ini, kita amat- hati-hati dalam menetapkan istilah “ massa” bukannya berat” meskipun sering kita gunakan kedua istilah ini dengan seolah-olah mereka dapat saling dipertukarkan.

Bila kita menggunakan istilah massa, kita merujuk ke banyaknya materi dalam suatu obyek. Untuk setiap obyek yang diketahui, kuantitas ini konstan dan tidak bergantung tempat dimana obyek itu berada. Suatu obyek dengan massa kecil, seperti misalnya bola pingpong mudah digerakkan, bahkan hembusan lemah akan menyebabkan bola itu menggelinding keluar dari meja. Namun suatu obyek dengan massa besar seperti misalnya truk bermuatan semen, sukar bergerak dan bahkan angin kuat tidak akan menggeminkannya.

“Berat” merupakan suatu ukuran gaya dimana suatu obyek dengan massa yang diketahui ditarik oleh gravitasi. Tidak seperti massa, berat suatu obyek tidaklah konstan,

massa itu dapat sangat tergantung pada tempat obyek itu. Misalnya, dibulan tarikan grafitasi hanya seperenam tarikan di bumi, sehingga obyek mempunyai berat yang hanya seperenam beratnya di bumi, bahkan di bumi gaya grafitasi sedikit beragam dari suatu tempat ketempat lain, sehingga berat suatu obyek juga sedikit berbeda dari suatu tempat ketempat lain. Oleh karena itu, bila kita ingin menentukan banyaknya materi yang sedang dipelajari, kita menyatakan massanya bukan beratnya.

Seperti yang ada ketahui sebelum ini, massa diukur dalam satuan gram (atau kilogram bila massa itu sangat besar) . Alat yang digunakan untuk pengukuran itu disebut neraca.

1.3.2. Sifat Materi

Tiap zat, misalnya air, gula, garam perak atau tembaga memiliki seperangkat sifat atau ciri (karakteristik) yang membedakannya dari semua zat lain dan memberinya identitas yang unik. Baik gula maupun garam berwarna putih, padat, kristalin, larut dalam air dan tak berbau. Tetapi gula, bila dipanaskan dalam belanga akan meleleh dan menjadi coklat. Gula terbakar diudara. Garam asin, baru meleleh setelah dipanasi sehingga membara, tak menjadi coklat betapun dipanasi, tidak terbakar diudara meskipun akan menghasilkan nyala kuning bila dipanasi didalam nyala. Zat-zat ini diperkirakan dengan memaparkan beberapa sifat instrinsik mereka masing-masing.

Sifat instrinsik ialah kualitas yang bersifat khas dari tiap contoh zat, tak peduli bentuk dan ukuran contoh itu. **Sifat ekstrinsik** ialah sifat yang tidak khas dari zat itu sendiri. Ukuran, bentuk, panjang, dan temperatur adalah sifat ekstrinsik. Selain kedua sifat materi tersebut, dikenal juga sifat kimia dan sifat fisika.pada materi.

a. Sifat Kimia

Kualitas yang khas dari suatu zat yang menyebabkan zat itu berubah, baik sendirian maupun dengan berantraksi dengan zat lain, dan dengan berubah itu membentuk bahan-bahan berlainan, disebut sifat kimia. Sifat kimia adalah sifat instrinsik. Misalnya etil alkohol mudah terbakar, besi berkarat dan kayu melapuk, sifat-sifat ini karakteristik.

b. Sifat Fisika

Karakteristik suatu zat yang membedakan dari zat-zat lain dan tidak melibatkan perubahan apapun ke zat lain, disebut sifat fisika. Contoh : titik leleh, titik didih, rapatan,

viskositas, kalor jenis dan kekerasan. Kualitas dalam kelompok ini dapat diukur dengan mudah dan dinyatakan dalam bilangan. Misalnya : senyawa etil alkohol membeku pada $-117,3^{\circ}\text{C}$ (155,8 K), mendidih pada $78,5^{\circ}\text{C}$ (351,6 K), mempunyai rapatannya sebesar $0,7893\text{g}/\text{cm}^3$, dan mempunyai kalor jenis sebesar $2,43\text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Tak ada zat lain yang memiliki perangkat sifat persis seperti ini, zat itu hanyalah etil alkohol dan tak ada duanya.

1.3.3. Perubahan Dalam Materi dan Energi

1.3.3.1. Perubahan dalam Materi

Bahan disekitar kita dapat selalu berubah. Bahan tumbuhan dan hewan meluruh, logam berkarat, bensin terbakar, air membeku bila temperatur turun secukupnya dan mencair kembali bila temperatur naik, tanah mengalami erosi dan air danau serta laut menguap. Bila perubahan-perubahan ini dipelajari, ternyata dapat dikelompokkan kedalam 2 (dua) jenis, yakni perubahan kimia dan perubahan fisika.

Perubahan kimia merupakan perubahan yang terjadi diakibatkan kecenderungan suatu zat untuk mengalami reaksi-reaksi kimia tertentu sehingga mengakibatkan hilangnya zat-zat dan terbentuknya zat – zat baru. Misalnya bila sepotong logam magnesium terbakar dalam suatu bola lampu alat potret, magnesium dan oksigen dalam lampu itu musnah. Sebagai gantinya padatan bubuk yang tak dapat terbakar, magnesium oksida yang mempunyai seperangkat sifat yang unik. Atau contoh lain, perhatikan perubahan materi yang terjadi sebatang jagung menjadi dewasa. Dalam proses ini karbon dioksida dan air musnah karena diubah menjadi glukosa dalam tanaman yang tumbuh itu. Kebanyakan gula itu bertumpuk dalam tongkol dan ketika tongkol itu matang, gula itu diubah menjadi pati. Glukosa yang terbentuk mempunyai seperangkat ciri yang lain daripada ciri karbon dioksida dan air. Demikian pula pati memiliki ciri yang berbeda dari gula.

Perubahan Fisika adalah perubahan yang tidak mengakibatkan pembentukan zat baru. Misalnya, bila es meleleh menjadi air atau bila pasir tergerus menjadi bubuk yang halus, tak terbentuk zat baru.

1.3.3.2. Perubahan dalam Energi

Energi suatu benda atau sistem adalah kemampuan benda atau sistem itu melakukan kerja. Tiap perubahan, kimia maupun fisika, melibatkan perubahan energi. Terbangnya seekor burung, patahnya tanah keras oleh tunas rumput, terbakarnya kayu,

membalik halaman sebuah buku, semuanya ini merupakan tindakan yang melibatkan energi.

Energi mempunyai berbagai bentuk. Energi panas, energi listrik, energi cahaya, energi kimia, dan energi nuklir merupakan contoh-contoh yang dikenal. Satu bentuk energi dapat diubah ke bentuk lain.

Energi listrik adalah macam energi yang dikaitkan dengan lewatnya suatu arus listrik. Energi listrik diubah menjadi energi cahaya dalam sebuah lampu listrik, menjadi energi panas dalam suatu kompor listrik, menjadi energi mekanika dalam starter sebuah mobil.

Energi cahaya merupakan macam energi yang dikaitkan dengan cahaya biasa, sinar – X, gelombang radio dan sinar infra merah. Energi cahaya juga disebut radiasi elektromagnetik. Semua radiasi semacam ini merambat dalam ruang dengan kecepatan cahaya sebesar 3×10^8 m/detik.

Energi Kimia adalah energi yang dimiliki suatu zat karena keadaan kimianya. Energi kimia diubah menjadi energi macam lain bila materi mengalami perubahan dengan macam yang sesuai. Misalnya bila batubara dan bensin terbakar, atau bila makanan yang kita makan “terbakar” dalam sel-sel kita, suatu energi kimia diubah menjadi energi panas. Kebalikannya semua macam energi dapat diubah menjadi energi kimia oleh suatu perubahan yang sesuai macamnya. Energi cahaya dari matahari diubah menjadi energi kimia dalam suatu pohon jagung yang sedang tumbuh. Energi kimia itu dikaitkan dengan zat-zat yang membentuk tongkol, butir jagung dan bagian lain (dari) pohon itu. Semua proses kehidupan melibatkan perubahan energi kimia menjadi energi dengan bentuk-bentuk lain, atau sebaliknya. Energi kimia merupakan bentuk utama energi untuk pabrik, perumahan dan kendaraan.

Energi Nuklir atau energi atom dikaitkan dengan cara-cara atom itu disusun. Metode-metode untuk mengubah energi semacam ini menjadi energi panas, cahaya dan bentuk lain, telah dikembangkan sejak tahun 1941.

1.4. UNSUR, SENYAWA DAN CAMPURAN

Dalam subbab di atas, kita telah berikan cara pengkategorian berbagai sifat materi. Ilmuwan juga telah menemukan bahwa materi itu sendiri secara alamiah masuk kedalam 3 klasifikasi yaitu : unsur, senyawa dan campuran.

1. Unsur

Unsur adalah zat yang tidak dapat diuraikan menjadi zat-zat yang lebih sederhana oleh reaksi kimia. Oleh karena itu, unsur merupakan jenis materi yang paling sederhana yang dapat terjadi atau berada pada kondisi yang biasanya kita jumpai dalam laboratorium kimia, dan unsur merupakan bentuk materi yang tersederhana yang akan kita tangani secara langsung. Unsur berperan sebagai “batubata” (penyusun) untuk membangun semua zat lain yang lebih rumit yang kita jumpai, mulai dari garam dapur sampai dengan protein yang luar biasa rumit. Dewasa ini dikenal 108 unsur.

2. Senyawa

Senyawa merupakan zat yang terdiri atas dua unsur atau lebih, dan unsur-unsur tiap senyawa individu selalu ada dalam proporsi massa yang sama. Dengan kata lain senyawa merupakan penggabungan dari dua unsur atau lebih. Misalnya senyawa air, tersusun dari dua unsur yaitu unsur hidrogen dan oksigen. Semua cuplikan air murni, tak peduli apa sumbernya mengandung dua unsur ini dalam proporsi satu bagian massa hidrogen dan delapan bagian massa oksigen. Catatan penting bahwa bila bersenyawa untuk membentuk suatu senyawa, maka unsur-unsur tersebut akan kehilangan identitas pribadinya dan sifat-sifat yang teramati adalah sifat-sifat senyawa itu bukan lagi sifat-sifat dari unsur-unsur pembentuk senyawa tersebut. Misalnya, pada suhu kamar hidrogen dan oksigen berbentuk gas, tetapi air berbentuk cair.

3. Campuran

Unsur dan senyawa disebut juga sebagai zat murni karena mempunyai komposisi yang konstan, sedangkan campuran memiliki komposisi yang variable. Misalnya air dan natrium klorida termasuk senyawa karena keduanya mempunyai komposisi konstan dari satu cuplikan ke cuplikan lain. Namun garam dilarutkan ke dalam air dengan beragam kuantitas maka akan menghasilkan banyak campuran dengan komposisi yang perbedaannya sangat besar.

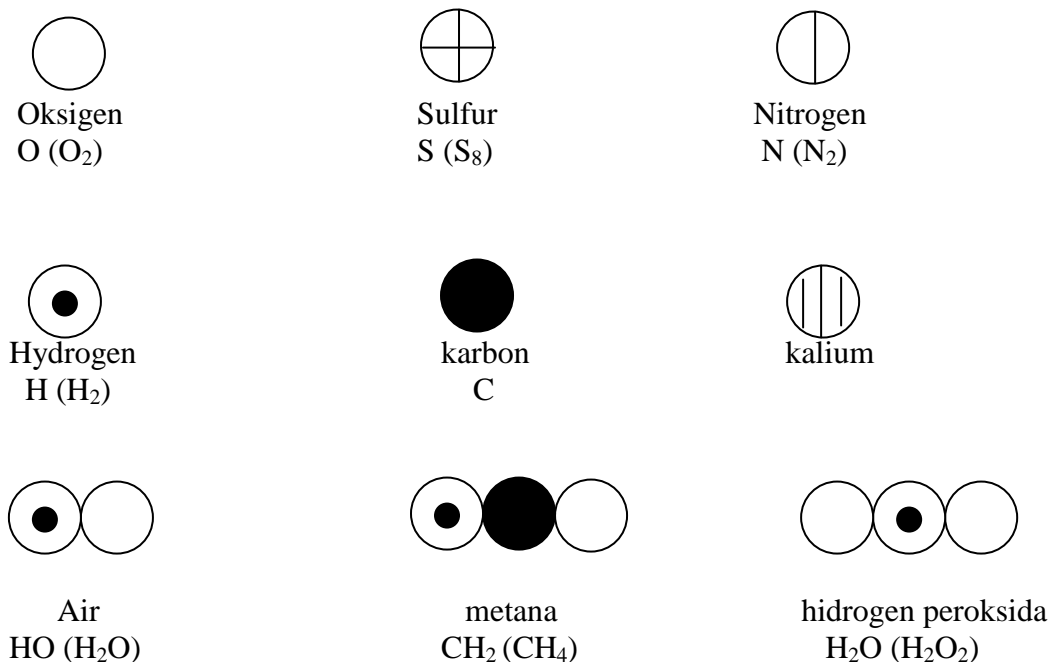
Secara garis besar campuran terdiri atas campuran homogen dan heterogen. Campuran homogen disebut juga sebagai larutan karena mempunyai sifat yang sama pada semua bagiannya. Artinya campuran homogen merupakan larutan yang terdiri dari satu fase. Suatu fase didefinisikan sebagai bagian sistem yang mempunyai seperangkat sifat-sifat dan

susunan yang seragam. Misalnya larutan gula dalam air, larutan natrium klorida dalam air dan sebagainya.

Sedangkan campuran heterogen merupakan campuran yang tidak terdiri dari satu fase larutan. Misalnya campuran minyak dengan air. Seandainya kita mencampurkan minyak dengan air, maka kita akan mendapatkan bagian yang mempunyai sifat-sifat minyak dan bagian lain dari campuran itu mempunyai sifat-sifat air. Artinya campuran tersebut terdiri dari fase minyak dan fase air.

1.4.1. LAMBANG UNSUR

Ahli kimia abad pertengahan menggunakan lambang-lambang untuk unsur, seperti suatu bulan sabit untuk perak (warna keperakan bulan), suatu lingkaran untuk emas (lambang matahari keemasan dan kesempurnaan). Dalton membuat lambang-lambang lain seperti tertera dalam gambar 2 dibawah ini.



(Gambar 2. Beberapa lambang Dalton untuk unsur dan senyawa. Rumus yang benar diberikan dalam tanda kurung bila rumusnya salah)

Sistem kita dewasa ini yang menggunakan huruf sebagai lambang, dimulai oleh rekan sezaman Dalton, ahli kimia Swedia J.J. Berzelius (1779 – 1884). Ia mulai dengan menggunakan huruf pertama nama sebagai lambang. Contoh : H untuk hidrogen , O untuk

oksigen dan C untuk karbon. Karena beberapa unsur mempunyai nama dengan huruf pertama yang sama, maka Berzelius merasa perlu menggunakan dua huruf dalam beberapa lambang. Sehingga karbon, klor, kalsium dan kobalt dinyatakan masing-masing dengan : C , Cl, Ca dan Co. Dengan ketentuan huruf pertama adalah huruf besar dan huruf kedua tidak (huruf kecil).

Dalam beberapa hal, lambang yang dewasa ini digunakan dihubungkan dengan nama-nama latin berabad-abad yang lalu. Misalnya perak (Ag), tembaga (Cu) dan besi (Fe) masing-masing diturunkan dari nama latin yaitu *argentum*, *cuprum*, dan *ferrum*.

Penggunaan terpenting lambang-lambang unsur adalah rumus untuk merekam susunan dari lebih 4 juta senyawaan yang telah dikenal. Rumus suatu senyawa menunjukkan macam dan banyaknya atom yang bergabung secara kimia dalam satuan terkecil senyawaan itu; rumus ini menggunakan lambang-lambang. Misalnya rumus untuk glukosa adalah $C_6H_{12}O_6$. Rumus ini membawa informasi bahwa partikel terkecil gula mengandung 24 atom yang bersenyawa kimia, terdiri dari 6 atom karbon, 12 atom hidrogen dan 6 atom oksigen.

BAB II

PERSAMAAN KIMA; STOIKIOMETRI

2.1. Persamaan Kimia

Suatu persamaan kimia merupakan suatu persamaan yang terdiri dari rumus pereaksi, kemudian suatu anak panah dan lalu rumus hasil reaksi, dengan ketentuan banyaknya atom tiap unsur dikiri dan dikanan anak panah adalah sama. Misalnya persamaan kimia untuk reaksi antara hidrogen dan oksigen yang menghasilkan air ditulis sebagai berikut :



Dimana :

- Molekul H_2 dan O_2 disebut : Pereaksi (reaktan)
- Molekul H_2O disebut : Hasil reaksi (Produk)
- Pereaksi (reaktan) : merupakan zat apa saja yang mula-mula terdapat dan kemudian diubah selama suatu reaksi kimia
- Hasil reaksi (Produk) : merupakan zat yang dihasilkan selama reaksi kimia

Hal yang diinginkan, atau bahkan perlu untuk menandai apakah pereaksi atau hasil reaksi itu berbentuk padat, cair atau gas atau terlarut dalam suatu pelarut seperti air. Hal ini dapat dilakukan dengan cara menambahkan huruf s , l , g atau aq dalam tanda kurung mengiringi rumus-rumus zat dalam persamaan. Misalnya persamaan untuk reaksi berikut :



Dimana :

- s : solid (padat)
- l : liquid (cair)
- g : gas
- aq : aqueous (larutan)

Banyaknya reaksi yang akan kita tulis berisi bilangan, yang disebut dengan bilangan koefisien reaksi, yang ditulis mendahului rumus kimia. Misalnya pada reaksi hidrogen (H_2) dan oksigen O_2 membentuk molekul air H_2O



Persamaan diatas menyatakan bahwa : 2 molekul hidrogen ditambah dengan satu molekul oksigen (koefisien 1 biasanya tidak ditulis) bereaksi menghasilkan dua molekul air. Persamaan semacam itu disebut dengan “*Persamaan Kimia Berimbang*”, karena banyaknya atom tiap unsur dikiri dan dikanan anak panah adalah sama.

2.2. Penulisan Rumus

Rumus suatu zat menyatakan jenis dan banyaknya atom yang bersenyawa secara kimia dalam suatu satuan zat. Terdapat beberapa jenis rumus, diantaranya adalah :

1. Rumus unsur

Untuk kebanyakan unsur, rumusnya cukup berupa lambangnya saja. Misalnya natrium (Na), besi (Fe), perak (Ag) dan timah (Sn). Namun terdapat tujuh unsur yang lazim dikenal, yang hampir selalu berupa molekul diatom yakni, hidrogen , nitrogen, oksigen, fluor, brom klor dan iod; rumus mereka adalah : H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Br_2 , Cl_2 , dan I_2 .

2. Rumus molekul

Menyatakan banyaknya atom yang sebenarnya dalam molekul atau satuan terkecil suatu senyawa. Berdasarkan jumlah atom, unsur dapat diklasifikasikan kepada beberapa bentuk yaitu :

- a. monoatom, contohnya : Na, Fe, Ag dll
- b. dioatom, contohnya : H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Br_2 , Cl_2 dan I_2 .
- c. Triatom, contohnya : O_3 (ozon)
- d. Poliatom, contohnya, S_8 (belerang), P_4 (fosforus)

3. Rumus empiris

Menyatakan angka banding bilangan bulat terkecil dari atom-atom dalam suatu senyawaan. Misalnya rumus molekul untuk peroksida H_2O_2 maka rumus empirisnya adalah HO, yang diperoleh dari angka perbandingan terkecil dari rumus molekulnya.

Praktek Dalam Menulis Persamaan Berimbang

Untuk menulis persamaan berimbang, dapat dilakukan dengan suatu proses tiga tahap yakni :

1. tulislah nama- nama pereaksi, kemudian suatu anak panah dan kemudian nama –nama hasil reaksi.
2. tulis ulang pernyataan itu dengan menggunakan rumus untuk tiap zat
3. berimbangkan persamaan dengan memilih keofisien bilangan bulat yang sesuai untuk tiap rumus.

Misalnya : reaksi pembakaran metana yang merupakan suatu penyusun gas alam.

Tahap 1

Metana + oksigen \longrightarrow karbon dioksida + air

Tahap 2

CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O

Tahap 3

CH_4 + ? O_2 \longrightarrow CO_2 + $2\text{H}_2\text{O}$

CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + $2\text{H}_2\text{O}$

(persamaan berimbang)

2.3.1. Menulis persamaan berimbang untuk beberapa kelas umum reaksi.

Terdapat tiga kelas utama reaksi yang memberikan contoh banyak persamaan yang berguna yaitu :

1. Reaksi gabungan langsung merupakan suatu reaksi dari dua unsur yang menghasilkan suatu senyawaan.
2. Reaksi penukargantian sederhana merupakan suatu unsur dengan suatu senyawaan, yang menghasilkan unsur dan senyawaan lain
3. Reaksi penukargantian rangkap merupakan reaksi dari dua senyawaan yang menghasilkan dua senyawaan yang berlainan dengan saling menukarkan komponennya.

Contoh 1.

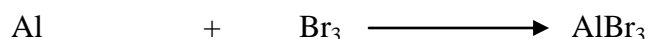
Tulislah persamaan berimbang untuk reaksi dua unsur aluminium, Al dan brom, Br yang menghasilkan suatu senyawa aluminium bromide, AlBr_3 !

Penyelesaian :

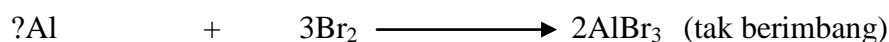
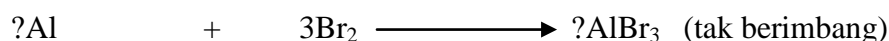
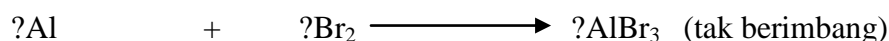
Tahap 1



Tahap 2



Tahap 3

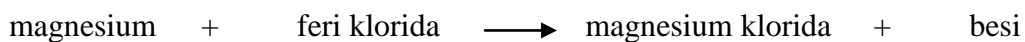


Contoh 2.

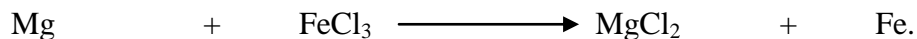
Tulislah persamaan berimbang untuk reaksi antara magnesium, Mg, dengan feri klorida, FeCl_3 , yang menghasilkan magnesium klorida, MgCl_2 dan besi, Fe.

Penyelesaian :

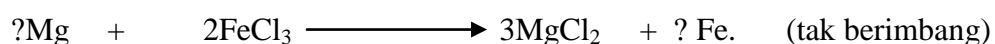
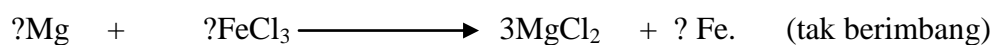
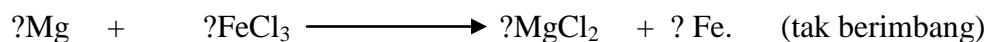
Tahap 1

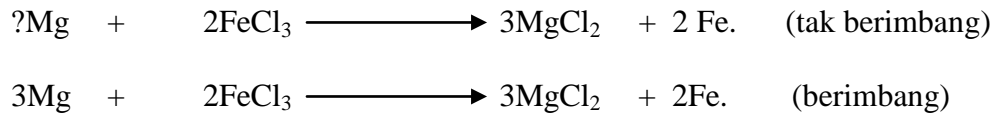


Tahap 2



Tahap 3





Contoh 3.

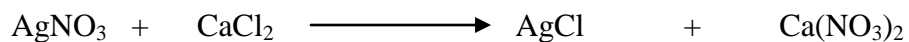
Tulislah persamaan berimbang untuk pembuatan perak klorida, AgCl, dan kalsium nitrat, Ca(NO₃)₂, dari perak nitrat, AgNO₃, dan kalsium klorida, CaCl₂.

Penyelesaian :

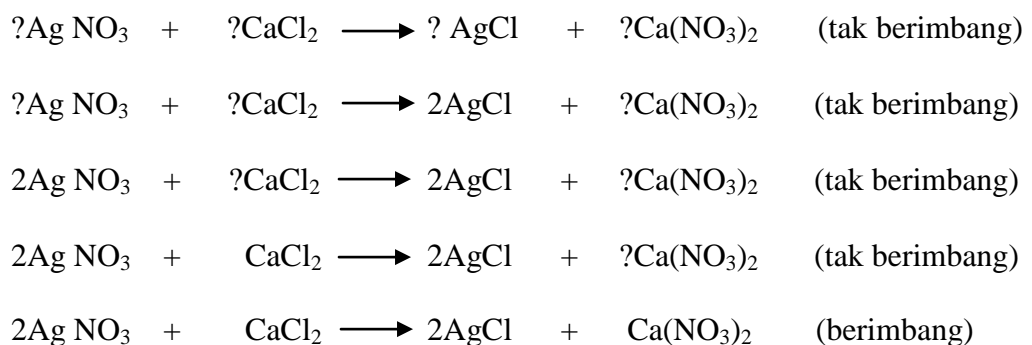
Tahap 1



Tahap 2



Tahap 3



STOIKIOMETRI

2.4. Bobot Atom (Atomic Weight)

Satuan bobot atom dinyatakan dengan “sma” (satuan massa atom), atau amu (atomic mass unit). 1 sma setara dengan 1,661 x 10⁻²⁴ g atau 1 gram = 6,022 x 10²³ sma

2.5. Bobot Molekul (BM)

Bobot molekul suatu zat adalah jumlah bobot dari atom-atom yang ditunjukkan dalam rumusnya.

Contoh :

Hitunglah bobot molekul hidrogen sulfat, dari bobot atom berikut : H : 1,0079 sma, O : 15,999 sma, dan S : 32,06 sma!

Penyelesaian :

Bobot molekul H ₂ SO ₄	⇒	Bobot H	= 2 x 1,0079 sma	= 2,0158 sma
		Bobot O	= 4 x 15,999 sma	= 63,996 sma
		Bobot S	= 1 x 32,06 sma	= 32,06 sma
				Jumlah
				= 98,0718 sma

2.6. Hubungan Bobot dalam Reaksi Kimia

Suatu reaksi berimbang merupakan dasar untuk menghitung hubungan bobot pereaksi dan hasil reaksi. Sesuai dengan hukum kekekalan massa yang menyatakan massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, maka bobot total pereaksi sama dengan bobot total hasil reaksi.

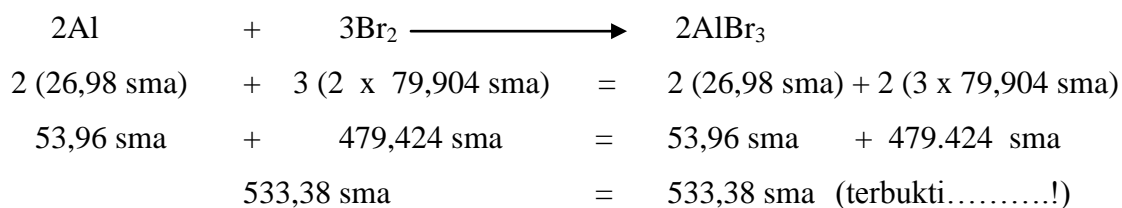
Contoh :

Hitunglah bobot molekul dari senyawa aluminium bromida, AlBr₃, yang dihasilkan dari reaksi antara aluminium, Al, dengan brom, Br₂.

Penyelesaian :

Dik : bobot atom Al = 26,98 sma
Bobot atom Br = 79,904 sma
Dit : bobot molekul AlBr₃ =?

Jawab :



2.7. Mol

Atom - atom begitu kecil sehingga tidak mungkin dalam karya laboatorium bisa mempelajari reaksi antara dua atom, atau bahkan antara 2000 atom. Kuantitas sesedikit itu tak dapat ditimbang pada neraca yang peka sekalipun. Agar dapat menggunakan persamaan berimbang untuk memberikan banyaknya zat dengan mana orang dapat bekerja dilaboratorium, ahli kimia mereka menyebutnya dengan satuan yang disebut **mol**.

Mol suatu zat ialah banyaknya zat itu yang mengandung $6,022 \times 10^{23}$ satuan. Angka $6,022 \times 10^{23}$ disebut dengan bilangan Avogadro. Secara matematis mol dinyatakan dengan persamaan sebagai berikut :

$$Mol = \frac{gram}{BM}$$

Dimana :

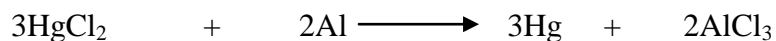
BM : Bobot molekul (sma)

gram : Massa zat

Bobot satu mol zat disebut **bobot molar**. Bobot molar dalam gram suatu zat secara numeris sama dengan bobot molekul dalam satuan massa atom. Bobot molekul asam sulfat (H_2SO_4) adalah 98,07 sma. Untuk menyatakan bobot molar H_2SO_4 , maka yang harus dilakukan adalah mengubah satuan dari satuan massa atom menjadi gram. Jadi bobot molarnya adalah 98,07 gram.

Contoh Soal :

1. Salah Satu metoda yang disarankan untuk membuang senyawa merkuri yang berbahaya dari dalam limbah industri ialah dengan membuat senyawa itu bereaksi sedemikian agar membentuk merkuri unsur, yang lebih mudah dikumpulkan. Perhatikan reaksi merkuri klorida, $HgCl_2$ dengan aluminium, Al, yang menghasilkan merkuri, Hg, dan aluminium klorida, $AlCl_3$:



Berapakah bobot aluminium yang diperlukan untuk bereaksi dengan 436 gram merkuri klorida?

Penyelesaian :

Dik : massa $\text{HgCl}_2 = 436$ gram

$$\begin{array}{r} \text{Bobot molekul } \text{HgCl}_2 \implies \text{Bobot Hg} = 1 \times 200,59 \text{ sma} = 200,59 \text{ sma} \\ \text{Bobot Cl} = 2 \times 35,453 \text{ sma} = 70,906 \text{ sma} \\ \hline \text{Jumlah} = 271,496 \text{ sma} \end{array}$$

Dit : bobot Al

Jawab :

Dari reaksi persamaan berimbang diatas, terlihat bahwa angka banding mol pereaksi adalah 3 mol HgCl_2 bereaksi dengan 2 mol Al, maka :

Tahap I :

Tentukan mol HgCl_2

$$\begin{aligned} \text{mol } \text{HgCl}_2 &= 436 \text{ g } \text{HgCl}_2 \times 1 \text{ mol } \text{HgCl}_2 / 271 \text{ g } \text{HgCl}_2 \\ &= 1,61 \text{ mol } \text{HgCl}_2 \end{aligned}$$

Tahap II :

Banyaknya Al dalam mol yang diperlukan :

$$\begin{aligned} \text{mol Al} &= \text{koefisien yang dit} / \text{koefisien yang dik} \times \text{mol yang dik} \\ &= 2 / 3 \times 1,61 \text{ mol} \\ &= 1,07 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Bobot Al} &= 1,07 \text{ mol} \times 27 \text{ g Al} / 1 \text{ mol Al} \\ &= 28,9 \text{ g Al} \end{aligned}$$

2.7.1. Rendemen Teoretis Lawan Nyata

Banyaknya Suatu hasil reaksi yang diperhitungkan akan diperoleh jika reaksi itu sempurna disebut rendemen teoretis. Dalam Praktek, Pemulihan suatu hasil reaksi kurang dari 100%, kadang-kadang jauh lebih rendah, hal ini disebabkan oleh berbagai faktor selama praktek berlangsung. Rendemen nyata suatu hasil reaksi dibagi dengan rendemen teoretis kali seratus adalah rendemen persentase :

$$\text{Rendemen Persentase} = \frac{\text{hasil nyata}}{\text{hasil teoretis}} \times 100$$

Contoh Soal :

Batu bara kualitas tertentu mengandung 1,7% belerang. Andaikan pembakaran senyawaan belerang dapat dinyatakan oleh persamaan :



Hitunglah bobot sulfur dioksida pencemar udara, SO₂, dalam gas-gas yang dilepaskan ke atmosfer per ton metrik (1000 kg) batu bara yang dibakar, jika prose itu berefisiensi 79%.

Penyelesaian :

Dik :

$$\begin{aligned} \text{Kadar belerang dalam Batu bara} &= 1,7\% \times 1000 \text{ kg batu bara} \\ &= 17 \text{ kg} \\ &= 17 \text{ kg} \times 1000 \text{ gram} / 1 \text{ kg} \\ &= 17.000 \text{ gram} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{mol Sulfur (S)} &= 17.000 \text{ gram} / 32 \quad \Longrightarrow \quad \text{Ar S} : 32 \text{ sma} \\ &= 530 \text{ mol} \end{aligned}$$

Dit : Bobot Sulfur dioksida (SO₂) jika efisiensinya 79 %?

Jawab :

Dari persamaan reaksi berimbang diatas menunjukkan bahwa 1 mol SO₂ terbentuk permol S, dengan mengandaikan rendemen 100%. Oleh karena itu hasil teoretis atau rendemen 100% sulfur dioksida adalah 530 mol SO₂. Tetapi karena proses itu hanya efisien sebesar 79%, maka :

$$\begin{aligned} \text{mol SO}_2 &= 530 \text{ mol} \times 79\% \\ &= 420 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Sehingga bobot SO}_2 \text{ adalah} &= 420 \text{ mol} \times 64 \text{ g/1 mol} \quad \Longrightarrow \quad \text{Bm SO}_2 = 64 \text{ sma} \\ &= 2,7 \times 10^4 \text{ g} && = 64 \text{ g} / 1 \text{ mol} \\ &= 27.000 \text{ g} \\ &= 27 \text{ Kg} \end{aligned}$$

2.7.2. Perhitungan Susunan Persentase dari Rumus

Bobot unsur-unsur yang membentuk satu mol suatu senyawaan mudah disimpulkan dari rumus senyawaan dan bobot atom unsur-unsur. Kemudian susunan persentase bobot dihitung dari bobot unsur-unsur dan bobot 1 mol senyawaan itu.

Contoh Soal :

1. Hitunglah susunan persentase bobot dari tiap unsur dalam senyawa eter anestesia, $C_4H_{10}O$.

Penyelesaian :

Dik :

Dalam 1 mol senyawa eter anestesia, $C_4H_{10}O$ terdiri atas : 4 mol atom C
10 mol atom H dan
1 mol atom O

Bobot atom C = 12 sma
= 12 g / mol

Bobot atom H = 1,01 sma
= 1,01 g / mol

Bobot atom O = 16 sma
= 16 g / mol

Dit : % Bobot atom C , H dan O dalam Senyawa anestesia, $C_4H_{10}O$?

Jawab :

$$mol = \frac{gram}{BA / Ar}$$

$$gram = mol \times BA / Ar$$

Sehingga :

Bobot atom C	= 4 mol x 12 g/mol	= 48 g
Bobot atom H	= 10 mol x 1,01 g/mol	= 10,1 g
Bobot atom O	= 1 mol x 16 g/mol	= 16 g
	<hr/>	
	Total	= 74,1 g

$$\% \text{ Bobot atom} = \frac{\text{bobot atom}}{\text{bobot total}} \times 100\%$$

$$\% \text{ Bobot atom C} = \frac{48 \text{ g}}{74,1 \text{ g}} \times 100\% = 64,8\%$$

$$\% \text{ Bobot atom H} = \frac{1,01 \text{ g}}{74,1 \text{ g}} \times 100\% = 13,6\%$$

$$\% \text{ Bobot atom O} = \frac{16 \text{ g}}{74,1 \text{ g}} \times 100\% = 21,6\%$$

Total = 100%

2.7.3. Perhitungan Rumus dari Data Eksprimen

Dari rumus suatu senyawaan dapat dihitung banyak informasi kuantitatif mengenai senyawaan itu, misalnya bobot molekul, bobot molar, dan susunan persentase bobot. Namun secara logika, ibarat menaruh kereta didepan kuda, karena rumus suatu senyawaan tak dapat diketahui secara pasti sebelum bobot molekulnya dan susunan persentase bobot ditentukan dalam eksperimen, Bahkan untuk senyawaan sederhana seperti karbon dioksida dan air, sebelum diperoleh rumus-rumus mereka maka haruslah ditentukan secara eksperimen data – data sebagai berikut :

1. unsur-unsur yang menyusun senyawa-senyawa tersebut
2. perbandingan bobot unsur-unsur tersebut didalam masing-masing senyawaan
3. bobot molekul relatif masing-masing

Terdapat banyak metoda untuk menentukan persentase bobot dari unsur-unsur dalam suatu senyawaan. Metode tersebut beranekaragam, bergantung pada macam senyawaan dan unsur-unsur yang menyusunnya. Dua metode klasik ialah analisis ***pengendapan dan analisis pembakaran.***

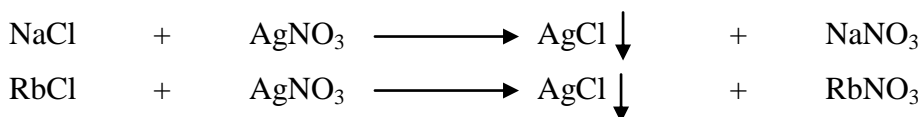
Metode analisis pengendapan dapat digunakan bila terbentuk senyawaan yang sedikit larut. Misalnya suatu senyawaan baru mengandung perak. Maka dapatlah dilarutkan contoh senyawaan setelah ditimbang, dan kemudian ditambahkan HCl. Akan terbentuk perak klorida, AgCl, yang tidak larut, yang disaring, dikeringkan dan kemudian ditimbang dengan hati-hati pada neraca analitis. Persentase perak dihitung sebagai berikut :

$$\text{bobot Ag} = \frac{\text{bobot molar Ag}}{\text{bobot molar AgCl}} \times \text{bobot AgCl}$$

$$\% \text{ Ag} = \frac{\text{bobot Ag}}{\text{bobot contoh}} \times 100\%$$

Soal - Soal

1. Laktosa, suatu zat pemutih yang sering digunakan sebagai pengikat (binder dalam pembuatan pil dan tablet, mengandung hanya karbon, hydrogen dan oksigen. Untuk menganalisis suatu preparat komersial, contoh seberat 0,5624 g dibakar dalam suatu rangkaian pembakaran. Pertambahan bobot penyerap air 0,3267g dan pertambahan bobot penyerap karbon dioksida 0,8632 g. Hitunglah dengan langsung persentase hidrogen dan karbon, dan selisih, hitunglah persentase oksigen dalam contoh.
2. Diduga bahwa suatu zat adalah nikotin, C₁₀H₁₄N₂ suatu obat. Jika suatu contoh dengan bobot 0,2500 g dibakar, berapakah bobot karbon dioksida yang diharapkan sebagai hasil pembakaran?
3. Contoh seberat 0,2176 g dari suatu bahan galian dalam HNO₃ encer. Setelah ditambahi H₂SO₄, terbentuk endapan putih BaSO₄. Endapan ini diambil dengan penyaringan, dikeringkan dan ditimbang. Bobot endapan adalah 0,0214 g. Hitunglah persentase barium dalam bahan galian itu.
4. Contoh seberat 1 g suatu bahan galian yang mengandung perak dilarutkan kedalam asam nitrat pekat. Kemudian larutan diencerkan dengan air menjadi 40 ml. Penambahan asam klorida kedalam 50 ml larutan encer itu menghasilkan endapan AgCl yang bobotnya 0,0081 g. Hitunglah persentase perak dalam bahan galian tersebut?
5. Suatu Contoh rubidium klorida (RbCl) dan natrium klorida yang bobotnya 0,2380 g dilarutkan dalam air. Ditambahkan perak nitrat secukupnya kepada larutan untuk mengendapkan semua klor sebagai perak klorida. Setelah perak klorida disaring dan dikeringkan, bobotnya ternyata 0,4302 g. Hitunglah bobot PbCl dan NaCl dalam campuran awal, Persamaan untuk reaksi pengendapan itu adalah :



2.7.4. Perhitungan Rumus Empiris

Segera setelah susunan suatu senyawa ditentukan secara eksperimen, data itu bersama-sama dengan bobot atom yang diketahui, maka dapat digunakan untuk menghitung angka banding tersederhana dari atom-atom dalam senyawa tersebut. Rumus tersederhana itu disebut rumus empiris.

Contoh Soal :

1. Analisis suatu senyawa tertentu yang terdiri dari besi, Fe, dan klor, Cl, menunjukkan bahwa 0,1396 g besi bersenyawa dengan 0,1773 g klor. Hitunglah bagaimanapun rumus empirisnya.

Penyelesaian :

Dik :

$$\text{massa Fe} = 0,1396 \text{ g}$$

$$\text{massa Cl} = 0,1773 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{Ar Fe} &= 55,85 \text{ sma} \\ &= 55,85 \text{ g / mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ar Cl} &= 35,45 \text{ sma} \\ &= 35,45 \text{ g / mol} \end{aligned}$$

Dit : rumus empiris

Penyelesaian :

Untuk memperoleh rumus empiris, maka diperlukan adalah angka banding mol dari setiap atom penyusun senyawa tersebut. Maka mula-mula harus dihitung terlebih dahulu mol atom dari Fe dan Cl yang terdapat dalam senyawa tersebut :

$$\begin{aligned} \text{mol Fe} &= \frac{0,1396 \text{ g}}{55,85 \text{ g / mol}} \\ &= 0,002499 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{mol Cl} &= \frac{0,1773 \text{ g}}{35,45 \text{ g / mol}} \\ &= 0,005001 \text{ mol} \end{aligned}$$

Angka banding mol besi terhadap mol klor adalah : 0,002499 : 0,005001. Karena 1 mol atom unsur apa saja mengandung sama banyak atom ($6,022 \times 10^{23}$), maka angka banding mol juga merupakan angka banding atom.

Angka banding atom Fe : atom Cl yang dihitung adalah 0,002499 : 0,005001, desederhanakan dengan membagi tiap bilangan dengan bilangan yang terkecil.

$$\begin{array}{l} \text{atom Fe : atom Cl} \\ 0,002499 \text{ mol : } 0,005001 \text{ mol} \\ \hline \phantom{0,002499 \text{ mol : }} : 0,002499 \\ 1 \text{ mol Fe : } 2 \text{ mol Cl} \end{array}$$

Dari perhitungan tersebut diperoleh angka banding atom besi terhadap atom klor adalah 1 : 2, Karena banyaknya atom Cl dua kali banyaknya atom Fe, maka disimpulkan bahwa rumus empirisnya adalah $FeCl_2$.

2.7.5. Perhitungan Rumus Molekul

Rumus molekul suatu zat merupakan kelipatan bilangan bulat rumus empiris. Berikut ini beberapa contoh yang menggambarkan hubungan ini

Nama	Rumus Molekul	Kegandaan (Rumus empiris)
Amonia	NH_3	1 x (NH_3)
Hidrazina	N_2H_4	2 x (NH_2)
Metana	CH_4	1 x (CH_4)
Asetilen	C_2H_2	2 x (CH)
Propena	C_3H_6	3 x (CH_2)
Glukosa	$C_6H_{12}O_6$	6 x (CH_2O)

Untuk menentukan rumus molekul suatu zat, ahli kimia harus menentukan secara eksperimen bobot molekul disamping rumus empirisnya.

Contoh Soal :

1. Senyawaan X dijumpai sebagai penyusun kecil dari suatu gas bahan bakar tercairkan yang dipakai dirumah tangga. Dari analisis ditentukan bahwa X terdiri dari 85,69% karbon dan 14,31% hidrogen. Bobot molekul ditentukan sebesar 55,9 sma. Hitunglah bobot molekul X ?

Penyelesaian :

Dik :

massa C = 85,69 %
massa H = 14,31 %
Ar C = 12 sma
= 12 g / mol
Ar H = 1 sma
= 1 g / mol

Dit : rumus molekul

Penyelesaian :

Tahap I : penentuan rumus empiris

Untuk memperoleh rumus molekul, maka diperlukan adalah angka banding mol dari setiap atom penyusun senyawa tersebut. Maka mula-mula harus dihitung terlebih dahulu mol atom dari Fe dan Cl yang terdapat dalam senyawa tersebut :

$$\begin{aligned} \text{mol C} &= \frac{85,68 \text{ g}}{12 / \text{mol}} \\ &= 7,14 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{mol H} &= \frac{14,31 \text{ g}}{1 \text{ g} / \text{mol}} \\ &= 14,31 \text{ mol} \end{aligned}$$

Angka banding mol karbon terhadap mol hidrogen adalah : 7,14 : 14,31 . Karena 1 mol atom unsur apa saja mengandung sama banyak atom ($6,022 \times 10^{23}$), maka angka banding mol juga merupakan angka banding atom.

Angka banding atom C : atom H yang dihitung adalah 7,14 : 14,31, desederhanakan dengan membagi tiap bilangan dengan bilangan yang terkecil.

$$\begin{array}{r} \text{atom C : atom H} \\ 7,41 \text{ mol : } 14,31 \text{ mol} \\ \hline \text{1 mol C : 2 mol H} \end{array} \quad : \quad 7,41$$

Dari perhitungan tersebut diperoleh angka banding atom karbon terhadap atom hidrogen adalah 1 : 2, Karena banyaknya atom C dua kali banyaknya atom H, maka disimpulkan bahwa rumus empirisnya adalah CH₂.

Tahap II : penentuan rumus Molekul

Penentuan rumus molekul berdasarkan hubungan bobot, rumus molekul untuk senyawa X haruslah mempunyai angka banding C dan H sebesar 1 : 2, yakni :

CH₂, C₂H₄, C₃H₆, C₄H₈, C₅H₁₀,dst

Rumus molekul yang benar adalah yang paling sesuai dengan bobot molekul yang dinyatakan secara eksperimen :

Rumus	bobot molekul (sma)
CH ₂	14,027
C ₂ H ₄	28,054
C ₃ H ₆	42,080
C ₄ H ₈	56,107
C ₅ H ₁₀	70,134
Dst	dst

Kesimpulannya :

Bobot molekul 56,107 sma merupakan harga yang paling sesuai dengan harga yang diperoleh secara eksperimen sebesar 55,9 sma. Maka rumus molekul untuk senyawa X tersebut adalah C₄H₈.

Soal - Soal

1. Suatu contoh seberat 0,9214 g suatu hidrokarbon diabakar dalam suatu alat pembakaran. Pertambahan bobot penyerap CO₂ dan H₂O masing-masing adalah 3,0806 g dan 0,7206 g
 - a. hitunglah susunan persentase hidrokarbon itu
 - b. hitung rumus empirisnya
2. Suatu senyawaan hidrogen dan nitrogen bersusunann 12,50% hidrogen dan 87,50% nitrogen. Bagaimanakah rumus empirisnya?
- 3 Suatu senyawaan nitrogen dan oksigen ternyata bersusunan 30,0% nitrogen dan 70,0% oksigen, bagaimanan rumus molekulnya jika bobot molekul itu 90 ± 2 sma.

B A B III L A R U T A N

Sifat Dasar Larutan

Suatu larutan adalah campuran homogen dari molekul, atom ataupun ion dari dua zat atau lebih. Suatu larutan disebut suatu campuran karena susunannya dapat berubah-ubah. Disebut homogen karena susunannya begitu seragam sehingga tak dapat diamati adanya bagian-bagian yang berlainan, bahkan dengan mikroskop optik sekalipun. Dalam campuran heterogen permukaan-permukaan tertentu dapat dideteksi antara bagian atau fase-fase yang terpisah.

Pada dasarnya komponen penyusun larutan terdiri atas *pelarut (solvent) dan zat terlarut (solute)*. Pelarut merupakan komponen yang keadaan fisiknya tidak berubah ketika larutan itu terbentuk. Semua komponen lain yang dilarutkan dalam pelarut itu disebut zat terlarut.

Secara umum ada 3 (tiga) jenis keadaan (agregasi) benda yaitu : padat, cair dan gas. Sehingga ada 9 jenis kemungkinan larutan yang dapat terbentuk. Tetapi larutan gas dalam gas tidak bersifat sebagai larutan, maka hanya ada 8 jenis larutan yang dijumpai di alam yang dikenal dengan sistim koloid. Koloid juga disebut dengan Dispersi koloid atau suspensi koloid. Tabel 1 dibawah ini memperlihatkan berbagai kombinasi fase yang dapat menghasilkan dispersi koloid.

Tabel 1. Jenis Dispersi Koloid

No	Fase Pendispersi	Fase Terdispersi	Jenis koloid	Contoh
1.	Padat	Cair	Emulsi padat	Keju, mentega
2.	Padat	Padat	Sol padat	Mutiara , paduan logam, kaca berwarna, batuan berwarna, gelas berwarna
3.	Padat	Gas	Busa padat	Batu apung, kerupuk
4.	Cair	Cair	Emulsi	Susu, mayones
5	Cair	Padat	Sol, gel	Pati dalam air, jelli, cat
6	Cair	Gas	Busa	Krim kue tar
7	Gas	Cair	Aerosol cair	Debu, asap
8	Gas	Padat	Aerosol padat	Awan, kabut

Sumber : Brady James E, (1994)

Pelarut utama adalah air yang mempunyai sifat polar. Air merupakan bahan yang penting bagi kehidupan makhluk hidup yang mempunyai peran untuk membawa zat-zat sisa metabolisme. Air didalam tubuh akan berperan sebagai pelarut, hal ini disebabkan karena didalam mulut kita mempunyai enzim alfa katalis. Enzim bekerja pada substratnya. Misalnya, enzim β -amilase yang dapat menghidrolisis senyawa polisakarida yang terdapat pada lembu atau binatang mamalia lainnya. Enzim α -amilase akan memotong senyawa polisakarida yang langsung kelambung.

Air juga sebagai media reaksi yang dapat menstabilkan pembentukan biopolimer. Hal ini disebabkan sifat fisik dan kimia dari air. Satu molekul air terdiri dari satu atom oksigen dan dua atom hidrogen yang memiliki muatan yang berbeda yang berikatan secara kovalen dan masing-masing ikatan memiliki energi sebesar 110,2 kkal.

Air memiliki dwi kutub, sehingga air dapat melarutkan semua senyawa yang memiliki muatan yang berbeda. Gaya tarik – menarik diantara dua kutub tersebut menyebabkan terjadinya penggabungan molekul air dan molekul zat terlarut melalui ikatan hidrogen.

Disamping gaya tarik-menarik antara molekul zat terlarut dan pelarut, terdapat gejala penting lain yang harus diperhatikan, bila zat terlarut ionik melarut. Secara umum cairan polar mempunyai tetapan dielektrik yang tinggi, misalnya air dengan suatu momen dipol sebesar 1,85 debye mempunyai tetapan dielektrik yang tinggi sebesar 80. Dengan kata lain polaritas suatu senyawa akan meningkat jika tetapan elektriknya juga meningkat. Tabel 2 dibawah ini memperlihatkan nilai tetapan elektrik dari beberapa Pelarut.

Tabel 2 . Nilai Tetapan Dielektrik

No	Pelarut	Tetapan Dielektrik (20°)
1.	Hidrogen sulfat, H ₂ SO ₄	84 (20°)
2.	Air, H ₂ O	80 (20°)
3.	Metil alkohol, CH ₃ OH	33 (20°)
4.	Etil alkohol, C ₂ H ₅ OH	24 (25°)
5.	Amonia cair, NH ₃	22 (-33°)
6.	Eter, (C ₂ H ₅) ₂ O	4,3 (20°)
7	Benzena, C ₆ H ₆	2,3 (25°)

Secara umum kelarutan suatu zat didalam suatu pelarut berdasarkan kepolaran, artinya zat polar akan larut dalam pelarut polar dan zat non polar akan larut dalam pelarut non polar.

Faktor-Faktor Yang Mempengaruhi Kelarutan

Beberapa faktor yang mempengaruhi kelarutan antara lain adalah sebagai berikut :

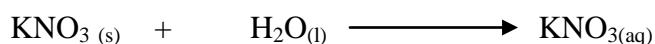
1. Temperatur

Dalam seksi ini akan kita bahas pengaruh temperatur pada dua tipe larutan yaitu zat padat dilarutkan dalam cairan dan gas dilarutkan dalam cairan.

a. Zat padat dalam cairan

Kebanyakan zat padat menjadi lebih banyak larut kedalam suatu cairan bila temperatur dinaikkan, namun terdapat beberapa zat padat yang kelarutannya menurun bila temperatur dinaikkan. Penafsiran mengenai pengaruh perubahan temperatur pada kelarutan didasarkan pada azas Le Chatelier, yang dikemukakan oleh ahli kimia Perancis Hendri Louis Le Chatelier (1850 – 1936). Yang menyatakan bahwa : ***“Bila dilakukan suatu paksaan pada suatu sistem kesetimbangan, maka sistem itu cenderung berubah sedemikian untuk mengurangi akibat paksaan itu “***.

Misalnya pembentukan larutan kalium nitrat dalam larutan air. Seperti reaksi berikut :



Bila temperatur dinaikkan, maka pembentukan larutan lebih disukai, artinya paksaan yang sedang dilakukan dalam larutan KNO_3 itu adalah penambahan energi panas (kenaikan temperatur). Suatu zat yang menyerap kalor ketika melarut, cenderung lebih larut pada temperatur yang tinggi.

Zat padat dapat dimurnikan dengan memanfaatkan beda kelarutan pada temperatur yang berlainan. Untuk kebanyakan zat bila larutan jenuh panas didinginkan, kelebihan zat padat akan mengkristal. Proses keseluruhan melarutkan zat terlarut dan mengkristalkannya kembali disebut dengan pengkristalan ulang atau rekristalisasi. Metode ini sering digunakan sebagai cara yang efektif untuk membuang pengotoran dalam jumlah kecil dari dalam zat padat, karena pengotoran itu cenderung tertinggal dalam larutan. Kecuali jika polaritas, bentuk dan ukuran kristal pengotoran itu mirip dengan polaritas, bentuk dan ukuran kristal zat padat yang sedang direkristalkan,

sangat sedikit pengotoran yang mungkin tergabung kedalam kristal, suatu hal yang terutama akan terjadi bila pertumbuhan kristal perlahan-lahan

b. Gas dalam cairan

Kelarutan suatu gas dalam suatu cairan biasanya menurun dengan naiknya temperatur. Karbon dioksida berbuih-buih dengan hebatnya keluar dari minuman berkarbonat jika cairan itu dipanasi. Bila air ledeng dipanaskan sampai hangat, sedikit udara yang terlarut mulai nampak sebagai gelembung kecil.

2. Tekanan

Perubahan tekanan berpengaruh sedikit saja pada kelarutan, jika zat terlarut itu cairan atau padatan. Tetapi, dalam pembentukan larutan jenuh suatu gas dalam suatu cairan, tekanan gas memainkan bagian penting dalam menentukan berapa banyak gas itu melarut. Hal ini didasarkan kepada *hukum Hendry* yang diungkapkan oleh William Hendry (1774 – 1836) menyatakan bahwa : ***“bobot suatu gas yang melarut dalam sejumlah tertentu cairan berbanding lurus dengan tekanan yang dilakukan oleh suatu gas itu, yang berada dalam kesetimbangan dengan larutan itu “***. Hukum Hendry tidak berlaku untuk gas-gas yang bereaksi dengan pelarut, misalnya, hidrogen klorida atau amoniak dalam air.

Hukum Hendry membantu memahami bagaimana konsentrasi asam karbonat, H_2CO_3 dan ion bikarbonat, HCO_3^- dijaga dalam darah. Banyaknya H_2CO_3 yang melarut bergantung pada tekanan gas CO_2 pada sistem. Jika tekanan CO_2 bertambah, katakan sebagai akibat metabolisme sel, maka lebih banyak gas CO_2 yang akan melarut kedalam darah untuk menghasilkan H_2CO_3 . Jika karena suatu sebab, banyaknya H_2CO_3 berkurang, maka CO_2 dari cadangan besar dari paru-paru akan melarut kedalam darah untuk memulihkan persediaan.

Ketakutan atau kegembiraan dapat menyebabkan seseorang bernafas begitu cepat sehingga karbon dioksida, CO_2 , dibuang dari dalam darah lebih cepat daripada yang dapat dipulihkan oleh sel-sel. Kejang atau kehilangan kesadaran dapat terjadi jika kadar asam karbonat dalam darah cukup banyak berubah. Kondisi itu dapat diredakan dengan membungkus kepala pasien dengan kantung kertas untuk beberapa waktu, suatu kemenangan ilmu kedokteran lewat hukum Hendry. Dengan menghirup udara yang

sama berkali-kali, tekanan parsial karbon dioksida, CO₂, akan bertambah sehingga menaikkan kadarnya dalam darah, dan memulihkan persediaan asam karbonat.

3. *Sifat Pelarut*

Kebanyak garam-garam anorganik (misalnya, NaCl, NaSO₄, K₂PO₄) lebih mudah larut dalam air dari pada didalam pelarut –pelarut organik, karena air mempunyai dua kutub yang besar. Air mempunyai dwi kutub yang besar dan akan tertarik dengan dasar kation dan anion untuk membentuk ion-ion terhidrasi. Semua ion pasti terhidrasi jauh dalam larutan berair dan energi yang dilepaskan oleh ion-ion dari pelarut akan membantu mengatasi gaya tarik-menarik yang mencoba menarik ion-ion dalam kisi padat.

4. *pH*

5. *Berdasarkan Ukuran Partikel-Partikel*

Jenis – Jenis Larutan.

Berdasarkan kemampuan larutan untuk menghantarkan arus listrik, maka larutan dapat dibedakan atas 2 jenis, yaitu :

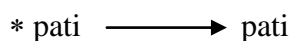
a. *Larutan Elektrolit*

Merupakan larutan yang dapat terurai membentuk ion-ion sehingga mampu mengantarkan arus listrik. Misalnya :



b. *Larutan Non Elektrolit*

Merupakan larutan yang tidak dapat terurai membentuk ion-ion sehingga tidak mampu menghantarkan arus listrik. Misalnya :



Penguraian ion-ion ini disebut reaksi kesetimbangan atau reaksi ionisasi atau disosiasi. Untuk menyatakan lemah atau kuatnya suatu elektrolit dinyatakan dengan derajat disosiasi (α). Dimana :

$$\alpha = \frac{\text{mol zat yang terionisasi}}{\text{mol zat yang dilarutkan (mula-mula)}}$$

Persamaan Ion

Dalam persamaan ion, semua pereaksi dan hasil reaksi yang hadir sebagai ion dalam larutan ditulis sebagai ion yang terpisah dalam persamaan. Persamaan ion sangat jelas dan berguna untuk beberapa tipe reaksi, seperti reaksi oksidasi-reduksi (redoks), reaksi pembentukan senyawa ion tak larut yang memisahkan diri atau mengendap dari dalam larutan dan reaksi pembentukan senyawa kovalen.

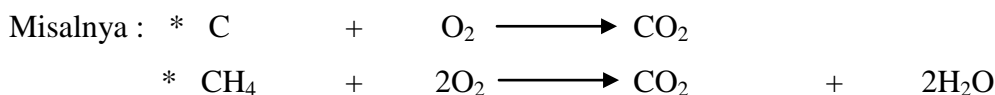
Reaksi Oksidasi – Reduksi (Redoks)

3.4.1.1. Pengertian Reaksi Oksidasi – Reduksi

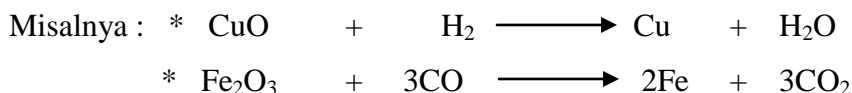
Pengertian Reaksi Oksidasi dan Reduksi secara umum dapat dibedakan atas hal yaitu sebagai berikut :

- a. Pengertian reaksi oksidasi dan reduksi berdasarkan pengikatan dan pelepasan oksigen.

Reaksi Oksidasi merupakan peristiwa bereaksinya suatu zat (unsur atau senyawa) dengan oksigen.

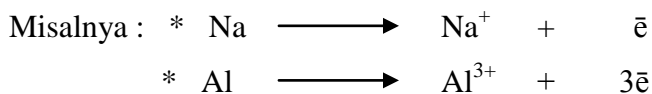


Reaksi Reduksi merupakan peristiwa pelepasan oksigen dari suatu senyawa yang mengandung oksigen.

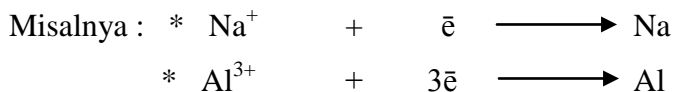


- b. Pengertian reaksi oksidasi dan reduksi berdasarkan perpindahan elektron

Reaksi Oksidasi merupakan peristiwa pelepasan elektron (\bar{e}) oleh suatu zat



Reaksi Reduksi merupakan peristiwa penerimaan atau pengikatan elektron



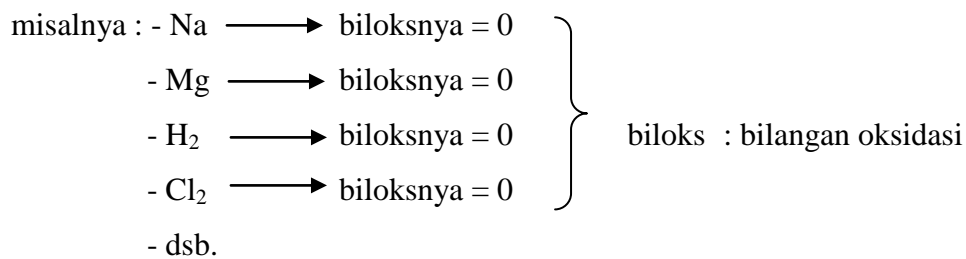
- c. Pengertian reaksi oksidasi dan reduksi berdasarkan bilangan oksidasi.

Reaksi Oksidasi merupakan reaksi yang melibatkan terjadinya peningkatan bilangan oksidasi

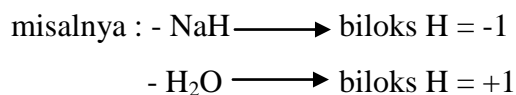
Reaksi Reduksi merupakan reaksi penurunann bilangan oksidasi

Untuk senyawaan kovalen dan untuk senyawaan ion dengan ikatan kovalen dalam satu ionnya atau lebih, penentuan bilangan oksidasinya bergantung pada aturan-aturan sebarang yang didasarkan pada keelektronegatifan unsur-unsur yang membangun senyawaan itu. *Secara umum aturan-aturan dalam penentuan bilangan oksidasi* adalah sebagai berikut :

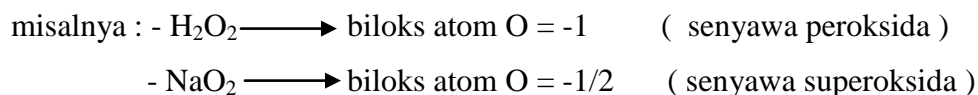
1. Bilangan oksidasi suatu unsur tak bersenyawa (dalam bentuk unsur bebas seperti dalam bentuk logam, non logam, molekul diatomik, molekul poliatomik) adalah *nol*.



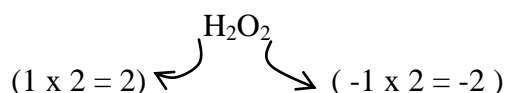
2. Jumlah total bilangan oksidasi dalam suatu senyawaan netral adalah sama dengan nol (senyawa netral adalah senyawa yang tidak mempunyai muatan, baik muatan positif maupun negatif).
3. Unsur logam dalam suatu senyawaan memiliki bilangan oksidasi positif sesuai dengan bilangan valensinya
4. Bilangan oksidasi atom hidrogen, H, dalam suatu senyawaan adalah : + 1, kecuali dalam bentuk senyawa hibrida, bilangan oksidasinya adalah : -1 (senyawa hibrida adalah senyawa yang terbentuk antara atom logam dengan hidrogen).



5. Bilangan oksidasi atom Oksigen, O, dalam suatu senyawa adalah -2 (minus 2) kecuali dalam bentuk senyawa peroksida, bilangan oksidasi oksigen adalah -1 dan dalam bentuk senyawa superoksida maka bilangan oksidasi atom oksigen adalah -1/2



Ket :



6. Jumlah total bilangan oksidasi dalam suatu senyawa ion adalah sama dengan jumlah muatan ionnya.

misalnya : jumlah bilangan oksidasi dari senyawa $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ adalah :

$$\begin{array}{l}
 \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \\
 2x \quad \swarrow \quad \searrow \quad -2 \times 7 = -14 \text{ sehingga bilangan oksidasi untuk atom Cr} \\
 \text{adalah} = 2x + (-14) = -2 \\
 2x = -2 + 14 \\
 2x = 12 \\
 x = 6 \text{ ; berarti biloks untuk untuk atom Cr dalam senyawa tersebut adalah} \\
 \text{sama dengan} +6
 \end{array}$$

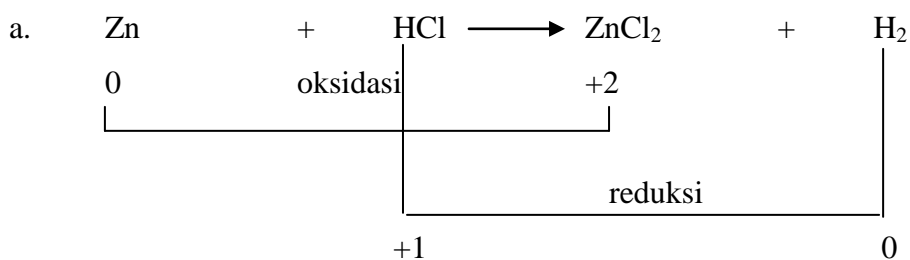
Soal –Soal

1. Tentukanlah bilangan oksidasi dari unsur-unsur berikut dalam suatu senyawaan :
 - a. Mn dalam K_2MnO_4
 - b. S dalam S_2O_3
 - c. S dalam H_2S
 - d. S dalam SO_2
 - e. S dalam SO_3
 - f. S dalam H_2SO_4
 - g. S dalam $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

3.4.1.2. Reaksi Redoks

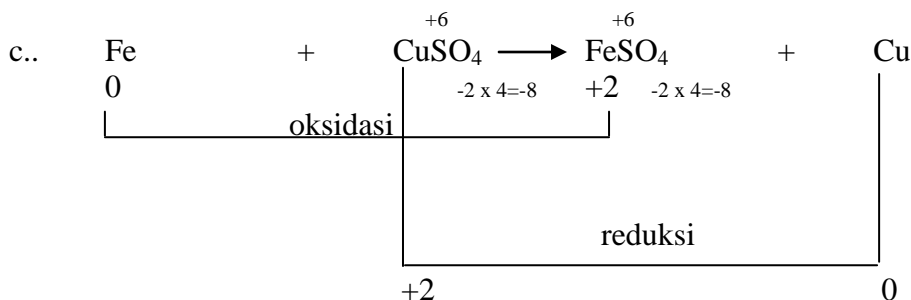
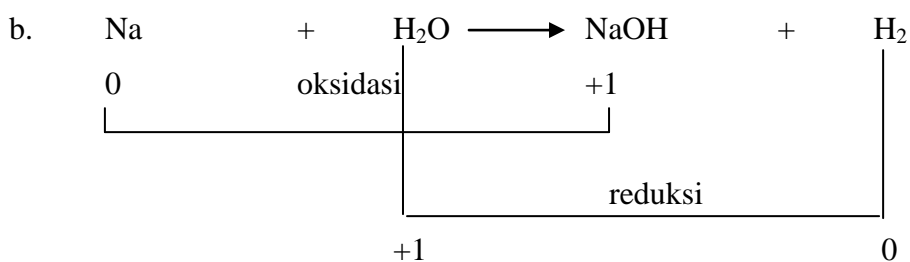
Reaksi redoks (Reaksi oksidasi – reduksi) merupakan reaksi yang terjadi jika ada terjadi peningkatan bilangan oksidasi dan penurunan bilangan oksidasi secara bersamaan.

Misalnya :



Keterangan :

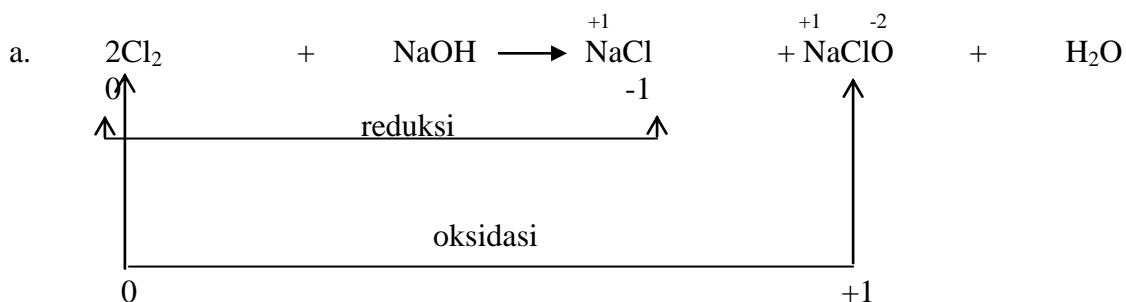
Reaksi diatas disebut reaksi redoks, sebab pada reaksi diatas terjadi reaksi oksidasi dan reduksi secara bersamaan. Reaksi oksidasi terjadi pada atom Zn, dimana dari reaksi diatas terlihat bahwa atom Zn mengalami peningkatan bilangan oksidasi yaitu dari 0 menjadi +2, sedangkan reaksi reduksi terjadi pada atom hidrogen, H, dimana dari reaksi diatas terlihat bahwa atom hidrogen, H mengalami penurunan bilangan oksidasi yaitu dari +1 menjadi 0



3.4.1.3. Reaksi AutoRedoks (Dispersinasi)

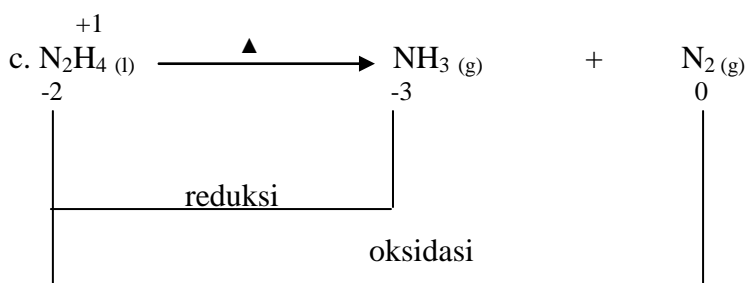
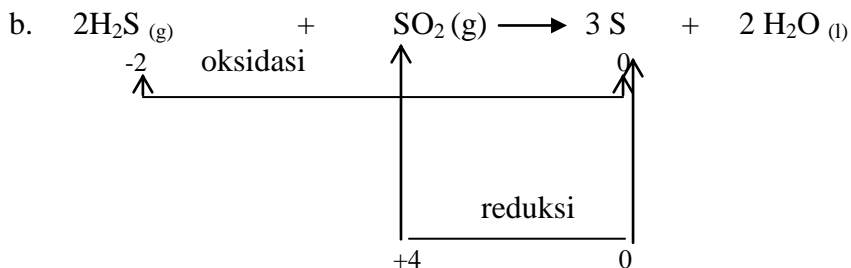
Reaksi *AutoRedoks (Dispersinasi)* merupakan reaksi yang terjadi jika ada suatu unsur dalam suatu senyawaan dapat mengalami peningkatan dan penurunan bilangan oksidasi secara bersamaan.

Misalnya :



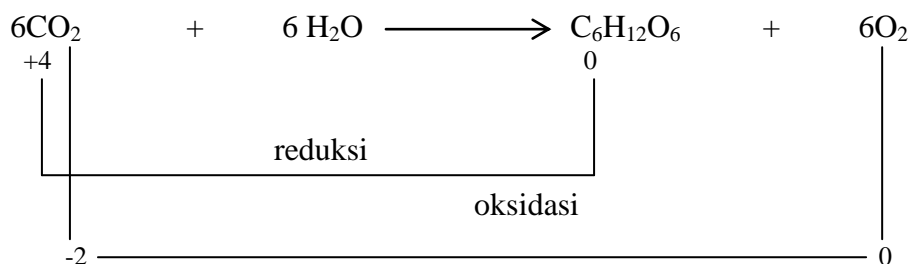
Keterangan :

Reaksi diatas disebut reaksi *Autoredoks*, sebab pada reaksi diatas ada satu unsur yaitu atom klor, Cl mengalami reaksi oksidasi dan reduksi secara bersamaan. Reaksi oksidasinya yaitu dari 0 menjadi +1, sedangkan reaksi reduksinya yaitu dari 0 menjadi -1



Oksidator dan Reduktor

Reaksi fotosintesis yang terjadi pada tanaman merupakan salah satu reaksi redoks, karena bilangan aoksidasi dari atom oksigen berubah dari -2 menjadi 0 dan bilangan oksidasi atom karbon mengalami perubahan dari +4 menjadi 0, seperti yang ditunjukkan pada reaksi berikut :



Analisis dari reaksi tersebut memperlihatkan bahwa bilangan oksidasi dari setiap elemen dari molekul kovalen tidak akan mengubah elemen tersebut menjadi elemen yang bermuatan ion . Atom karbon dalam molekul CO_2 secara nyata tidak berbentuk sebagai ion

C⁴⁺. Sehingga dapat dikatakan bahwa bilangan oksidasi hanya untuk menunjukkan bentuk (kind of changes) muatan suatu elemen didalam suatu molekul.

Suatu spesies yang menyebabkan terjadinya reaksi oksidasi didalam suatu reaksi redoks disebut sebagai *zat pengoksidasi (oksidator = oxidizing agent)*. Zat pengoksidasi dapat berupa elemen, ion atau senyawa. Fungsi daripada zat pengoksidasi didalam reaksi redoks ada 3 bentuk, yaitu :

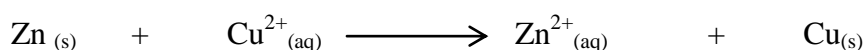
1. electron transfer : the oxidizing agent removes electrons from spesies being oxidized
2. oxidation numbers : the oxidizing agent contains an element that undergoes a decrease in oxidation number.
3. Reaction : the oxidizing agent is the species that is reduced.

Sedangkan bila suatu spesies yang menyebabkan terjadinya reaksi reduksi didalam suatu reaksi redoks disebut sebagai *zat pereduksi (reduktor = reducing agent)*. Zat pereduksi dapat berupa elemen, ion atau senyawa. Fungsi daripada zat pereduksi didalam reaksi redoks ada 3 bentuk, yaitu :

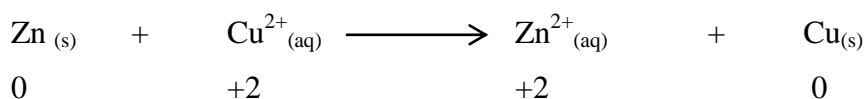
1. electron transfer : the reducing agent supplies electrons from spesies being reduced
2. oxidation numbers : the reducing agent contains an element that undergoes a increase in oxidation number.
3. Reaction : the reducing agent is the species that is oxidized

Contoh Soal

1. Tentukan zat pereduksi (reduktor) dan zat pengoksidasi (oksidator) dari reaksi berikut:



Jawab :



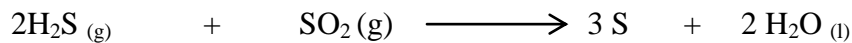
Zn : *Reduktor (reducing agent)*

- Karena : a. dari reaksi diatas bilangan oksidasi Zn mengalami peningkatan yaitu dari 0 menjadi +2 (disebut oksidasi)
- b. Zn merupakan unsur yang dioksidasi

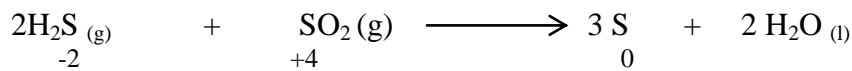
Cu : Oksidator (*oxidizing agent*)

Karena : a. dari reaksi diatas bilangan oksidasi Cu mengalami penurunan yaitu dari +2 menjadi 0 (disebut reduksi)
b. Cu merupakan unsur yang direduksi

2. Tentukan zat pereduksi (reduktor) dan zat pengoksidasi (oksidator) dari reaksi berikut:



Jawab :



H₂S : Reduktor (*reducing agent*)

Karena : a. dari reaksi diatas bilangan oksidasi S dalam molekul H₂S mengalami peningkatan yaitu dari -2 menjadi 0 (disebut oksidasi)
b. S dalam molekul H₂S merupakan unsur yang dioksidasi

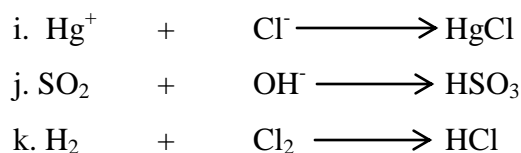
SO₂ : Oksidator (*oxidizing agent*)

Karena : a. dari reaksi diatas bilangan oksidasi S dalam molekul SO₂ mengalami penurunan yaitu dari +4 menjadi 0 (disebut reduksi)
b. S dalam molekul SO₂ merupakan unsur yang direduksi

Soal – Soal

3. Tentukanlah, apakah reaksi dibawah ini termasuk reaksi redoks atau tidak?

- $\text{Cu} + \text{NO}_3^{-1} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S} + \text{NO}$
- $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$
- $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{H}_3\text{HSO}_3 \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_3\text{HSO}_4$
- $\text{ZnCO}_3 \longrightarrow \text{ZnO} + \text{CO}_2$
- $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
- $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$



Menyatakan Konsentrasi Larutan

Konsentrasi suatu larutan merujuk ke bobot atau volume zat terlarut yang berada dalam pelarut ataupun larutan yang banyaknya ditentukan. Terdapat beberapa metode yang lazim untuk menyatakan konsentrasi larutan yaitu :

1. Persen Bobot
2. Persen Voleme
3. Fraksi mol
4. Molalaitas
5. Molaritas
6. Normalitas

Fraksi bobot dan Persen Bobot

Fraksi bobot komponen tertentu dalam larutan adalah perbandingan banyaknya gram komponen itu terhadap banyaknya gram larutan. Secara matematis dapat ditulis dalam bentuk persamaan sebagai berikut :

$$\boxed{\text{Fraksi bobot} = \frac{\text{gram komponen}}{\text{gram total larutan}}}$$

Misalkan, suatu larutan tersusun dari 12,5 g air dan 37,5 g etanol, maka jumlah fraksi bobot air dalam larutan tersebut adalah :

$$\begin{aligned} \text{Fraksi bobot air} &= \frac{12,5 \text{ g } H_2O}{12,5 \text{ g } H_2O + 37,5 \text{ g } C_2H_5OH} \\ &= \frac{12,5 \text{ g}}{50 \text{ g}} \\ &= 0,25 \end{aligned}$$

Persen bobot semata-mata adalah Fraksi bobot dikali dengan 100%, dan secara matematis dapat ditulis dalam bentuk persamaan sebagai berikut :

$$\text{Persen bobot} = \frac{\text{gram komponen}}{\text{gram total larutan}} \times 100\%$$

Misalnya suatu larutan mempunyai fraksi bobot etanol 0,75 berarti larutan tersebut memiliki persen bobot etanol sama dengan 75%. Untuk menenkankan bahwa ini adalah persen bobot, sering ditulis sebagai etanol 75% w/w, hal ini menyatakan bahwa setiap 100g larutan terdapat 75 g etanol.

Persen Volume

Konsentrasi suatu larutan dari dua cairan seringkali dinyatakan sebagai persentase volume. Secara matematis Persen volume dapat dinyatakan dengan persamaan sebagai berikut:

$$\text{Persen volume} = \frac{\text{volume komponen}}{\text{volume total larutan}} \times 100\%$$

Fraksi Mol

Pengetahuan banyaknya partikel zat terlarut yang tercampur dengan partikel pelarut yang banyaknya diketahui, diisyaratkan dalam banyak kegiatan laboratorium. Satu cara untuk menyatakan banyaknya partikel adalah dalam banyaknya mol zat terlarut.

Fraksi mol didefinisikan sebagai perbandingan banyaknya mol komponen tertentu terhadap banyaknya mol total dalam suatu larutan. Secara matematis dapat dituliskan dengan persamaan sebagai berikut:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

Dimana :

X_A : Fraksi mol komponen A

n_A, n_B, n_C : Banyaknya mol komponen A, B dan C

Istilah yang sering juga digunakan adalah persen mol (% mol), diperoleh dengan mengalikan saja fraksi mol dengan 100. Secara matematis dapat ditulis dengan persamaan sebagai berikut :

$$\text{Persen mol} = \frac{n_A}{n_B + n_B + n_C + \dots} \times 100\%$$

Contoh Soal

1. Hitunglah fraksi mol etil alkohol, C₂H₅OH, dan air dalam suatu larutan yang terbuat dengan melarutkan 13,8g alkohol ke dalam 27,0 g air ?

Penyelesaian

Dik :

Massa alkohol = 13,8 g

Massa air = 27,0 g

Bobot molekul (Bm) C₂H₅OH = 46 sma
= 46 g/mol

Bobot molekul (Bm) H₂O = 18 sma
= 18 g/mol

Dit :

1. Fraksi mol C₂H₅OH
2. Fraksi mol H₂O

Jawab :

Tahap I, Tentukan jumlah mol C₂H₅OH dan H₂O

$$\text{mol } C_2H_5OH = \frac{gm}{Bm}$$

$$\text{mol } C_2H_5OH = \frac{13,8 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,30 \text{ mol}$$

$$\text{mol } H_2O = \frac{27,0 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}}$$

$$= 1,50 \text{ mol}$$

Tahap II. Tentukan jumlah fraksi mol C_2H_5OH dan H_2O

$$\text{Fraksi mol } C_2H_5OH = \frac{\text{mol } C_2H_5OH}{\text{mol } C_2H_5OH + \text{mol } H_2O}$$

$$\begin{aligned}\text{Fraksi mol } C_2H_5OH &= \frac{0,30 \text{ mol}}{0,30 \text{ mol} + 1,50 \text{ mol}} \\ &= 0,167 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\text{Fraksi mol } H_2O = \frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } C_2H_5OH + \text{mol } H_2O}$$

$$\begin{aligned}\text{Fraksi mol } H_2O &= \frac{1,50 \text{ mol}}{0,30 \text{ mol} + 1,50 \text{ mol}} \\ &= 0,833 \text{ mol}\end{aligned}$$

Catatan :

Seperenam (0,167) dari semua molekul dalam larutan adalah molekul etil alkohol. Perhatikan bahwa jumlah jumlah fraksi mol zat terlarut dan pelarut haruslah sama dengan *satu*. Sehingga cara lain menentukan jumlah fraksi H_2O (fraksi zat terlarut) jika fraksi mol zat terlarutnya diketahui adalah :

$$\begin{aligned}\text{Fraksi mol } H_2O &= 1 - \text{fraksi mol } C_2H_5OH \\ &= 1 - 0,167 \text{ mol} \\ &= 0,833 \text{ mol}\end{aligned}$$

Molalitas (m)

Molalitas dari suatu larutan adalah jumlah mol zat terlarut perkilogram pelarut. Volume larutan tak diperlukan dalam menyiapkan larutan molal, cukup dengan diketahuinya bobot zat terlarut dan pelarut. Secara matematis dapat ditulis dengan bentuk persamaan sebagai berikut :

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$$

Contoh Soal

1. Hitunglah molalitas suatu larutan yang dibuat dengan melarutkan 262 g etilen glikol, C₂H₆O₂, dalam 8000 g air?

Penyelesaian :

Dik :

Massa etilen glikol, C₂H₆O₂ : 262 g

Massa air, H₂O : 8000g = 8 kg

Bobot molekul C₂H₆O₂ = (2 x 12 sma) + (6 x 1 sma) + (2 x 16 sma)
= 62 sma
= 62 g/mol

Dit :

Molalitas =?

Jawab :

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$$

$$\text{molalitas (m)} = \frac{262 \text{ g} / 62 \text{ g/mol}}{8 \text{ kg}}$$

$$\text{molalitas (m)} = \frac{4,2258 \text{ mol}}{8 \text{ kg}}$$

$$\begin{aligned} \text{molalitas (m)} &= 0,528 \text{ mol/kg pelarut} \\ &= 0,528 \text{ m} \end{aligned}$$

Molaritas (M)

Molaritas(M) suatu larutan adalah banyaknya mol zat terlarut perliter larutan. Secara matematis dapat ditulis dengan bentuk persamaan sebagai berikut :

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

Contoh Soal

1. Hitunglah molaritas suatu larutan yang dibuat dengan melarutkan 4,0 g kalsium bromida, CaBr₂, dalam air secukupnya untuk memperoleh 200 ml larutan?

Penyelesaian :

Dik :

Massa kalsium bromida, CaBr₂ : 4,0 g
Volume larutan : 200 ml = 200 ml / 1000ml = 0,2 l
Bobot molekul CaBr₂ = (1 x 40,08 sma) + (2 x 79,91 sma)
= 199,9 sma = 200 sma
= 200 g/mol

Dit :

Molaritas =?

Jawab :

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

$$\text{molaritas (M)} = \frac{4 \text{ g} / 200 \text{ g/mol}}{0,2 \text{ l}}$$

$$\text{molaritas (M)} = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,2 \text{ l}}$$

$$\begin{aligned} \text{molaritas (M)} &= 0,1 \text{ mol/l} \\ &= 0,1 \text{ M} \end{aligned}$$

2. Berapakah bobot soda kue (natrium bikarbonat), NaHCO₃ yang diperlukan untuk membuat 150 ml larutan 0,350 M ?

Penyelesaian :

Dik :

Volume larutan = 150 ml = 150 ml / 1000ml = 0,15 L
Bobot molekul NaHCO₃ = (1 x 22,99 sma) + (1 x 1,0079 sma) + (1 x 12,01 sma)
+ (3 x 16 sma)
= 84,0079 sma = 84 sma

$$= 84 \text{ g/mol}$$

$$\text{Konsentrasi larutan} = 0,350 \text{ M}$$

Dit :

$$\text{Bobot NaHCO}_3 = \dots\dots\dots?$$

Jawab :

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

$$0,350 \text{ M} = \frac{\text{NaHCO}_3 \text{ g} / 84 \text{ g/mol}}{0,15 \text{ L}}$$

$$0,350 \text{ mol/L} = \frac{\text{g NaHCO}_3}{12,6 \text{ mol/L}}$$

$$\text{g NaHCO}_3 = 4,41$$

Normalitas (N)

Normalitas dari suatu larutan adalah banyaknya ekuivalen zat terlarut per liter larutan. Konsentrasi larutan yang dinyatakan dalam normalitas digunakan dalam reaksi oksidasi – reduksi dan dalam reaksi asam basa. Secara matematis dapat ditulis dengan persamaan sebagai berikut :

$$\text{normalitas} = \frac{\text{ekuivalen zat terlarut}}{\text{liter larutan}} = \frac{\text{g zat terlarut} / \text{g / ekuivalen}}{\text{L larutan}}$$

Dimana :

Ekuivalen : Valensi asam – basa atau valensi dari reaksi oksidasi – reduksi

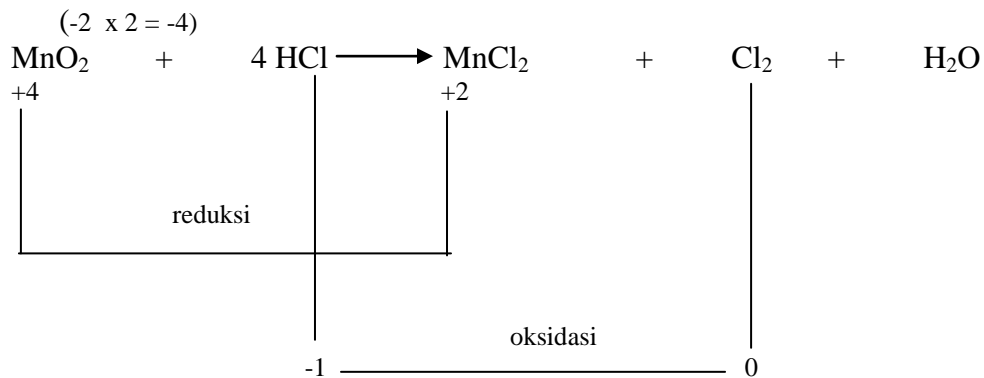
Bobot ekuivalen dari zat pengoksid atau pereduksi adalah bobot zat itu yang diperlukan untuk memperoleh ataupun melepaskan 1 mol electron

Contoh Soal :

1. Hitunglah bobot ekuivalen dari tiap pereaksi dalam reaksi redoks berikut :



Jawab :



Dari reaksi diatas yang disebut sebagai *pereaksi* adalah : MnO_2 dan HCl

Diketahui :

- Bobot molekul MnO_2 = 86,94 sma
= 86,94 g /ml
- Bobot molekul HCl = 36,5 sma
= 36,5 sma

Valensi reaksi reduksi dari Mn adalah 2 \longrightarrow (dari +4 ke +2 selisihnya adalah 2)

Valensi reaksi oksidasi dari Cl adalah 1 \longrightarrow (dari -1 ke 0 selisihnya adalah 1)

Maka :

- a. bobot ekuivalen dari MnO_2 adalah = g / Valensi reaksi reduksi
= 86,94 g / 2
= 43,47 g
- b. bobot ekuivalen dari HCl adalah = g / Valensi reaksi oksidasi
= 36,5 g / 1
= 36,5 g

Catatan :

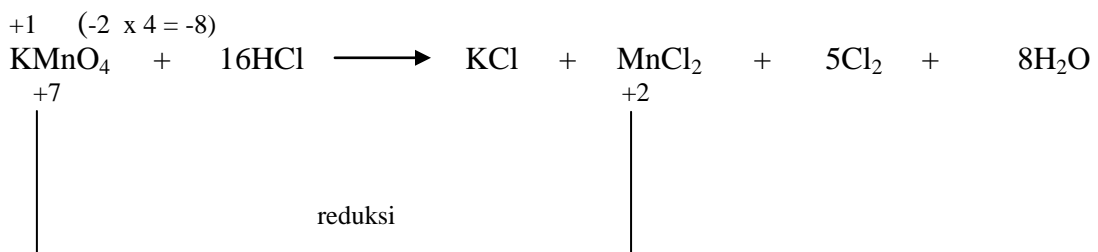
Valensi reaksi dari atom oksigen dan hidrogen tidak diperhitungkan sebab bilangan oksidasi dari atom oksigen dan hidrogen tetap, artinya tidak mengalami perubahan dalam reaksi tersebut.

2. Hitunglah bobot kalium permanganat, KMnO_4 , yang terdapat dalam 500 ml larutan 0,1 N. Reaksi redoksnya adalah sebagai berikut :



Penyelesaian :

Dik :



Volume larutan = 500 ml = 500 ml / 1000ml = 0,5 L

Bobot molekul KMnO_4 = (1 x 39,10 sma) + (1 x 54,94 sma) + (4 x 16 sma)
 = 158,04 sma = 158 sma
 = 158 g/mol

Valensi reaksi reduksi dari Mn adalah 5 \longrightarrow (dari + 7 ke +2 selisihnya adalah 5)

Bobot ekuivalen dari KMnO_4 adalah = g / Valensi reaksi reduksi
 = 158 g / 5
 = 31,6 g

Konsentrasi larutan = 0,1 N

Dit :

Bobot KMnO_4 =?

Jawab :

$$\text{normalitas} = \frac{\text{ekuivalen zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$$

$$\text{normalitas} = \frac{\text{g zat terlarut} / \text{g / ekuivalen}}{\text{liter larutan}}$$

$$0,1 \text{ N} = \frac{\text{g zat terlarut} / 31,6 \text{ g}}{0,5 \text{ L}}$$

$$0,1 N = \frac{g \text{ KMnO}_4}{15,8}$$

$$g \text{ KMnO}_4 = 1,58$$

Menyiapkan Larutan Dengan Pengenceran

Dalam rangka melakukan kerja rutin di laboratorium, tidaklah luar biasa untuk memiliki larutan encer atau mengurangi kepekatan mereka (mengurangi konsentrasi larutan) dengan menambahkan sejumlah pelarut. Banyak bahan kimia laboratorium dibeli dalam bentuk larutan air yang pekat. Karena inilah cara pembelian yang ekonomis. Tetapi biasanya bahan kimia ini terlalu pekat untuk langsung digunakan dan karenanya mereka harus diencerkan.

Proses pengenceran melibatkan pencampuran suatu larutan pekat dengan pelarut tambahan untuk memberikan volume akhir yang lebih besar. Selama proses ini, banyaknya mol yang ada didalam larutan tetap, dan hanya volume yang bertambah. Fakta ini membentuk dasar untuk mengerjakan soal yang membahas pengenceran.

Jika kita kalikan molaritas larutan (M) dengan volumenya, V, maka kita akan memperoleh banyaknya mol zat terlarut.

$$M \cdot V = \text{mol} / L \times L$$

$$= \text{mol.}$$

Karena mol zat terlarut tetap sama selama proses pengenceran, maka hasil kali molaritas dan volume awal (M_1V_1) haruslah sama dengan hasil kali molaritas dan volume akhir (M_2V_2). Ini menghasilkan persamaan sebagai

$$M_1V_1 = M_2V_2 \text{ atau}$$

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

Rumus Pengenceran

Contoh Soal

1. Berapa mililiter H₂SO₄ pekat (18 M) yang diperlukan untuk mempersiapkan 750 ml larutan H₂SO₄ 3,0 M ?

Penyelesaian :

Dik :

$$M_1 = 18 \text{ M}$$

$$M_2 = 3,0 \text{ M}$$

$$V_2 = 750 \text{ ml}$$

Dit

$$V_1 = \dots\dots\dots?$$

Jawab :

Berdasarkan rumus pengenceran bahwa :

$$\begin{aligned} M_1 \cdot V_1 &= M_2 \cdot V_2 \\ (18 \text{ M}) \cdot V_1 &= (3,0 \text{ M}) \cdot (750 \text{ ml}) \\ V_1 &= \frac{(3,0 \text{ M}) \cdot (750 \text{ M})}{18 \text{ M}} \\ V_1 &= 125 \text{ ml.} \end{aligned}$$

Catatan

1. Hal yang sangat penting harus diperhatikan dalam melakukan pengenceran terhadap bahan kimia yang pekat, dimana kadang-kadang selama proses pengenceran terjadi maka akan dibebaskan sejumlah besar kalor, terutama untuk asam – asam kuat seperti HCl dan H₂SO₄, maka untuk menyerap kalor dengan aman adalah dengan cara menambahkan asam sulfat pekat kedalam air, jangan sekali-kali sebaliknya. Jika air yang ditambahkan kedalam asam sulfat pekat, dengan begitu banyaknya kalor yang dibebaskan maka akan menyebabkan air mendidih serta memercikkan asam itu ke muka anda dan dapat menderita kecelakaan.
2. Bahan kimia yang disimpan dalam laboratorium sering disebut juga sebagai **reagen (reagent)**

Soal – soal

1. Berapa banyak air yang harus ditambahkan kedalam 2 liter larutan KOH 0,5 M. untuk menghasilkan larutan KOH dengan konsentrasi 0,350 M ?
2. Dengan menambahkan 200 ml air kedalam 300 ml larutan yang labelnya tertulis HNO₃ 0,600 M. Berapakah konsentrasi akhir larutan tersebut ?
3. Bagaimana prosedur yang tepat untuk mengencerkan suatu reagen pekat seperti asam sulfat, H₂SO₄?
4. Berapa mililiter HCl 1,00 M harus ditambahkan kepada 50 ml 0,500 M HCl untuk menghasilkan larutan dengan konsentrasi 0,6 M
5. Berapa mililiter NH₃ pekat harus digunakan untuk menyiapkan 250 ml NH₃ 0,5 M ?

Cara Kerja Membuat Larutan Kimia

Melarutkan Kristal

Jika kita hendak membuat suatu larutan baku dengan konsentrasi tertentu hal yang harus kita lakukan adalah sebagai berikut :

- a. timbanglah zat padat (kristal) dengan teliti
- b. masukkanlah zat yang telah ditimbang kedalam labu ukur dengan memakai corong, kemudian kita tambahkan air kedalam labu ukur dengan ukuran mula-mula setengah bagian dari jumlah larutan sambil labu digoyang supaya kristal larut, kemudian air ditambahkan lagi sehingga dekat garis batas. Penambahan air selanjutnya dilakukan dengan memakai pipet tetes hingga sampai kegaris batas dari labu ukur.
- c. Setelah beberapa lama (± 10 menit) larutan telah dapat dipindahkan kebotol yang telah diberi label atau telah dapat dititer.

Catatan :

Bila kristal tersebut susah larut dan harus dipanaskan, maka setelah ditimbang masukkan kedalam beaker gelas dan ditambahkan air seperempat (1/4) bagian atau setengah (1/2) bagian dari larutan lalu dipanaskan atau diaduk sampai larut, baru kemudian dimasukkan kedalam labu takar dan tambahkan air sedikit demi sedikit dengan memakai beaker glass bekas tempat melarutkan kristal semula sehingga dekat kegaris batas akhirnya, untuk kegaris batas kita gunakan pipet tetes.

Melarutkan Zat Cair atau Mengencerkan Larutan

- ❖ Pipetlah cairan (larutan pekat) yang hendak diencerkan sebanyak yang diperlukan kedalam labu takar (labu ukur)
- ❖ Tambahkan air sedikit demi sedikit sambil digoyang teratur sampai larut kemudian penuhi hingga dekat garis batas, dan akhirnya paskan dengan memakai pipet tetes.
- ❖ Biarkan beberapa menit (± 10 menit), zat bila telah dingin dapat dipindahkan kedalam botol yang telah berlabel.

Catatan :

Bila yang dilarutkan asam sulfat pekat, kita harus memasukkan air terlebih dahulu kedalam labu takar, kira – kira 3/4 bagian dari larutan, baru kemudian asam sulfat pekat dan akhirnya air ditambahkan dengan menggunakan pipet tetes untuk mencapai garis batas.

Teknik Membuat Larutan

1. Larutan Fehling A

Timbang 69,3 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, kemudian larutkan dalam 1 liter air, supaya larutan tampak jernih tambahkan 1 tetes atau 2 tetes H_2SO_4 pekat.

2. Larutan Fehling B

Timbang 346 g K-Na- tartrat dan 100 g NaOH, kemudian larutkan dalam 1 liter air. (perbandingan dapat diperbesar atau diperkecil).

3. Larutan Aquaregia (air raja) = king water

Pipet 10 cc HNO_3 pekat ditambah 30 cc HCl pekat dalam gelas Erlenmeyer. Campuran ditutup dalam botol yang rapat. (perbandingan dapat diperbesar atau diperkecil sesuai dengan kebutuhan).

4. Indikator Amilum

cara I : Campurkan 10 g kanji yang larut dengan baik dalam air dingin sampai menjadi pasta. Kemudian pasta tersebut tuangkan dalam air mendidih sampai 1 liter

cara II : 5 g amilum tambahkan sedikit air dingin dan diaduk hingga menjadi bubur, kemudian ditambah 50 ml air mendidih dan dididihkan selama 2 menit dan tambahkan lebih kurang 2 mg HgI_2 supaya larutan stabil.

5. **Indikator Phenolptalein (PP)**

Timbang 0,5 g indikator phenolptalein, larutkan dalam 60 ml alkohol 96 % dan 60 ml air.

6. **Larutan Benedikt**

- ❖ Dengan bantuan pemanasan, larutkan 173 g natrium sitrat dan 100 g natrium karbonat anhidrus dalam 800 ml air. Saring dan encerkan sampai volume larutan 850 ml.
- ❖ Larutkan 17,3 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ dalam 100 ml air.
- ❖ Bila larutan diatas sudah dingin maka dengan perlahan-lahan tambahkan larutan CuSO_4 kedalam campuran karbonat atau sitrat. Kemudian encerkan dengan air sampai 1 liter.
- ❖ Larutan Benedikt dipakai untuk menentukan uji glukosa.

7. **Reagen Biuret**

Larutan A : larutkan 440 g NaOH dalam 1 liter air

Larutan B : larutkan 25 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ dalam 1 liter air

1 ml larutan A dimasukkan dalam larutan yang akan diperiksa, kemudian ditambah 1 tetes larutan B. Jika ada Protein maka akan terbentuk larutan berwarna ungu atau violet.

8. **Aquadest = air suling**

Dibuat dengan mendistilasi air sumur atau air leding. Gunanya untuk pelarut zat kimia, terutama zat yang PA (pro analisis)

9. **Larutan 1 l asam asetat (CH_3COOH) 1 N**

Pipet 57 ml CH_3COOH pekat, kemudian encerkan dengan air sampai 1 liter

10. **Larutan 1 liter HCl 1 N**

Pipet 83 ml HCl pekat, kemudian encerkan dengan air sampai 1 liter

11. **Larutan 1 liter HNO_3 1 N**

Pipet 47,6 ml HNO_3 pekat (21N), kemudian encerkan dengan air sampai 1 liter.

12. **Larutan 1 liter H_2SO_4 1 N**

Kedalam 972 ml air, ditambahkan H_2SO_4 pekat, sampai 1 liter dan kemudian dicampurkan.

13. **Larutan ammonium asetat ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$)**

Timbang 77 g ammonium asetat, kemudian larutkan dengan air sampai 1 liter.

14. Larutan ammonium karbonat (NH_4CO_3) 1 liter, 4 N

Timbang 40 g ammonium karbonat, kemudian tambahkan 140 ml ammonium hidroksida pekat (NH_4OH) dan larutkan dengan air sampai 1 liter.

15. Larutan ammonium klorida (NH_4Cl) 1 liter, 1N

Timbang 54 g ammonium klorida dan larutkan dalam air sampai 1 liter.

16. Larutan ammonium nitrat (NH_4NO_3) 1 liter, 1 N

Timbang 80 g ammonium nitrat dan larutkan dalam air sampai 1 liter.

17. Reagen Millon

Millon A

Tuangkan 100 ml H_2SO_4 pekat kedalam 800 ml air sambil didinginkan. Geruslah 100 g AgSO_4 dalam sebuah lumpang (mortal) dengan mencampur sedikit asam sulfat encer. Larutan yang terbentuk dituangkan kedalam labu takar ukuran 1000 ml (1 liter) dan diencerkan sampai garis batas, kemudian disaring.

Millon B

Larutkan 5 g NaNO_3 dalam 500 ml air.

Millon C

Campurkan 2 bahagian volume A dengan 1 bagian Volume B. Simpan larutan ini dalam botol yang berwarna coklat atau hijau dan pada tempat yang dingin.

18. Reagen Tollen

Larutan I

Campurkan 7 ml NH_3 (aq) 27% dengan aquadest sehingga volume larutan menjadi 100 ml

Larutan II

20 ml 5% AgNO_3

Larutan III

10 tetes 10% NaOH

Cara mencampurkannya.

- ❖ larutan II dan III dicampurkan, setiap 2 ml larutan II ditambahkan 1 tetes larutan III sehingga terjadi endapan abu-abu (disebut campuran IV)
- ❖ Kemudian kita tambahkan larutan I kedalam campuran IV jangan sampai berlebih. Hasilnya ini disebut ***reagen Tollens***. Guna reagen ini untuk uji kualitatif terhadap ***aldehid dan gula pereduksi***.

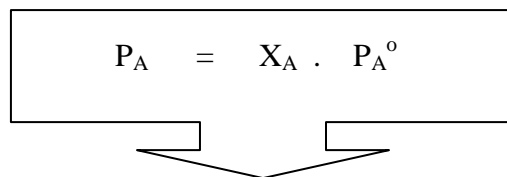
Sifat Koligatif Larutan

Sifat koligatif larutan merupakan sifat larutan yang bergantung kepada banyaknya partikel zat terlarut, dan tidak kepada macamnya. Secara umum sifat koligatif larutan terdiri atas : tekanan uap, titik beku, titik didih dan tekanan osmosis.

Sejauh mana sifat suatu larutan berubah dibandingkan dengan sifat pelarut murni dinyatakan dengan hukum sifat koligatif larutan, yang menyatakana bahwa : “*Selisih tekanan uap, titik beku, dan titik didih suatu larutan dengan tekanan uap, titik beku dan titik didih pelarut murni berbanding langsung dengan konsentrasi molal zat terlarut* “. Suatu larutan hipotetis yang berperilaku secara eksak seperti yang diuraikan oleh hukum koligatif larutan disebut suatu larutan ideal. Kebanyakan larutan mendekati perilaku ideal hanya bila dalam keadaan sangat encer.

3.9.1. Tekanan uap.

Berdasarkan hukum Raoult bahwa tiap komponen dalam suatu larutan melakukan tekanan yang sama dengan fraksi mol kali tekanan uap dari komponen murni, atau secara matematis dapat dibuat dengan persamaan sebagai berikut :

$$P_A = X_A \cdot P_A^\circ$$


Dimana :

P_A : Tekanan uap yang dilakukan oleh komponen A dalam larutan

X_A : Fraksi mol komponen A

P_A° : Tekanan uap zat murni A

Contoh Soal

1. Hitunglah tekanan uap suatu larutan air dari sukrosa 2,0 m pada suhu 30°C. (jika tekanan uap air murni pada suhu 30°C adalah 31,82 mmHg)

Penyelesaian :

Dik :

Konsentrasi larutan = 2,0 m , dimana

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$$

Berarti :

$$\begin{aligned} \text{Mol zat terlarut} &= \text{molalitas/ kg pelarut} \quad (\text{misal pelarut (air)} = 1 \text{ kg}) \\ &= 2 / 1 \text{ kg} \\ &= 2 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Mol pelarut} &= \text{g / BM} \\ &= 1 \text{ kg} / 18 \text{ g/mol} \\ &= 1000 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} \\ &= 55,6 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{Tekanan uap pelarut (P}_A^{\circ}) = 31,82 \text{ mmHg}$$

Dit :

$$P_A = \dots\dots\dots?$$

Jawab :

$$\begin{aligned} P_A &= X_A \cdot P_A^{\circ} \\ X_A &= \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots\dots\dots} \\ X_A &= \frac{55,6 \text{ mol}}{55,6 \text{ mol} + 2 \text{ mol}} \\ X_A &= 0,965 \end{aligned}$$

Maka :

$$\begin{aligned} P_A &= X_A \cdot P_A^{\circ} \\ P_A &= (0,965) \cdot (31,82 \text{ mmHg}) \\ P_A &= 30,7 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

3.9.2. Titik Didih.

Titik didih suatu larutan dapat lebih tinggi maupun lebih rendah daripada titik didih pelarut, tergantung kepada kemudahan zat terlarut tersebut menguap dibandingkan dengan pelarutnya. Jika zat terlarut itu bersifat tidak atsiri (tidak bersifat mudah menguap) misalnya gula, maka larutan gula dalam air akan mendidih pada suatu temperatur yang lebih tinggi daripada titik didih air. Namun jika zat terlarut tersebut bersifat atsiri (artinya zat terlarut bersifat mudah menguap) misalnya etil alkohol, maka larutan alkohol dalam air akan mendidih pada temperatur dibawah titik didih air.

Pada larutan etil alkohol-air, etil alkohol (titik didih : $78,3^{\circ}\text{C}$) mempunyai kecendrungan yang lebih besar untuk menjadi uap, dari pada air. Tekanan uap larutan (jumlah tekanan uap etil alkohol dan tekanan uap air) sama dengan tekanan atmosfer pada temperatur dibawah 100°C . Artinya titik didih larutan terletak dibawah titik didih air murni. Hukum sifat koligatif tidak berlaku untuk larutan dengan zat terlarut yang bersifat atsiri, seperti larutan etil alkohol – air itu.

Hukum sifat koligatif larutan dapat diterapkan dalam meramalkan titik didih larutan yang zat terlarutnya bukan elektrolit dan bersifat tidak atsiri. Telah ditentukan secara eksperimen bahwa 1,00 mol ($6,02 \times 10^{23}$ molekul) bukan elektrolit tak atsiri apa saja yang dilarutkan dalam 1,00 kg air menaikkan titik didih kira-kira $0,256^{\circ}\text{C}$ (yakni $0,512^{\circ}\text{C} \times 2$.) dan seterusnya. Dari data ini, dapatlah dilihat bahwa perubahan titik didih dari pelarut murni kelarutan adalah Δt_{bp} , berbanding lurus dengan konsentrasi molal, m, dari larutan itu.

$$\Delta t_{bp} = k_b \cdot m$$

Dimana :

k_b : tetapan titik kenaikan titik didih molal dari pelarut. Nilai tetapan ini untuk beberapa pelarut dicantumkan pada tabel 1.

Δt_{bp} : perubahan titik didih dari pelarut murni

m : molal

Tabel 1. Tetapan titik beku dan titik didih molal

Tetapan Titik beku dan titik didih molal				
Pelarut	Titik beku		Titik didih	
	°C	k_f °C / m	°C	k_b °C / m
Asam asetat	16,60	3,90	117,9	3,07
Benzena	5,50	4,90	80,10	2,53
Kamfor	179,8	39,7	207,42	5,61
Etil eter			34,51	2,02
Nitrobenzen	5,7	7,00	210,8	5,24
Fenol	40,90	7,40	181,75	3,56
Air	0,00	1,86	100,00	0,512

Contoh Soal

1. Hitunglah titik didih suatu larutan yang mengandung 1,5 g gliserin, $C_3H_5(OH)_3$, dalam 30 g air.

Penyelesaian :

Dik :

Bobot gliserin ($C_3H_5(OH)_3$) = 1,5 g

Bm $C_3H_5(OH)_3$ = 92 sma
= 92 g / mol

Jumlah pelarut = 30 g = $30 / 1000$ = 0,03 kg

k_b pelarut air = 0,512 °C / m \longrightarrow (diperoleh dari tabel 1)

Dit :

Titik didih larutan =

Jawab :

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

Dimana :

$$\Delta t_{bp} = k_b \cdot m$$

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$$

$$\begin{aligned} \text{molalitas} &= \frac{\text{gram} / B_m}{\text{kg pelarut}} \\ \text{molalitas} &= \frac{1,5 \text{ g} / 92 \text{ mol} / \text{g}}{0,03 \text{ kg}} \\ &= 0,54 \text{ mol/kg} \\ &= 0,54 \text{ m} \end{aligned}$$

Sehingga :

$$\begin{aligned} \Delta t_{\text{bp}} &= k_b \cdot m \\ &= (0,512 \text{ }^\circ\text{C} / \text{m}) \cdot (0,54 \text{ m}) \\ &= 0,28 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Titik didih larutan} &= \text{titik didih pelarut} + \Delta t_{\text{bp}} \\ &= 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,28 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 100,28 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

3.9.3. Titik Beku

Penurunan titik beku Δt_{fp} , berbanding lurus dengan molalitas (m) dari larutan. Secara matematis dapat ditulis dengan persamaan sebagai berikut :

$$\Delta t_{\text{fp}} = k_f \cdot m$$

Dimana :

Δt_{fp} : perubahan penurunan titik beku

k_f : tetapan penurunan titik beku molal dari pelarut

m : molalitas

Hendaknya dicatat bahwa untuk perubahan dalam titik eku, hukum sifat koligatif berlaku baik untuk zat terlarut yang bersifat atsiri maupun yang tidak bersifat atsiri. Pada temperatur rendah, tekanan uap pelarut maupun zat terlarut rendah, dan pengaruh tekanan uap zat terlarut sangat kecil.

Contoh Soal

1. Hitunglah titik beku suatu larutan yang mengandung 2,00 g kloroform, CHCl_3 , yang dilarutkan dalam 50,0 g benzene.

Penyelesaian :

Dik :

Bobot kloroform (CHCl_3) = 2,00 g
Bm CHCl_3 = 119 sma
= 119 g / mol
Jumlah pelarut = 50 g = 50 / 1000 = 0,05 kg
 k_f pelarut benzen = 4,9 °C / m → (diperoleh dari tabel 1)
Titik beku pelarut benzena = 5,50 °C

Dit :

Titik beku larutan =

Jawab :

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

Dimana :

$$\Delta t_{fp} = k_f \cdot m$$

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$$

$$\text{molalitas} = \frac{\text{gram} / \text{Bm}}{\text{kg pelarut}}$$

$$\text{molalitas} = \frac{2,00 \text{ g} / 119 \text{ mol / g}}{0,05 \text{ kg}}$$

$$= 0,336 \text{ mol/kg}$$

$$= 0,336 \text{ m}$$

Sehingga :

$$\begin{aligned} \Delta t_{fp} &= k_f \cdot m \\ &= (4,9 \text{ °C / m}) \cdot (0,336 \text{ m}) \\ &= 1,65 \text{ °C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
\text{Titik beku larutan} &= \text{titik beku pelarut} - \Delta t_{fp} \\
&= 5,50\text{ }^{\circ}\text{C} - 1,65\text{ }^{\circ}\text{C} \\
&= 3,85\text{ }^{\circ}\text{C}
\end{aligned}$$

3.9.4. Penentuan Bobot Molekul Secara Eksprimen.

Bila ditemukan suatu senyawaan baru, tiap hari ditemukan senyawaan-senyawaan baru. Suatu penentuan bobot molekul akan membantu menentukan rumus senyawaan itu. Satu metode eksprimen untuk memperoleh bobot molekul didasarkan pada hukum Avogadro. Metode ini didasarkan pada penentuan bobot 22,4 L gas pada kondisi standard. Gas sebanyak ini mengandung 1 mol, dan bobotnya dalam gram secara numeris adalah bobot molekulnya. Metode ini terbatas untuk zat-zat yang mudah diuapkan tanpa terurai.

Suatu metode kedua untuk menentukan bobot molekul didasarkan pada hukum sifat koligatif. Secara eksperimental, masalahnya adalah mencari bobot zat terlarut yang diperlukan untuk menurunkan titik beku 1 kg pelarut sebanyak k_f , tetapan penurunan titik beku molal (atau bobot yang diperlukan untuk menaikkan titik didih 1 kg pelarut sebanyak k_b , tetapan kenaikan titik didih molal). Bobot zat terlarut ini mengandung 1 mol, dan bobotnya dalam gram secara numeris sama dengan bobot molekulnya.

Contoh Soal

1. Suatu larutan yang dibuat dengan melarutkan 0,243 g senyawaan baru dalam 25,0 g air mempunyai titik beku $-0,201^{\circ}\text{C}$. Hitunglah bobot molekul senyawaan baru tersebut.?

Penyelesaian :

Dik :

$$\begin{aligned}
\text{Bobot senyawaan baru} &= 0,243\text{ g} \\
\text{Jumlah pelarut air} &= 25\text{ g} = 25/1000 = 0,025\text{ kg} \\
k_f \text{ pelarut air} &= 1,86\text{ }^{\circ}\text{C} / \text{m} \longrightarrow \text{(diperoleh dari tabel 1)} \\
\text{Titik beku larutan} &= -0,201\text{ }^{\circ}\text{C} \\
\text{Titik beku pelarut air} &= 0\text{ }^{\circ}\text{C}
\end{aligned}$$

Dit :

Bobot molekul senyawa baru =

Jawab :

$$\Delta t_{fp} = k_f \cdot m$$

$$m = \frac{\Delta t_{fp}}{k_f}$$

Dimana :

Dari persamaan : Titik beku larutan = titik beku pelarut - Δt_{fp} , maka :

$$\begin{aligned}\Delta t_{fp} &= \text{titik beku pelarut} - \text{Titik beku larutan} \\ &= 0^\circ\text{C} - (-2,01^\circ\text{C}) \\ &= 2,01\text{C}\end{aligned}$$

Sehingga :

$$m = \frac{\Delta t_{fp}}{k_f}$$

$$m = \frac{2,01^\circ\text{C}}{1,86^\circ\text{C}/m}$$

$$= 0,108\text{ m}$$

$$= 0,108\text{ mol/kg}$$

Dari persamaan :

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}, \text{ maka :}$$

$$0,108\text{ m} = \frac{0,243\text{ g}/B_m}{0,25\text{ kg}}$$

$$0,108\text{ m} = \frac{0,243\text{ g}}{B_m} : \frac{0,25\text{ kg}}{1}$$

$$0,108\text{ m} = \frac{0,243\text{ g}}{B_m} \times \frac{1}{0,25\text{ kg}}$$

$$(0,108\text{ m}) \cdot B_m \cdot (0,25\text{ kg}) = 0,243\text{ g}$$

$$0,108\text{ mol/kg} \cdot B_m \cdot 0,25\text{ kg} = 0,243\text{ g}$$

$$\begin{aligned}
 B_m &= \frac{0,243 \text{ g}}{0,108 \text{ mol/kg} \cdot 0,25 \text{ kg}} \\
 &= 90,0 \text{ g/mol} \\
 &= 90,0 \text{ sma}
 \end{aligned}$$

Kesimpulan : bobot molekul senyawa baru tersebut adalah **90,0 sma**

Mayoritas senyawaan organik hanya sedikit atau sebenarnya sama sekali tidak larut dalam pelarut air. Maka untuk penentuan bobot molekul senyawaan organik seringkali digunakan kamfor sebagai pelarut. Karena besarnya tetapan penurunan titik beku molal 39,7 °C (seperti tercantum pada tabel 1), maka bobot molekul dapat ditentukan dengan hanya menggunakan sedikit senyawaan organik yang berharga.

Contoh Soal

1. Suatu larutan yang dibuat dengan melarutkan 0,115 g kuinina dalam 1,36 g kamfor mempunyai titik beku 169,6 °C. Hitunglah bobot molekul kuinina yang didasarkan pada data eksperimen ini.?

Penyelesaian :

Dik :

- Bobot senyawaan kuinina = 0,115 g
- Jumlah pelarut komfor = 1,36 g = 1,36 / 1000 = 0,00136 kg
- k_f pelarut komfor = 39,7 °C / m → (diperoleh dari tabel 1)
- Titik beku larutan = 169,6 °C
- Titik beku pelarut komfor = 179,8 °C → (diperoleh dari tabel 1)

Dit :

Bobot molekul senyawa kuinina =

Jawab :

$$\Delta t_{fp} = k_f \cdot m$$

$$m = \frac{\Delta t_{fp}}{k_f}$$

Dimana :

Dari persamaan : Titik beku larutan = titik beku pelarut - Δt_{fp} , maka :

$$\begin{aligned}\Delta t_{fp} &= \text{titik beku pelarut} - \text{Titik beku larutan} \\ &= 179,8^\circ\text{C} - 169,6^\circ\text{C} \\ &= 10,2^\circ\text{C}\end{aligned}$$

Sehingga :

$$m = \frac{\Delta t_{fp}}{k_f}$$

$$m = \frac{10,2^\circ\text{C}}{39,7^\circ\text{C}/m}$$

$$= 0,257 m$$

$$= 0,257 \text{ mol/kg}$$

Dari persamaan :

$$\text{molalitas (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}, \text{ maka :}$$

$$0,257 m = \frac{0,115 \text{ g} / Bm}{0,00136 \text{ kg}}$$

$$0,257 m = \frac{0,115 \text{ g}}{Bm} : \frac{0,00136 \text{ kg}}{1}$$

$$0,257 m = \frac{0,115 \text{ g}}{Bm} \times \frac{1}{0,00136 \text{ kg}}$$

$$(0,257 m) \cdot Bm \cdot (0,00136 \text{ kg}) = 0,115 \text{ g}$$

$$(0,257 \text{ mol/kg}) \cdot Bm \cdot (0,00136 \text{ kg}) = 0,115 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} Bm &= \frac{0,115 \text{ g}}{0,257 \text{ mol/kg} \cdot 0,00136 \text{ kg}} \\ &= 329 \text{ g/mol} \\ &= 329 \text{ sma} \end{aligned}$$

Kesimpulan : bobot molekul senyawa kuinina tersebut adalah **329 sma**

DAFTAR PUSTAKA

- Achmad Hiskia dan Tupamahu, M.S., (1992), “ **Struktur Atom Struktur Molekul Sistem Periodik**”, Penerbit PT. Citra Aditya Bakti, Bandung.
- Atkins Peter and Loretta Jones, (1992), “ **Chemistry Molecules Matter and Change**”, Fourth edition, W.H. Freeman and Company, New York.
- Brady James E, (1994), “ **Kimia Universitas Asas Dan Struktur**”, Edisi kelima, Jilid 1, Penerbit Erlangga, Jakarta
- Keenan Charles W, dkk, (1986), “ **Kimia Untuk Universitas**”, Edisi keenam, Jilid 1, Penerbit Erlangga, Jakarta.
- Muis Yugia dan Nasution Syam Mhd, (1986), “**Cara Membuat Larutan Kimia** “, Universitas Sumatera Utara, Medan.
- Theodore Brown L, (1940), “ **Chemistry The Central Science**”, Nineth Edition, Pearson education Inc, the United States of Amerika