



MODUL KIMIA DASAR ANORGANIK
KES 202 (KJ010)

Materi Pertemuan 11
Konsep Mol

Disusun Oleh:
Reza Fadhillah, S.TP., M.Si

UNIVERSITAS ESA UNGGUL
2018

PENDAHULUAN

Campuran zat-zat yang homogen disebut larutan, yang memiliki komposisi merata serba sama di seluruh bagian volumenya. Suatu larutan mengandung zat terlarut, atau lebih dari satu pelarut. Zat terlarut merupakan komponen yang jumlahnya sedikit sedangkan pelarut adalah komponen yang terdapat lebih banyak. Suatu larutan dengan jumlah maksimum zat terlarut pada temperatur tertentu disebut larutan jenuh, sebelum mencapai titik jenuh, larutan tidak jenuh, kadang-kadang dijumpai suatu keadaan dengan zat terlarut dalam larutan lebih banyak dari pada zat terlarut yang seharusnya dapat melarut pada temperatur tersebut. Larutan yang demikian disebut larutan lewat jenuh.

Banyaknya zat terlarut yang dapat menghasilkan larutan jenuh, dalam jumlah tertentu pelarut pada temperatur konstan disebut kelarutan. Kelarutan suatu zat tergantung pada sifat zat, molekul, pelarut, temperatur dan tekanan. Suatu larutan dapat bersifat asam atau bersifat basa, maka Anda dapat mengetahui tentang suatu reaksi asam–basa.

Dengan demikian setelah mempelajari modul ini anda diharapkan dapat memahami dan menghitung serta membuat suatu larutan dengan konsentrasi-konsentrasi tertentu lebih khusus Anda dapat:

1. Dapat membuat larutan dengan konsentrasi tertentu baik Normalitas, Molaritas, %, ppm dan sebagainya.
2. Dapat melakukan perhitungan secara Stoikiometri dalam reaksi kimia
3. Dapat mengaplikasikan persamaan reaksi sampai perhitungan suatu kadar.
4. Dapat melakukan perhitungan secara pengenceran.
5. Kekuatan asam-basa, disosiasi asam–basa
6. Keseimbangan asam-basa
7. Menghitung kontanta keseimbangan, menghitung konsentrasi ion

A. KONSENTRASI LARUTAN.

Konsentrasi larutan didefinisikan sebagai zat terlarut dalam setiap satuan larutan atau pelarut. Pada umumnya konsentrasi dinyatakan dalam satuan fisik, misalnya satuan berat, atau satuan volume atau dalam satuan kimia, misalnya mol, massa rumus dan ekivalen.

Tabel 3.1. Satuan konsentrasi.

Lambang	Nama	Definisi
Satuan Fisika		
% b/b	Persen berat	$\frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{gram larutan}} \times 100$
% v/v	Persen volume	$\frac{\text{ml zat terlarut}}{\text{ml larutan}} \times 100$
% b/v	Persen berat – volume	$\frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{ml larutan}} \times 100$
ppm	Parts per million	$\frac{\text{mg zat terlarut}}{1 \text{ liter larutan}}$
ppb	Parts per billion	$\frac{\mu \text{ zat terlarut}}{1 \text{ liter larutan}}$
Satuan Kimia		
	Fraksi mol	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{mol zat terlarut} + \text{mol pelarut}}$
F	Formal	$\frac{\text{massa rumus zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$
M	Molaritas	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$
m	Molalitas	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$
N	Normalitas	$\frac{\text{equivalen zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$

B. KONSEP MOL

Atom atau molekul sangat kecil dia tidak bisa dilihat. Mengambil satu atom suatu unsur yang massanya 12 u atau mengambil satu molekul yang misalnya massanya 30 u (ingat $1 \text{ u} = 1,6605665 \times 10^{-24} \text{ gram}$) sangat tidak mungkin dilakukan. Dalam praktek sehari-hari yang biasa dilakukan adalah mengambil unsur atau senyawa dalam jumlah yang banyak, yang tentu mengandung banyak atom atau molekul, dengan Massa tertentu yang satuannya gram. Misalnya mengambil karbon sebanyak 12 gram ($A_r \text{ C}=12$) dan pengambilan ini mudah dilakukan dengan cara menimbang. Jadi mengambil zat sesuai dengan A_r atau M_r Zat itu dalam gram sangat mudah dilakukan.

Jumlah atom, molekul atau ion yang terdapat dalam setiap A_r gram atau M_r gram zat adalah sama. Misalnya oksigen O_2 sebanyak 32 gr, mengandung jumlah molekul yang sama dengan metana, CH_4 sebanyak 16 gr (hal ini dapat buktikan dengan mengingat bahwa massa 1 molekul O_2 dan CH_4 masing-masing 32 u dan 16 u dan $1 \text{ u} = 1,6605665 \times 10^{-24} \text{ gram}$). Hanya molekul O_2 lebih besar dibandingkan dengan molekul CH_4 . Dengan analogi yang lebih akrab, bahwa satu lusin telur bebek akan mempunyai massa lebih besar dari pada satu lusin telur puyuh. Seperti penjual telur menghitung telur telur dengan satuan lusin (atau dengan satuan yang lazim seperti dozen dan sebagainya), ahli kimia menghitung jumlah atom-atom, molekul-molekul atau ion-ion dengan satuan jumlah yang disebut mol (Mole). Istilah mol diturunkan dari bahasa latin yang berarti setumpuk atau sejumlah. Mol dalam hal ini adalah konsep besaran yang mewakili setumpuk atau sejumlah, molekul ion atau partikel lain. Berdasarkan sistem satuan SI, mol tidak mempunyai satuan tetapi satuan yang sesuai dengan arti mol itu yaitu sejumlah partikel (*amount of substance*).

Sebelum tahun 1959 IUPAC and IUPAC menggunakan oksigen sebagai standar untuk mendefinisikan mol. Kimiaawan mendefinisikan mol sebagai jumlah atom oksigen yang dipunyai oleh 16 gr oksigen, sedangkan fisikawan mendefinisikan mol dengan cara yang sama tetapi hanya menggunakan nuklida oksigen -16. Kedua organisasi itu pada tahun 1959/1960 setuju mendefinisikan mol sebagai berikut; **Menurut system Internasional (SI) satu mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel-partikel elementer, sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam 0,012 kg (12 gram) karbon-12.**

Definisi ini diadopsi oleh ICPM (International Comitte for Weight and Measures) pada tahun 1967, dan pada 1971 definisi ini diadopsi oleh CGPM (General Conference Weights and Measures) yang ke 14. Pada tahun 1980 the ICPM mengklarifikasi definisi itu dengan mendefinisikan bahwa atom-atom karbon-12 dalam keadaan tidak terikat dan dalam tahana dasarnya (ground state). Definisi satu mol dengan demikian menjadi sebagai berikut: Satu mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel-partikel elementer, sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam 0,012 kg (=12 gram) karbon 12, dimana atom-atom karbon 12 dalam keadaan tidak terikat, diam dan dalam keadaan dasarnya (ground state) Jumlah partikel (atom, molekul, ion) yang terdapat dalam 0,012 kg (12 gram) karbon12 dikenal dengan tetapan Avogadro (the Avogadro constant), dengan lambang L dan jumlah partikel itu ditentukan secara eksperimen. Harga tetapan Avogadro yang telah

diterima adalah sebesar $6,0221479(30) \times 10^{23}$ partikel mol^{-1} . Berdasarkan definisi tersebut, maka 12 gram C-12 (massa atom relatif 12) mengandung 1 mol atom C -12; 32 gram (massa molekul relatif 32) mengandung 1 mol molekul O_2 . Sebaliknya satu mol atom C-12 massanya 12 gram; satu mol molekul O_2 massanya 32 gram; dan satu mol NaOH (s0 massanya adalah 40 gram (M_r NaOH =40). Hubungan 1mol zat dengan A_r atau M_r zat ini sering digunakan untuk mengubah mol menjadi gram atau sebaliknya dari gram menjadi mol. Sebagai contoh , berapa masa dari 2 mol (s) NaOH ?. Penyelesaiannya dengan memakai hubungan 1 mol NaOH dengan M_r nya dalam gram. Jadi

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ gram}$$

$$2 \text{ mol naOH} = 2 \times 40 \text{ gram} = 80 \text{ gram.}$$

Sebaliknya, berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 100 gram NaOH . Penyelesaiannya tetap menggunakan hubungan 1 mol NaOH dengan M_r nya dalam gram.

$$1 \text{ mol (s) NaOH} = 40 \text{ gram}$$

$$1 \text{ gram NaOH} = \frac{1 \text{ mol (s) NaOH}}{40}$$

$$100 \text{ gram NaOH} = 100/40 \times 1 \text{ mol} = 2,5 \text{ mol.}$$

Pengubahan massa (gram) zat menjadi jumlah molnya dengan demikian dilakukan membagi massa (gram) zat dengan A_r atau M_r , Namun demikian definisi mol bukan massa dibagi A_r atau M_r .

Massa satu mol zat yang sesuai dengan massa atom relatif, atau massa molekul relatif , atau massa rumus relatif zat itu dalam gram disebut massa molar(*molar mass*).

Massa molar $\text{O}_2 = 32 \text{ gram mol}^{-1}$ massa molar $\text{NO}_2 = 46 \text{ gram mol}^{-1}$.

Besaran mol sangat penting dalam ilmu kimia, pentingnya mol ini dapat diperlukan pada saat pembahasan mengenai stokiometri.

Stoikiometri dengan faktor konversi

Pengetahuan massa atom relatif , massa molekul relatif atau massa rumus relatif persamaan reaksi serta arti koefisien persamaan reaksi, konsep mol, sangat penting untuk menghitung jumlah atom atau molekul atau ion, massa senyawa dalam gram, dan mol senyawa yang ikut ambil bagian dalam reaksi. Penyelesaian hitungan kimia yang berkembang saat ini menggunakan pendekatan faktor konversi. Hubungan besaran yang telah diketahui antara lain,

1 mol zat mengandung $6,02 \times 10^{23}$ partikel (= tetapan Avogadro).

1 mol zat Massanya A_r gram atau M_r Gram zat (= Massa molar)

Bila kita mengingat kembali pertanyaan diatas, berapakah massa dari 2 mol gas NO_2 dan berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram NO_2 beserta jawabannya masing-masing serta mengingat juga A_r dan M_r adalh tidak ada satuan, maka akan tampak jelas adanya kekacauan dari besaran hasil. Bagaimanakah menyelesaikan hitungan kimia agar

satuan besaran hasil sesuai dengan satuan besaran yang diketahui? Penyelesaian hitungan dengan faktor konversi akan menjawab pertanyaan itu.

Pertanyaanya" berapa massa dari 2 mol zat" penyelesaiannya dapat dilakukan dengan tetap mengingat hubungan 1 mol zat = A_r gram atau M_r gram zat itu. Membagi kedua sisi hubungan besaran itu dengan A_r gram atau M_r gram akan diperoleh hubungan sebagai berikut:

$$= \frac{1 \text{ mol}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}} = \frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}} = 1$$

$\frac{1 \text{ mol}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}$ dikenal dengan faktor konversi yang berharga satu, Oleh

karena harganya satu maka kebalikannya yaitu $\frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{1 \text{ mol}}$ juga mempunyai harga satu.

Jadi factor konversi tersebut dapat dipakai bolak-balik tergantung pada satuan besaran hasil yang diinginkan. Pengubahan 2 mol zat menjadi gram pada soal tersebut di atas, harus dipilih factor konversi sedemikian rupa sehingga satuan besaran hasil adalah gram jadi,

$$\begin{aligned} \text{Massa 2 mol zat} &= (2 \text{ mol zat} \times \frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{1 \text{ mol zat}}) = \text{gram.} \\ &= (2 \times A_r) \text{ gram atau } (2 \times M_r) \text{ gram.} \end{aligned}$$

Demikian juga pertanyaan berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram zat dapat diselesaikan sebagaimana berikut ini.

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol untuk 92 gram zat} &= (92 \text{ gram} \times \frac{1 \text{ mol}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}) \text{ mol} \\ &= \left(\frac{92}{A_r} \right) \text{ mol atau } = \left(\frac{92}{M_r} \right) \text{ mol.} \end{aligned}$$

Oleh karena faktor konversi $\frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{1 \text{ mol zat}}$, juga merupakan Massa molar zat

itu maka penyelesaian soal, berapa Massa dari 2 mol zat diatas dapat juga dilakukan dengan menggunakan massa molar berikut ini.

$$\text{Massa 2 mol zat} = (2 \text{ mol zat} \times A_r \text{ gram mol}^{-1} \text{ zat atau } M_r \text{ Gram mol}^{-1}) \text{ gram.}$$

Demikian juga pertanyaan, berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram zat dapat diselesaikan dengan massa molar sebagai berikut ini.

$$\text{Jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram zat} = (92 \text{ gram} / A_r \text{ gram mol}^{-1}) \text{ mol atau } (92 \text{ gram} / M_r \text{ gram mol}^{-1}) \text{ mol}$$

Berdasarkan penyelesaian soal itu dengan factor konversi, jelas sekali bahwa satuan besaran yang ditanyakan, logis berasal dari besaran yang diketahui.

Contoh 1

Berapa gram NaOH ada dalam 0,5 Mol NaOH?

Penyelesaian

Faktor konversi untuk mengubah mol ke gram adalah dari hubungan 1 mol NaOH = 40 gram NaOH (atau dengan kata lain , massa molar NaOH = 40 gram mol^{-1}) . jadi massa (gram) NaOH = $0,5 \text{ mol NaOH} \times 40 \text{ gram NaOH} / 1 \text{ mol} = 20 \text{ gram}$.

1. Stoikiometri dalam Penentuan Rumus kimia.

Istilah rumus dalam ilmu kimia mengandung berbagai pengertian, yaitu dapat diartikan sebagai komposisi unsur-unsur; jumlah relatif tiap jenis atom yang ada dalam senyawa. Rumus yang menyatakan jumlah yang sesungguhnya tiap jenis atom yang dijumpai dalam molekul disebut Rumus molekul atau Rumus senyawa. Bagaimanakah cara menentukan rumus kimia suatu senyawa? Untuk keperluan ini diperlukan dua hal penting yaitu massa molekul relatif dan persen massa tiap unsur penyusun rumus kimia suatu senyawa.

Penentuan massa molekul relatif telah dibahas diatas. Bagaimanakah Cara menentukan persen Massa unsur penyusun suatu senyawa? Ahli kimia menentukan jenis unsur-unsur dan jumlah unsur-unsur itu dalam suatu senyawa (komposisi senyawa) dengan cara eksperimen analisis unsur dan hal itu dilakukan dengan menggunakan metoda yang bervariasi, Metoda yang digunakan untuk menentukan atom relatif metoda dengan menggunakan Spektrometer massa, atau tergantung juga zat pada jenis unsur yang ada dalam senyawa itu.

Misalnya senyawa hidro karbon (senyawa yang terdiri dari H,C dan oksigen) salah satu contoh dengan cara analisis pembakaran (combustion analysis) yaitu dengan membakar senyawa hidrokarbon itu dengan oksigen untuk mengubah karbon menjadi karbon dioksida dan hydrogen menjadi air, karbon dioksida dan air dari pembakaran itu ditampung dengan absorben dalam tabung perangkap yang terpisah, kedua tabung perangkap sebelumnya ditimbang dahulu bobotnya masing masing setelah hidrokarbon dibakar akan terjadi perbedaan massanya yang merupakan massa karbon dioksida dan air. Dari massa itu persen massa karbon dan hydrogen dapat dihitung sedangkan persentase oksigen sisanya.

Contoh

1,025 gram sampel suatu senyawa yang mengandung karbon dan hydrogen dibakar dengan oksigen menghasilkan karbon dioksida dan air. hasilnya ditampung secara terpisah dan ditimbang , ternyata terbentuk 3,007 g CO₂ dan 1,845 g H₂O bagaimana rumus rumus senyawa tersebut?.

Penyelesaian.

Marilah kita hitung massa karbon dan hydrogen dalam CO₂ dan H₂O.

Dalam 1 mol CO₂ (44, 01 g) terdapat 1 mol C (12, 01 g) sehingga dalam 3,007 g CO₂ terdapat

Massa karbon sebanyak:

$$3,007 \text{ g CO}_2 \times \frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 0,8206 \text{ g C}$$

Demikian juga , 1 mol H₂O (18,02) terdapat 2 mol H (2,06 g) sehingga massa H dalam 1,845 g H₂O adalah

$$1,845 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2,016 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,2064 \text{ g H}$$

Setelah diketahui massa C dan H dalam sampel =, kita dapat menghitung molnya.

$$0,8206 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 0,06833 \text{ mol C.}$$

Dan

$$0,2064 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 0,2048 \text{ mol H.}$$

Sekarang kita tentukan *subscripts* –nya.

$$\text{C}_{0,06833} \text{H}_{0,2048}.$$

Lakukan pembagian dengan *subscripts* yang paling kecil (0,06833).

$$\text{C}_{0,06833/0,06833} = 1 \quad \text{H}_{0,2048/0,06833} = 2,977.$$

Akan menghasilkan C₁H_{2,997} .Jadi rumus empirisnya CH₃.

Senyawa ionik, tidak mempunyai molekul karena senyawa ion tidak terdiri dari molekul tetapi terdiri dari ion-ion. Rumus senyawa ion umumnya berupa rumus empiris seperti NaCl, Na₂SO₄ adalah rumus empiris

Rumus molekul dapat ditentukan setelah terlebih dahulu ditentukan rumus empirisnya dengan cara eksperimen dan kemudian massa molekul relatifnya ditentukan dengan spectrometer massa . Rumus empiris bukan ditentukan dari rumus molekul dan rumus empiris artinya bukan rumus perbandingan atau rumus tersederhana.

2. Stoikiometri reaksi kimia

Dengan memperhatikan suatu persamaan reaksi, kita dapat mengambil kesimpulan apa yang terjadi. Untuk dapat menulis suatu persamaan reaksi harus mampu menulis rumus bangun reaktan (senyawa kimia yang ditulis disebelah kiri tanda panah) dan hasil atau produk (senyawa kimia ditulis sebelah kanan tanda panah).

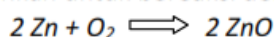
Untuk membantu pengertian ini, persamaan reaksi harus seimbang, yang berarti reaksi harus mengikuti hukum konservasi massa diman jumlah setiap macam atom dikedua sisi anak panah harus sama. Untuk mengurangi

kesalahan dalam menulis persamaan reaksi yang setimbang, perlu diperhatikan langkah-langkah sebagai berikut:

- Tulis persamaan reaksi yang belum setara, perhatikan rumus molekulnya yang benar (sesuai dengan uraian sebelumnya).
- Persamaan reaksi dibuat setara dengan cara menyesuaikan koefisien yang dijumpai pada rumus bangun reaktan dan hasil reaksi sehingga diperoleh jumlah setiap macam atom sama pada kedua sisi anak panah.

Contoh

Diketahui bahwa Logam Zn bereaksi dengan oksigen membentuk ZnO, berapa gram O_2 yang dibutuhkan untuk bereaksi dengan 0,5 mol Zn?



Penyelesaian pertama kita ketahui mol O_2 yang diperlukan untuk dapat bereaksi dengan Zn

$$0,5 \text{ mol Zn} \times \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol Zn}} \right) = 0,25 \text{ mol } O_2$$

Kemudian, mol O_2 diubah ke gram

$$0,25 \text{ mol } O_2 \times \left(\frac{32,0 \text{ gram } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 8 \text{ gram } O_2$$

Kita dapat menggabungkan kedua perhitungan ini menjadi:

$$0,5 \text{ mol Zn} \times \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol Zn}} \right) \times \left(\frac{32,0 \text{ gram } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 8 \text{ gr } O_2$$

Soal.

Dengan menggunakan persamaan reaksi berikut, hitunglah jumlah ZnO yang terbentuk jika 8 gr O_2 direaksikan dengan seng (Zn).

Reaksi



Kita pakai ketiga persamaan ini untuk membuat factor konversi dan menyusun hitungannya.

$$8 \text{ gr } O_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ gr } O_2} \right) \times \left(\frac{2 \text{ mol ZnO}}{2 \text{ mol } O_2} \right) \times \left(\frac{81,39 \text{ ZnO}}{1 \text{ mol ZnO}} \right) = 40,70 \text{ gr ZnO}$$

Perhitungan reaktan pembatas yang digunakan dalam satu reaksi. Jika kita mereaksikan senyawa kimia, biasanya kita tidak memperhatikan berapa jumlah reaktan yang tepat supaya tidak terjadi kelebihan reaktan –reaktan tsb. Sering terjadi satu atau lebih reaktan reaktan berlebihan dan apabila ini terjadi, maka suatu reaktan sudah habis digunakan sebelum yang lain habis, sebagai contoh 4 mol H_2 dan 1 mol O_2 dicampur dan terjadi reaksi dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



Koefisien reaksi mengatakan bahwa dalam persamaan tersebut 1 mol O₂ mampu bereaksi dengan 2 mol H₂ yang diperlukan, Jadi dalam soal tadi terdapat kelebihan H₂ berlebih, kita harapkan ada 2 mol H₂ yang tersisa tanpa bereaksi. Dalam contoh ini, O₂ diacu sebagai **reaktan pembatas (limiting reactant)** karena habis tidak ada reaksi lebih lanjut yang dapat terjadi dan tidak ada lagi produk (H₂O) dapat terbentuk .

Soal

Seng direaksikan dengan belerang membentuk seng sulfida persamaan reaksinya sebagai berikut:



Dalam percobaan 15,0 gr Zn dicampur dengan 8 gr S dan dibiarkan bereaksi :

- Mana yang merupakan reaktan pembatas?
- Berapa gr ZnS yang terbentuk, berdasarkan reaktan pembatas yang ada dalam campuran
- Berapa gram sisa reaktan yang lain yang akan tetap tidak bereaksi dalam eksperimen ini?

Untuk mengetahui reaktan pembatas, kita hitung reaktan lain yang dibutuhkan 15 gram Zn

$$15 \text{ gr Zn} \times \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ gr Zn}} \right) = 0,232 \text{ mol Zn}$$

Sekarang kita hitung Sulfur (S)

$$10 \text{ gr S} \times \left(\frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ gr S}} \right) = 0,311 \text{ mol S}$$

Kita ambil salah satu reaktan yang paling kecil dalam hal ini karena koefisien antara Zn dan S sama dengan perbandingan 1:1. Kita hanya membutuhkan 0,232 mol S untuk bereaksi sempurna dengan 0,232 mol Zn.

- Dalam hal ini reaktan pembatas adalah Zn. Disini ada reaktan yang berlebih yaitu S kelebihan adalah (0,311 mol – 0,232 mol)
- Dilihat dari reaksi 1 mol Zn bereaksi dengan 1 mol S Kita peroleh Zn bereaksi menjadi ZnS, kemudian kita gunakan massa rumus ZnS (97, 5 gr/mol) untuk mengubah mol ZnS menjadi gram.

$$0,232 \text{ mol Zn} \times \left(\frac{1 \text{ mol ZnS}}{1 \text{ mol Zn}} \right) \times \left(\frac{97,5 \text{ gram ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} \right) = 22,62 \text{ gr ZnS}$$

- c. Zn merupakan reaktan pembatas, sedangkan sulfur masih ada yang tersisa yaitu (0,311-0,232) mol S= 0,079 mol kemudian kita ubah ke dalam gram

$$0,079 \text{ mol S} \times \left(\frac{32,1 \text{ gr S}}{1 \text{ mol S}} \right) = 2,536 \text{ gr S}$$

Dengan demikian ketika reaksi selesai masih tersisa 2,536 gr S.

C. KONSENTRASI MOLAR.

Sering dibutuhkan penentuan suatu larutan secara kuantitatif suatu zat, untuk dapat menghitung konsentrasi suatu zat, maka perlu diketahui konsentrasi zat itu dalam bentuk molaritas. Suatu istilah yang sangat berguna yang berhubungan dengan stoikiometri suatu reaksi dalam larutan yang disebut konsentrasi molar atau molaritas dengan symbol M. Molaritas dinyatakan dengan jumlah mol suatu zat terlarut dalam satu liter.

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

Larutan yang mengandung 1, 00 mol NaCl dalam 1, 00 L larutan mempunyai molaritas 1, 00 mol NaCl atau 1, 00 M.

Contoh

20, 0 gr NaOH dilarutkan dalam air dan membentuk larutan sebanyak 500 ml. Berapa molaritas NaOH dalam larutan?

Untuk menghitung molaritas, kita ambil perbandingan antara jumlah mol zat terlarut dengan jumlah liter larutan, massa molekul NaOH g/ mol, sehingga

$$20, 0 \text{ g NaOH} \times \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40, 0 \text{ g NaOH}} \right) = 0, 5 \text{ mol NaOH dalam satu liter sekarang dalam 500 ml,}$$

$$\text{maka; Molaritasnya} = \frac{1000 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} \times 0, 50 \text{ M} = 1, 0 \text{ M}$$

Alasannya molaritas yang dipakai merupakan konsentrasi yang sangat berguna, karena mengetahui molaritas dapat menentukan suatu zat yang terlarut, selain itu bila kita ingin membuat suatu larutan dengan konsentrasi M tertentu kita dapat menimbang dengan teliti kemudian mengencerkan dengan volume tertentu.

Contoh

Bila kita ingin membuat larutan NaCl 0,1 M sebanyak 250,0 ml berapa kita harus menimbang NaCl tersebut?

$$X \text{ g-NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{250 \text{ ml}} = 0,1 \text{ M}$$

$$X = 1,4625 \text{ gr}$$

Jadi berat NaCl yang harus ditimbang untuk membuat larutan NaCl 0,1 M sebanyak 250 ml adalah 1,4625 gr NaCl.

Contoh

Berapa gr ZnSO_4 yang terdapat dalam 250 ml larutan 0,10 M ZnSO_4 ?

Penyelesaian

Kita dapat menulis 250 ml ∞ ? ZnSO_4

Molaritas dapat digunakan sebagai factor konversi untuk mengubah ml larutan menjadi mol ZnSO_4 dan kemudian kita gunakan massa

$$250 \text{ ml larutan} \times \frac{0,10 \text{ mol ZnSO}_4}{1000 \text{ ml}} = 0,025 \text{ mol ZnSO}_4$$

Massa molekul ZnSO_4 161,39 g/ mol, Oleh karena itu

$$0,025 \text{ mol ZnSO}_4 \times \frac{161,39 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 4,03 \text{ gr ZnSO}_4 \text{ m}$$

Maka dalam 250 ml larutan ZnSO_4 0,10 M terdapat 4,03 gr ZnSO_4 .

Normalitas suatu larutan menggambarkan banyaknya ekuivalen zat terlarut (solute) dalam 1 Larutan. Ekuivalen dan miliekuivalen adalah satuan yang menggambarkan banyaknya suatu spesi kimia sebagaimana mol dan milimol. Konsep mol mungkin lebih dikenal dalam perhitungan - perhitungan stoikiometri, sedangkan konsep ekuivalen lebih banyak digunakan dalam menyelesaikan perhitungan dalam titrasi. Berikut ini adalah gambaran perbedaan kedua konsep tersebut. Jadi banyaknya zat yang terkandung dalam satu ekuivalen dapat berbeda untuk reaksi yang berlainan.

Konsekuensinya berat satu ekuivalen suatu zat tidak dapat dihitung tanpa diketahui reaksi dari zat tersebut. Demikian pula normalitas larutan tidak dapat ditentukan tanpa ,mengetahui berat ekuivalennya. Adanya ketidakpastian inilah yang menyebabkan saat ini penggunaan satuan konsentrasi normalitas sudah jarang dipergunakan.

Dalam konsep Molaritas (M)

1 mol H_2SO_4 bereaksi
dengan 2 mol NaOH

$$M = \frac{\text{jumlah mol solut}}{\text{liter larutan}}$$

Dalam konsep normalitas (N)

1 ekivalen H_2SO_4
bereaksi dengan 1 mol NaOH

$$N = \frac{\text{jumlah ekivalen solut}}{\text{liter larutan}}$$

1. Pembuatan Larutan dengan cara Pengenceran

Dalam pekerjaan sehari-hari dilaboratorium selalu ada pembuatan suatu reaktan yang harus mengencerkan, seperti membuat HCl, H_2SO_4 , HNO_3 , CH_3COOH , atau amonia encer dengan konsentrasi M tertentu maka yang harus kita kerjakan yaitu melakukan suatu pengenceran

Dimana rumus pengenceran

$$V_{\text{pekat}} M_{\text{pekat}} = V_{\text{encer}} M_{\text{ence}}$$

Bagaimana cara mengetahui bila kita ingin tahu bahwa asam sulpat massa jenis 1,84/ ml persen massa 96 dan M 18 ?

$$M = \frac{\text{Massa jenis} \times \text{persen massa} \times 1000}{\text{Bobot mol } \text{H}_2\text{SO}_4 (98)} = 18,02 \text{ M.}$$

Bobot mol H_2SO_4 (98)

Soal

Berapa ml H_2SO_4 pekat (18 M) yang dibutuhkan bila ingin membuat 500 ml H_2SO_4 0,5 M? Gunakan rumus pengenceran diatas

$$V_p M_p = V_e M_e$$

$$V_e = 500 \text{ ml}, M_e = 0,5 \text{ M}$$

$$V_p = \frac{V_e M_e}{M_p} =$$

$$V_p = \frac{(500)(0,5)}{18} = 13,9 \text{ ml}$$

Jadi kita ukur 13,9 ml H_2SO_4 dan diencerkan menjadi volume akhir 500 ml.

Catatan

Harus hati-hati Untuk mengencerkan H_2SO_4 air dahulu sebagian baru tambahkan H_2SO_4 karena reaksi ini eksoterm.

Soal

Berapa banyak air harus ditambahkan bila ingin membuat HCl 2 M sebanyak 250 ml dari HCl yang pekat (12 M).

$$V_p M_p = V_e M_e$$

$$V_e = 250 \text{ ml}, M_e = 2 \text{ M}$$

$$V_p = \frac{V_e M_e}{M_p} =$$

$$V_p = \frac{(250)(2)}{12} = 41,6 \text{ ml}$$

Air yang harus ditambahkan $250 \text{ ml} - 41,6 \text{ ml} = 208,4 \text{ ml}$.

Hubungan kuantitatif suatu reaksi dalam larutan tepat sama dengan reaksi ini apabila terjadi dimana saja. Koefisien dalam persamaan reaksi merupakan perbandingan mol yang dibutuhkan untuk menyelesaikan soal stoikiometri, perbedaannya jika ada adalah satuan laboratorium yang digunakan untuk menghitung jumlah reaktan.

Didepan sudah dipelajari bagaimana cara menghitung mol dan mencari mol beg itu juga sebaliknya dari mol menjadi gram, atau kebalikanya.

Contoh

Alumunium hidroksida $\text{Al}(\text{OH})_3$ salah satu komponen obat mag, dibuat dari $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dengan NaOH persamaan reaksinya sebagai berikut: Berapa ml NaOH 0,50M yang diperlukan untuk direaksikan 5,0 gr $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



Penyelesaian

Mula-mula kita hitung jumlah mol $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Massa molekul 342,2 g/mol

$$5,0 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \left(\frac{1 \text{ mol Al}_2\text{SO}_4}{342,2 \text{ g mol Al}_2\text{SO}_4} \right) = 1,46 \times 10^{-2} \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Selanjutnya kita gunakan koefisien untuk menetapkan perbandingan mol yang diperlukan

$$1,46 \times 10^{-2} \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{6 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Al}_2\text{SO}_4} = 8,76 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}$$

Langkah terakhir menghitung volume Larutan NaOH yang diperoleh dari jumlah mil ini.

Pengertiannya konsentrasi molar memberikan dua macam factor konversi

$$\frac{0,50 \text{ Mol NaOH}}{1,000 \text{ ml Laru tan}} \text{ dan } \frac{1,000 \text{ ml laru tan}}{0,50 \text{ Mol NaOH}}$$

Untuk perhitungan soal ini digunakan factor konversi kedua

$$8,76 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH} \times \frac{1,000 \text{ ml laru tan}}{0,50 \text{ Mol NaOH}} = 175,2 \text{ ml}$$

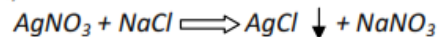
Jadi untuk mereaksikan 5 gr $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dalam air kemudian ditambahkan 175,2 ml NaOH 0,50M agar reaksi sempurna.

2. Reaktan Pembatas

Reaktan/ Pereaksi pembatas jumlahnya membatasi jumlah pereaksi lain yang dapat bereaksi. Pereaksi pembatas akan habis sementara pereaksi lainnya masih/sisa. Perhitungan dalam reaksi ditentukan berdasar pereaksi pembatas. Pereaksi pembatas dapat ditentukan dengan membandingkan mol : koefisien reaksi masing-masing pereaksi. Hasilnya yang paling kecil adalah pereaksi pembatas. Mol zat yang lain dicari dari mol pereaksi pembatas.

Contoh Soal

Perak klorida merupakan reaksi pengendapan yang sering dilakukan pada saat standarisasi AgNO_3 dengan NaCl . Larutan AgNO_3 direaksikan dengan larutan NaCl terjadi reaksi sebagai berikut;



Berapa gr endapan AgCl yang terbentuk jika 25,0 ml AgNO_3 0,124 M dicampur dengan NaCl 30 ml 0,135 M .

Penyelesaian

Jika diketahui volume dan molaritas dari larutan, berarti kita mengetahui jumlah mol zat terlarut. Hal ini disebabkan oleh hasil perkalian molaritas dan volume(dalam liter) menghasilkan mol. Dengan demikian jika diketahui molaritas dan volume ke dua reaktan sebenarnya kita sudah mengetahui jumlah mol masing-masing. Dalam hal ini kita perlu menentukan mana yang menjadi reaktan pembatas dapat dihitung dari reaktan yang tersedia.

Penyelesaian

$$\text{Untuk } \text{AgNO}_3 \text{ 25,0 ml larutan} \times \frac{0,124 \text{ mol AgNO}_3}{1000 \text{ ml larutan}} = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

$$\text{Untuk } \text{NaCl} \text{ 30 ml larutan} \times \frac{0,135 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ ml larutan}} = 4,05 \times 10^{-3} \text{ mol NaCl.}$$

Selanjutnya kita cari reaktan pembatas berapa mol NaCl dibutuhkan untuk dapat bereaksi dengan semua AgNO_3 , jadi untuk bereaksi dengan AgNO_3 yaitu 3,1 mol NaCl yang bereaksi dengan demikian masih ada sisa NaCl yang tidak bereaksi 0,95 Mol.

Ringkasan

Mata kuliah ini dimaksudkan untuk memberikan pemahaman tentang dasar dasar campuran zat-zat yang homogen yang disebut larutan yaitu:

1. Konsentrasi larutan didefinisikan sebagai zat terlarut dalam setiap satuan larutan atau pelarut.
2. Konsep Mol, menurut sistem Internasional (SI) satu mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel-partikel elementer, sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam 0,012 kg (12 gram) karbon-12.
3. Stoikiometri dalam Penentuan rumus kimia dan reaksi kimia
4. Konsentrasi molar atau molaritas, molaritas dinyatakan dengan jumlah mol suatu zat terlarut dalam satu liter
5. Pembuatan Larutan dengan cara Pengenceran
6. Reaktan Pembatas