



BAB III

STOIKIOMETRI

- A. Standar Kompetensi: Memahami tentang ilmu kimia dan dasar-dasarnya serta mampu menerapkannya dalam kehidupan sehari-hari terutama yang berhubungan langsung dengan kehidupan.
- B. Kompetensi Dasar : Memahami hukum-hukum dasar kimia, massa molar, konsep mol, rumus senyawa, dan reaksi kimia
- C. Uraian materi :

A. HUKUM-HUKUM DASAR REAKSI KIMIA

Awal perkembangan ilmu kimia dimulai dengan proses menemukan hukum, menyusun hipotesis, dan teori untuk menjelaskan hukum.

1. Hukum Kekekalan Massa (Lavoisier, 1783)

Pada setiap reaksi kimia, massa zat-zat yang bereaksi adalah sama dengan massa hasil reaksi.

Hukum ini dapat pula diungkapkan: *Materi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan.* Dalam versi modern dinyatakan bahwa *dalam setiap reaksi kimia, tidak dapat dideteksi adanya perubahan massa.*

Hukum ini berlaku, baik zat-zat reaktan bereaksi seluruhnya maupun hanya sebagian.

Contoh:

- 10 gram hidrogen + 80 gram oksigen, maka akan terbentuk air sebanyak 90 gram. Perbandingan hidrogen dan oksigen = 1 : 8.
- 20 gram hidrogen + 40 gram hidrogen. Karena perbandingan hidrogen dan oksigen adalah 1 : 8, maka bila hidrogen 20 gram berarti memerlukan 160 gram oksigen. Hal ini tak mungkin, karena oksigen yang ada hanya 40 gram. Maka dengan oksigen 40 gram, diperlukan hidrogen sebanyak $\frac{1}{8} \times 40 \text{ gram} = 5 \text{ gram}$. Jadi hidrogen yang bereaksi adalah 5 gram, sehingga terbentuk sebanyak 45 gram dan sisa hidrogen adalah sebanyak 15 gram.

Hukum ini sangat penting, terutama dalam persamaan reaksi, karena berdasarkan hukum Lavoisier berarti jumlah tiap atom sebelum dan sesudah reaksi harus sama. Untuk menyamakan jumlah tiap atom sebelum dan sesudah reaksi maka diperlukan koefisien reaksi. Koefisien reaksi dapat ditentukan secara langsung maupun secara aljabar.

2. Hukum Perbandingan Tetap (Proust, 1799)

Pada setiap reaksi kimia, massa zat yang bereaksi dengan sejumlah tertentu zat lain selalu tetap. Suatu senyawa murni selalu terdiri atas unsur-unsur yang sama, yang tergabung dalam perbandingan tertentu

Atau dengan kata lain, perbandingan massa unsur-unsur yang menyusun molekul senyawa adalah tetap.

Contoh: Air mengandung hidrogen 11,19 %, dan oksigen 88,81 %. Jadi jumlah oksigen yang tergabung dengan 1 gram hidrogen dalam air adalah 8 gram.

Contoh aplikasi Hukum Perbandingan Tetap:

1. Analisa 2 cuplikan garam dapur murni asal Madura dan Cirebon menghasilkan data sebagai berikut:

Cuplikan	Massa garam	Massa natrium yang diperoleh dari cuplikan	Massa klor yang diperoleh dari cuplikan
1	0,2925	0,1150	0,1775
2	1,775	0,690	1,065

Tunjukkan bahwa data di atas sesuai dengan Hukum Perbandingan Tetap (Susunan Tetap)!

Jawab:

Uraian	Persen unsur
Persen Na dalam cuplikan 1	$0,1150 / 0,2925 \times 100 \% = 39,3 \%$
Persen Na dalam cuplikan 2	$0,690 / 1,775 \times 100 \% = 39,3 \%$
Persen klor dalam cuplikan 1	$0,1775 / 0,2925 \times 100 \% = 60,7 \%$
Persen klor dalam cuplikan 2	$1,0625 / 1,775 \times 100 \% = 60,7 \%$

Dari hasil perhitungan di atas, terlihat bahwa setiap unsur dalam kedua cuplikan garam mempunyai persen berat yang sama. Dengan demikian data di atas sesuai dengan hukum Susunan Tetap (Hukum Perbandingan Tetap).

2. Jika 3,66 gram perak dilarutkan dalam asam nitrat, kemudian ditambah asam klorida, terbentuk 4,86 gram endapan perak klorida. Hitung banyaknya klor yang dapat bereaksi dengan 4,94 gram perak !

Jawab:

Menurut Hukum Perbandingan Tetap, maka $\frac{\text{Massa perak}}{\text{Massa klor}} =$ dalam perak klorida adalah

konstan. Misalnya X gram klor bereaksi dengan 4,94 gram klorida maka $\frac{\text{Massa perak}}{\text{Massa klor}} =$

$$\frac{3,66}{1,20} = \frac{4,94}{X}$$

X = 1,62 gram, jadi 1,62 gram klor akan bereaksi dengan 4,94 gram perak menghasilkan perak klorida.

3. Hukum Kelipatan Perbandingan (Hukum Perbandingan Berganda)

Bila dua unsur dapat membentuk lebih dari 1 (satu) senyawa, maka perbandingan massa unsur yang satu, yang bersenyawa dengan sejumlah tertentu unsur lain, akan merupakan bilangan yang mudah dan bulat.

Contoh:

Nitrogen dan oksigen dapat membentuk 6 macam senyawa yaitu:

Senyawa	% Nitrogen	% Oksigen	Massa nitrogen : Massa oksigen
I	63,7	36,3	1 : 0,57
II	46,7	53,3	1 : 1,14
III	36,9	63,11	1 : 1,74
IV	30,5	69,5	1 : 2,28
V	25,9	74,1	1 : 2,86
VI	22,9	77,3	1 : 3,42

Perbandingan berat oksigen yang bereaksi dengan satu bagian nitrogen adalah:

0,57 : 1,14 : 1,74 : 2,28 : 2,86 : 3,42 atau 1 : 2 : 3 : 4 : 5 : 6

Perbandingan ini merupakan bilangan yang mudah dan bulat. Jadi sesuai dengan *hukum kelipatan perbandingan*.

4. Hukum Perbandingan Timbal-balik (Richter, 1792)

Jika dua unsur A dan B masing-masing bereaksi dengan unsur C yang massanya sama membentuk AC dan BC, maka perbandingan massa A dan massa B dalam membentuk AB adalah sama dengan perbandingan massa A dan massa B ketika membentuk AC dan BC atau kelipatan perbandingan ini.

Contoh: Dalam metana 75 gram C bereaksi dengan 25 gram H. Dalam karbon monoksida, 42,86 gram C bereaksi dengan 57,14 gram O. Dalam air 11,11 gram H bereaksi dengan 88,89 gram O. Tunjukkan bahwa data ini sesuai dengan hukum perbandingan timbal balik.

Jawab:

Dalam metana 75 gram C bereaksi dengan 25 gram H. Dalam CO 42,86 gram C bereaksi dengan 57,14 gram O atau 75 gram C bereaksi dengan: $\frac{75}{42,86} \times 57,14 = 99,99$ gram O

Perbandingan hidrogen dan oksigen yang masing-masing bereaksi dengan 75 gram C adalah 25 : 99,99 atau 1 : 4.

Dalam air perbandingan hidrogen dan oksigen 11,11 : 88,89 = 1 : 8. Perbandingan 1 : 4 dan 1 : 8, merupakan suatu kelipatan. Jadi data di atas sesuai dengan hukum perbandingan terbalik.

5. Hukum Penyatuan Volume (Gay Lussac, 1808)

Pada temperatur dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas-gas pereaksi dan produk reaksi, merupakan bilangan yang bulat dan mudah.

Contoh:

Persamaan reaksi yang sudah setara seperti: $2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$

Dari reaksi di atas terlihat bahwa: 2 bagian volume C_2H_2 bereaksi dengan 5 bagian volume menghasilkan 4 bagian volume CO_2 , dan 2 bagian volume H_2O /

Catatan: Untuk semua gas dapat menggunakan semua jenis satuan volume, asalkan memakai satuan volume yang sama untuk gas-gas itu.

Contoh:

1. a. Hitung volume oksigen yang diperlukan untuk membakar 150 liter H_2S sesuai dengan persamaan reaksi: $2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} + 2SO_{2(g)}$
Jika semua gas diukur pada temperatur dan tekanan yang sama.
- b. Hitung volume SO_2 yang terbentuk !

Jawab:

a. Sesuai dengan hukum penyatuan volume Gay Lussac, perbandingan H_2S dan O_2 yang bereaksi adalah 2 : 3, sehingga volume O_2 yang bereaksi sebagai 2 dan 3.

Volume O_2 yang diperlukan : $3/2 \times 150$ liter = 225 liter

b. Dari persamaan reaksi terlihat bahwa dua bagian volume H_2S menghasilkan dua bagian volume SO_2 . Jadi SO_2 yang terbentuk adalah 150 liter.

Karena bentuk gas sangat dipengaruhi oleh temperatur dan tekanan, maka perlu ditetapkan suatu temperatur dan tekanan tertentu yang dijadikan "keadaan standar gas". Menurut perjanjian yang ditetapkan sebagai keadaan standar atau *STP (Standart of Temperature and Pressure)* gas adalah temperatur $0^\circ C$ dan tekanan 1 atm.

Rumus umum gas adalah:

$pV = nRT$, dengan:

p = tekanan gas (Pa atau atm)

V = volume gas (m^3 atau L^1)

n = jumlah mol gas

T = suhu mutlak (K)

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} = 0,08205 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

Dari rumus di atas kita dapat menghitung volume 1 mol gas pada keadaan *STP* adalah:

$PV = nRT$ $1 \text{ atm} \times V = 1 \text{ mol} \times 0,08203 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \times 273 \text{ K} \rightarrow V = 22,4 \text{ L}$.

Jadi setiap 1 mol gas apa saja, pada keadaan standar mempunyai volume 22,4 L. Dengan demikian pada keadaan standar, berlaku hubungan antara mol gas dan volume gas sebagai berikut:

Volume (L) = mol x 22,4 L/mol

Mol = Volume (L) / 22,4 L/mol

6. Hukum Avogadro (1811)

Pada temperatur dan tekanan yang sama, volume yang sama dari semua gas, mengandung jumlah molekul yang sama.

Hukum ini mula-mula dikenal sebagai hipotesis Avogadro dan tidak diakui selama kurang lebih setengah abad.

Hidrogen	+	klor	→	hidrogen klorida
1 volume		1 volume		2 volume
n molekul		n molekul		2n molekul

bila dibagi dengan n, maka:

1 molekul hidrogen + 1 molekul klor → 2 molekul hidrogen klorida

Sesuai dengan hukum kekekalan massa, 1 molekul hidrogen mengandung sekurang-kurangnya 2 atom hidrogen dan 1 molekul klor sekurang-kurangnya mengandung 2 atom klor. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

Dari penjelasan ini dapat dibuktikan bahwa molekul hidrogen, klor dan hidrogen klorida mengandung jumlah atom yang genap, misalnya H_2 atau H_4 , Cl_2 atau Cl_4 , dan bukan bilangan ganjil seperti H atau H_3 , Cl atau Cl_3 . Pada tahun 1827 telah dibuktikan bahwa kebanyakan gas adalah diatomik (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , dan Cl_2), namun pada tahun yang sama, *Jean Baptiste Dumas* membuktikan bahwa uap merkuri adalah monoatomik (Hg), dan uap belerang adalah oktaatomik (S_8).

Meskipun hipotesis Avogadro lahir pada tahun 1811, namun setelah hampir setengah abad yaitu pada tahun 1858, hipotesis ini dapat diterima dan menyumbangkan berbagai gagasan untuk perkembangan massa atom relatif, keatoman dan massa molekul relatif, sehingga sejak itu disebut hukum Avogadro.

$$\text{Massa molekul} = \frac{\text{Massa 1 molekul gas}}{\text{Massa 1 atom hidrogen}} = \frac{\text{Massa 1 molekul gas}}{\text{Massa } 1/2 \text{ molekul hidrogen}}$$

B. MASSA ATOM RELATIF

Massa atom relatif dengan lambang Ar, adalah istilah modern sebagai pengganti istilah massa atom. Pada permulaan abad ke-19, hidrogen digunakan sebagai unsur standar. Dalton menekankan bahwa massa atom adalah sifat yang paling utama suatu unsur. Hidrogen adalah unsur yang mempunyai atom paling ringan dan massanya ditentukan sebesar 1 satuan. Demikian pula valensi, yang merupakan kemampuan suatu atom untuk bergabung (bersenyawa) dengan atom lain, dan hidrogen digunakan sebagai dasar skala.

Menurut definisi lama:

$$Ar = \frac{\text{Massa 1 atom unsur}}{\text{Massa 1 atom hidrogen}}$$

Valensi suatu unsur adalah jumlah atom hidrogen yang bereaksi atau yang dapat diganti dengan satu atom unsur itu. Sejak Dalton dan Berzelius berusaha untuk menentukan rumus suatu zat, agar dapat menghitung Ar, ditemukan suatu besaran yang dikenal dengan *massa ekuivalen*.

Massa ekuivalen suatu unsur adalah jumlah bagian massa unsur yang bereaksi atau menggantikan satu bagian massa hidrogen atau delapan bagian oksigen.

Untuk semua unsur ditemukan hubungan:

$$Ar = \text{Massa ekuivalen} \times \text{valensi} \quad \text{atau} \quad \text{Massa ekuivalen} = Ar / \text{valensi}$$

Dahulu hubungan ini banyak digunakan untuk menentukan Ar unsur. Sejak tahun 1961 ditetapkan isotop karbon-12 sebagai dasar penentuan Ar.

$$Ar = \frac{\text{Massa satu atom unsur}}{1/12 \text{ massa satu atom karbon-12}}$$

Ar suatu unsur adalah harga rata-rata Ar dari isotop-isotop menurut kelimpahannya berdasarkan atas nuklida karbon yang mempunyai massa 12 tepat.

C. MASSA MOLEKUL RELATIF, MASSA RUMUS RELATIF DAN MASSA MOLAR

Massa molekul relatif dilambangkan dengan M_r , yang dirumuskan:

$$M_r = \frac{\text{Massa satu molekul senyawa}}{1/12 \text{ massa satu atom karbon} - 12}$$

M_r suatu senyawa yang dinyatakan dalam gram adalah 1 mol senyawa. Delapan belas gram air adalah satu mol air dan mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul. Untuk senyawa ion yang tidak terdiri atas molekul-molekul yang diskrit digunakan *satuan rumus*. Satu satuan rumus natrium klorida adalah NaCl. M_r NaCl adalah 58,5 gram dalam 1 mol.

Istilah *massa molar relatif* mencakup massa molekul relatif, massa rumus relatif, dan massa atom relatif.

$$\text{Massa molar relatif} = \frac{\text{Massa satu mol zat}}{1/12 \text{ Massa satu mol karbon} - 12}$$

Oleh karena massa molar relatif tidak mempunyai satuan, maka sering digunakan *massa molar*

Massa molar Al = 27,0 g mol⁻¹

Massa molar Ag = 108 g mol⁻¹

Massa molar NaOH = 40,0 g mol⁻¹

Massa molar HCl = 36,5 g mol⁻¹

Jika kita mempunyai suatu zat sebanyak m gram dan massa molarnya M (g mol⁻¹), maka jumlah mol, n dinyatakan dengan

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{Jadi} \quad : \quad \text{Jumlah mol} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

D. KONSEP MOL

Dalam mempelajari ilmu kimia perlu diketahui satuan kuantitas yang berkaitan dengan jumlah atom, molekul, ion, atau elektron dalam suatu cuplikan zat. Dalam satuan Internasional (SI), satuan dasar dari kuantitas ini di sebut **mol**.

Mol adalah jumlah zat suatu sistem yang mengandung sejumlah besaran elementer (atom, molekul, dsb) sebanyak atom yang terdapat dalam 12 gram tepat isotop karbon-12 (¹²C). Jumlah besaran elementer ini disebut tetapan Avogadro (dahulu disebut bilangan Avogadro) dengan lambang L (dahulu N).

Besarnya tetapan Avogadro ditentukan secara eksperimen dan harganya yang disetujui sesuai dengan skala karbon-12 untuk massa atom relatif ialah:

$$L = (6,02245 \pm 0,000031) \times 10^{23} \text{ partikel/mol}$$

Dalam 1 mol besi terdapat $6,0220 \times 10^{23}$ atom besi.

Dalam 1 molekul air mengandung $6,0220 \times 10^{23}$ molekul air.

Dalam 1 mol ion natrium mengandung $6,0220 \times 10^{23}$ ion natrium.

1. Penerapan Konsep Mol

a. Pada gas

Persamaan gas ideal yang terkenal adalah $pV = nRT$. Dengan R adalah tetapan gas untuk semua gas dan n adalah jumlah mol gas. Pada tekanan standar, 1 atm (101,324 kPa) dan suhu 273 K (STP), satu mol gas menempati volume 22,414 liter. Atau secara sederhana digunakan 22,4 liter.

b. Pada Larutan

Larutan 1 M (molar) adalah larutan yang mengandung 1 mol zat terlarut dalam 1 liter larutan.

Molar = Kemolaran = Molaritas = mol/L = mmol/mL

$$\text{Kemolaran} = \frac{\text{konsentrasi dalam gram/L}}{\text{massa molar zat terlarut}}$$

Jumlah mol zat terlarut yang terdapat dalam sejumlah volume larutan dapat dinyatakan dengan:

$$\text{Jumlah mol} = M \times V.$$

Contoh soal:

1. Hitung massa 0,2 mol atom (a) Fosfor, (b) magnesium dengan Ar P = 31, dan Mg = 24 !

Jawab:

a. Massa atom Fosfor adalah $0,2 \text{ mol} \times 31 \text{ gram/mol} = 6,2 \text{ gram}$

b. Massa atom Magnesium adalah $0,2 \text{ mol} \times 24 \text{ gram/mol} = 4,8 \text{ gram}$

2. Hitung berapa mol atom yang terdapat dalam: a) 7,8 gram K, b) 108 gram Al, dan c) 4,8 gram S !

Jawab:

$$\text{Jumlah mol} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

a. Jumlah mol K = $\frac{7,8 \text{ gram}}{39 \text{ gram/mol}} = 0,2 \text{ mol}$

b. Jumlah mol Al = $\frac{108 \text{ gram}}{27 \text{ gram/mol}} = 4 \text{ mol}$

c. Jumlah mol S = $\frac{4,8 \text{ gram}}{32 \text{ gram/mol}} = 0,15 \text{ mol}$

3. Dalam 245 gram H_3PO_4 , hitung :

a. Jumlah mol H_3PO_4

b. Jumlah mol setiap unsur

c. Jumlah atom setiap unsur

Jawab:

$$M_r = 3 + 31 + 64 = 98$$

a. Jumlah $\text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{245 \text{ gram}}{98 \text{ gram/mol}} = 2,5 \text{ mol}$

b. Jumlah mol atom H = $2,5 \text{ mol} \times 3 = 7,5 \text{ mol}$

Jumlah mol atom P = $2,5 \text{ mol} \times 1 = 2,5 \text{ mol}$

Jumlah mol atom O = $2,5 \text{ mol} \times 4 = 10 \text{ mol}$

c. Jumlah atom H = $7,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 4,5 \times 10^{24}$

Jumlah atom P = $2,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{24}$

Jumlah atom O = $10 \times 6,02 \times 10^{23} = 6,02 \times 10^{24}$

4. Suatu gas sebanyak 11,09 gram menempati 5,60 liter pada STP. Hitung massa molar !

Jawab:

$$\text{Volume 1 mol gas pada STP} = 22,4 \text{ liter}$$

Jadi jumlah mol gas = $5,60 \text{ liter} / 22,4 \text{ liter/mol} = 0,25 \text{ mol}$,
 massa gas adalah 11,09 gram, maka:
 Massa molar = $1/0,25 \text{ mol} \times 11 \text{ gram} = 44 \text{ gram/mol}$

5. a. Hitung kemolaran larutan yang mengandung 24,5 gram H_2SO_4 dalam 2,0 liter larutan !
- b. Hitung berapa gram H_2SO_4 yang terdapat dalam 0,25 liter 0,5 M ! $M_r = 98$

Jawab:

- a. Jumlah mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 24,5 \text{ gram} / 98 \text{ gram/mol} = 0,25 \text{ mol}$
 Kemolaran = $0,25 \text{ mol} / 2 \text{ liter} = 0,125 \text{ M}$
- b. Jumlah mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,50 \text{ mol/l} \times 0,25 \text{ l} = 0,125 \text{ mol}$
 Massa $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,125 \text{ mol} \times 98 \text{ gram/mol} = 12,25 \text{ gram}$.

2. Penyetaraan Persamaan Reaksi

Suatu persamaan reaksi menggambarkan hubungan antara zat-zat yang bereaksi dengan hasil reaksi (produk). Pereaksi selalu ditempatkan di ruas kiri dan produk di ruas kanan anak panah. Sesuai dengan Hukum Kekekalan Massa, dalam suatu reaksi kimia tidak ada atom-atom yang hilang. Oleh karena persamaan reaksi harus *setara*, artinya jumlah atom-atom di ruas kiri harus *sama* dengan jumlah atom-atom di ruas kanan. Koefisien reaksi sangat berperan dalam penyetaraan persamaan reaksi. Koefisien reaksi selalu diusahakan bilangan bulat.

Cara menyetarakan persamaan reaksi dapat dilakukan dengan cara:

a. Langsung

Cara ini dapat dilakukan jika reaksinya *sederhana*.

Contoh:

Setarakan persamaan reaksi berikut ini:



Caranya adalah:

- a. Menyetarakan dahulu unsur di luar H dan O, yaitu unsur Ca. Ternyata Ca sudah setara.
- b. Menyetarakan unsur N, sehingga persamaan reaksi menjadi $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c. Menyetarakan unsur O, sehingga persamaan reaksi menjadi $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- d. Menyetarakan O, ternyata O sudah setara.

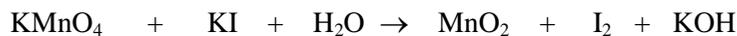
Persamaan reaksi setara adalah:



b. Aljabar

Cara ini bersifat umum karena dapat dilakukan, baik pada reaksi "*sederhana*" maupun reaksi yang relatif "*kompleks*" atau "*rumit*". Ciri persamaan reaksi yang penyetaraannya sukar adalah, ada unsur di luar H dan O yang pada pada salah satu ruasnya terletak pada lebih dari satu senyawa.

Contoh:



Caranya adalah:

- a. Memisalkan angka koefisien reaksi dengan abjad, sehingga persamaan reaksi menjadi:
 $a \text{KMnO}_4 + b \text{KI} + c \text{H}_2\text{O} \rightarrow d \text{MnO}_2 + e \text{I}_2 + f \text{KOH}$
- b. Membuat persamaan untuk masing-masing atom sebagai berikut:

$$K : a + b = f \dots\dots\dots(1)$$

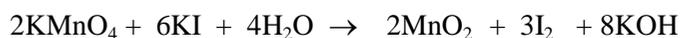
$$Mn : a = d \dots\dots\dots(2)$$

$$O : 4a + c = 2d + f \dots\dots\dots (3)$$

$$I : b = 2e \dots\dots\dots(4)$$

$$H : 2c = f \dots\dots\dots(5)$$

- c. Memisalkan salah satu abjad sama dengan 1 (karena 1 adalah bilangan bulat terkecil) $a = 1$, maka d juga sama dengan 1 (persamaan 2), maka persamaan (3) menjadi:
 $4 + c = 2 + f$ atau $2 + c = f \dots\dots\dots(6)$.
Memperhatikan gabungan persamaan (5) dan (6), sehingga menjadi $2c = 2 + c$ atau $c = 2$, maka harga f pada persamaan (5) maupun (6) adalah 4.
Persamaan (1) menjadi $a + b = 4$
 $1 + b = 4$, maka $b = 3$
Persamaan (4) menjadi $3 = 2e$, maka $e = 3/2$.
Supaya angka koefisien reaksi, bilangannya bulat maka semua nilai dari abjad tersebut dikali dengan 2, sehingga menjadi:
 $a = 1, b = 6, c = 4, d = 2, e = 3$, dan $f = 8$
- d. Persamaan reaksinya yang setara adalah:



3. Peranan Koefisien Reaksi Dalam Konsep Mol

Sebenarnya peranan koefisien reaksi sudah tercermin dalam pembahasan hukum penyatuan volume (Gay Lussac, 1808), namun secara terperinci dapat dilihat pada uraian berikut ini.

Untuk reaksi $aA \rightarrow bB$

a dan b koefisien reaksi, $a \cong b$ atau $\text{Mol zat A} = \frac{a}{b} \times \text{mol zat B}$

Contoh:

1. Jika terdapat 5 mol gas nitrogen, hitunglah:
 - a. mol H_2 yang bereaksi !
 - b. mol NH_3 yang terbentuk !

Jawab:

Persamaan reaksi: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

- a. $\text{H}_2 = 3/1 \times 5 \text{ mol} = 15 \text{ mol}$
- b. $\text{NH}_3 = 2/1 \times 5 \text{ mol} = 10 \text{ mol}$

2. Jika terbentuk 24 mol NH_3 , hitunglah masing-masing mol N_2 dan mol H_2 semula !

Jawab:

$$\text{N}_2 = 1/2 \times 24 \text{ mol} = 12 \text{ mol}$$
$$\text{H}_2 = 3/2 \times 24 \text{ mol} = 36 \text{ mol}$$

3. Pada soal nomor 2, hitunglah volume H_2 yang diperlukan pada keadaan STP !

Jawab:

$$\text{Volume H}_2 \text{ yang diperlukan} = 36 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 806,4 \text{ L.}$$

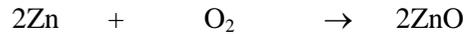
4. Pereaksi Pembatas

Dari persamaan reaksi yang sudah setara, dapat dihitung banyaknya zat, pereaksi atau produk reaksi. Perhitungan ini dilakukan dengan melihat angka perbandingan mol dari pereaksi dan produk reaksi. Dalam prakteknya, pereaksi tidak semuanya dapat bereaksi.

Salah satu pereaksi habis bereaksi, sedangkan yang lainnya berlebihan. Pereaksi yang habis bereaksi disebut *pereaksi pembatas*, karena membatasi kemungkinan reaksi itu terus berlangsung. Jadi produk reaksi, ditentukan oleh reaksi pembatas.

Contoh:

Seng dan oksigen, bereaksi membentuk seng oksida sesuai dengan persamaan reaksi:



Hitung banyaknya ZnO yang terbentuk bila 28,6 gram Zn direaksikan dengan 7,44 gram O₂!

Jawab:

Jumlah mol Zn = $28,6/65,4 = 0,438$ mol Zn

Jumlah mol O₂ = $7,44/32 = 0,232$ mol O₂

Pada tahap ini kita menghitung pereaksi pembatas, kemudian menghitung jumlah reaksi lain yang menghasilkan reaksi sempurna.

Perhitungan dimulai dengan memilih seng atau oksigen. Misalnya dimulai dengan seng. Jika terdapat 0,438 mol Zn, maka O₂ yang diperlukan adalah $\frac{1}{2} \times 0,438$ mol O₂ = 0,219 mol O₂. Banyaknya ZnO yang terbentuk $0,438$ mol ($2 \times 0,219$ mol) = $0,438 \times 81,4$ gram = 35,6 gram ZnO.

5. Persen Hasil Reaksi

Hasil teoritis adalah banyaknya produk yang diperoleh dari reaksi yang berlangsung sempurna. Hasil teoritis dihitung dari reaksi pembatas.

$$\text{Persen Hasil} = \frac{\text{Massa produk nyata}}{\text{Massa produk menurut teori}} \times 100$$

Persen hasil adalah merupakan ukuran efisiensi suatu reaksi.

Contoh:

Etilena, C₂H₄ sebanyak 3,86 gram dibakar dengan 11,84 gram O₂ di udara. Jika CO₂ yang terbentuk adalah 6,96 gram, hitung persen hasil!

Jawab:

Reaksi pembakaran C₂H₄: $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Dari persamaan reaksi terlihat bahwa setiap 1 mol C₂H₄, bereaksi dengan 3 mol C₂H₄, bereaksi dengan 3 mol O₂.

Jumlah mol C₂H₄ = $\frac{3,86}{28} = 0,1378$ mol

Jumlah mol O₂ = $\frac{11,84}{32} = 0,370$ mol

Sesuai dengan persamaan reaksi, 0,1378 mol C₂H₄ akan bereaksi dengan $3 \times 0,1378 = 0,4134$ mol O₂.

Oksigen yang tersedia hanya 0,370 mol, berarti oksigen merupakan pereaksi pembatas. Gas CO₂ yang dihasilkan menurut perhitungan adalah

$\frac{2}{3} \times 0,370$ mol = 0,2467 mol = $0,2467 \times 44,0$ gram = 10,85 gram.

Produk yang nyata adalah 6,96 gram dan persen hasil = $\frac{6,96}{10,85} \times 100 = 64\%$

E. PERSEN KOMPOSISI

Persen komposisi (menurut massa) adalah persentase setiap unsur dalam senyawa. Ini dapat dihitung dari rumus senyawa dan massa atom relatif unsur.

$$\text{Persen Unsur} = \frac{\text{Ar} \times \text{jumlah atom}}{\text{Mr}} \times 100$$

Contoh:

1. Hitung % Na, S, dan O dalam natrium sulfat (Ar O = 16, Na = 23, dan S = 32)

Jawab:

Dalam 1 mol Na_2SO_4 terdapat 46 gram Na, 32 gram S, dan 64 gram O.

Massa 1 mol $\text{Na}_2\text{SO}_4 = (46 + 32 + 64)$ gram = 142 gram.

% Na = $46/142 \times 100 = 32,4 \%$

% S = $32/142 \times 100 = 22,5 \%$

% O = $64/142 \times 100 = 45,1 \%$

2. Hitung berapa % air dalam $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ (Ar H= 1, O = 16, Na= 23, dan S=32).

Hitung juga berapa gram air yang dapat diperoleh dari 2 kg hidrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

Jawab:

Massa 1 mol $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} = 322$ gram

% $\text{H}_2\text{O} = 180/322 \times 100 = 55,9 \%$. Massa air $55,9/100 \times 2000$ gram = 1.118 gram.

3. Hitung massa setiap unsur yang terdapat dalam 10 gram kalium kromat, K_2CrO_4 .

(Ar K = 39, Cr = 52, dan O = 16).

Jawab:

Massa 1 mol $\text{K}_2\text{SO}_4 = (2 \times 39) + (52) + (4 \times 16) = 194$ gram

Massa K = $78/194 \times 10 = 4,02$ gram

Massa Cr = $52/194 \times 10 = 2,680$ gram

Massa O = $64/194 \times 10 = 3,229$ gram

F. RUMUS SENYAWA

Jika orang berhasil menemukan atau membuat suatu senyawa, maka perlu dianalisis unsur-unsur yang terkandung dalam senyawa itu secara kualitatif dan kuantitatif. Dengan kata lain, menentukan persen komposisi unsur secara eksperimen. Dari data ini dapat ditentukan rumus empiris dan rumus molekul senyawa tersebut.

1. Rumus Empiris

Rumus empiris adalah rumus yang paling sederhana yang menyatakan perbandingan atom-atom dari pelbagai unsur pada senyawa. Rumus empiris digunakan pada zat-zat yang tidak terdiri atas molekul diskrit, seperti NaCl untuk natrium klorida, MgO untuk magnesium klorida, dan CaCO_3 untuk kalsium karbonat. Rumus empiris dapat ditentukan dari data:

1. Macam unsur dalam senyawa (analisis kualitatif)
2. Persen komposisi unsur (analisis kuantitatif)
3. Mr unsur-unsur yang bersangkutan.

Cara menentukan rumus empiris suatu senyawa dapat dilakukan dalam tahap-tahap berikut:

1. Menentukan massa setiap unsur dalam sejumlah massa tertentu senyawa atau persen massa setiap unsur. Dari data ini dapat diperoleh massa relatif unsur yang terdapat dalam senyawa.
2. Membagi massa setiap unsur dengan massa atom relatif, sehingga memperoleh perbandingan mol setiap unsur atau perbandingan atom.
3. Mengubah perbandingan yang diperoleh pada (2) menjadi bilangan sederhana dengan cara membagi dengan bilangan bulat terkecil. Jika perbandingan yang diperoleh adalah $1,5 : 1$, maka dikalikan dengan 2 untuk memperoleh bilangan bulat $3 : 2$.

Jika perbandingan dalam bentuk 1,33 : 1 atau 1,66 : 1, maka dikalikan dengan 3 untuk memperoleh bilangan bulat 4 : 3 atau 5 : 3.

2. Rumus Molekul

Rumus molekul memberikan jumlah mol (bukan saja perbandingan) setiap jenis atom dalam 1 mol senyawa. Data yang diperlukan untuk menentukan rumus molekul adalah:

- Rumus empiris
- Massa molekul relatif (Mr)

Contoh:

1. Suatu senyawa sebanyak 10,0 g mengandung 5,20 g seng, 0,96 g karbon, dan 3,84 g oksigen. Tuliskan rumus empirisnya !

Jawab:

Macam unsur	Seng	Karbon	Oksigen
Lambang	Zn	C	O
Perbandingan Massa	5,20	0,96	3,84
Massa Atom Relatif	65	12	16
Perbandingan Mol	5,20/65	0,96/12	3,84/16
(Atom)	0,08	0,08	0,24
	1	1	3
Rumus Empiris	ZnCO ₃		

2. Suatu senyawa mengandung 28,6 % magnesium, 14,3 % karbon, dan 57,1 % oksigen. Tuliskan rumus empirisnya !

Jawab:

Macam unsur	Magnesium	Karbon	Oksigen
Lambang	Mg	C	O
Persen massa	28,6	14,3	57,1
Ar	24	12	16
Jumlah mol dalam 100 gram	28,6/24	14,3/12	57,1/16
Perbandingan mol	1,19	1,19	3,57
	1	1	3
Rumus empiris	MgCO ₃		

3. Jika 63,5 gram tembaga bereaksi dengan oksigen terbentuk 71,5 gram oksida. Tuliskan rumus empirisnya !

Massa tembaga	63,5 gram	
Massa oksida	71,5 gram	
Massa oksigen	71,5 - 63,5 = 8 gram	
Massa unsur	Tembaga	Oksigen
Lambang	Cu	O
Massa	63,5	8
Ar	63,5	16
Perbandingan mol	63,5/63,5	8/16
	1	0,5
	2	1
Rumus empiris	Cu ₂ O	

4. Pada pembakaran sempurna 1,38 gram suatu senyawa yang mengandung karbon, hidrogen, dan oksigen terbentuk 2,64 gram karbondioksida dan 1,62 gram air. Tentukan rumus empiris senyawa tersebut !

Jawab:

1 mol atom C (12 gram) menghasilkan 1 mol CO₂ (44 gram)

2 mol atom H (2 gram) menghasilkan 1 mol H₂O (18 gram)

Senyawa ini mengandung:

$12/44 \times 2,64 = 0,72$ gram karbon

$2/18 \times 1,62 = 0,18$ hidrogen

$1,38 - (0,72 + 0,18) = 0,48$ gram oksigen

Macam unsur	Karbon	Hidrogen	Oksigen
Lambang	C	H	O
Ar	12	1	16
Perbandingan massa	0,72	0,18	0,48
Perbandingan mol	$0,72/12$ 2	$0,18/1$ 6	$0,48/16$ 1
Rumus empiris	C ₂ H ₆ O		

5. Tentukan rumus molekul suatu senyawa dengan rumus empiris (C₂H₆O)_n dan massa molekul relatif 92.

Jawab:

Massa molekul relatif : 92. Massa rumus empiris relatif: $(2 \times 12) + 6 + 16 = 46$

$n = 92/46 = 2$. Rumus molekul adalah C₄H₁₀O₂.

6. Rumus empiris suatu cairan adalah C₂H₄O. Tentukan rumus molekul jika massa molekul relatifnya adalah 88.

Jawab:

Massa rumus empiris relatif = $(2 \times 12) + (4 \times 1) + 16 = 44$

Massa molekul relatif = 88 = 2 x massa rumus relatif

Jadi rumus molekul = 2 x rumus empiris = 2 x C₂H₄O = (C₂H₄O)₂, sehingga rumus molekulnya adalah C₄H₈O₂.

7. Tentukan rumus molekul suatu senyawa dengan persen komposisi: H = 2,38 %, C=42,86 %, N=16,67 %, dan O=38,09 %! Massa molekul relatif 168.

Jawab:

Macam unsur	Karbon	Hidrogen	Nitrogen	Oksigen
Lambang	C	H	N	O
Persen massa	42,86	2,38	16,67	38,09
Massa atom relatif	12	1	14	16
Perbandingan mol	$42,86/12$	$2,38/1$	$16,67/14$	$38,09/16$
	3,57	2,38	1,19	2,38
	3	2	1	2
Rumus empiris	(C ₃ H ₂ O ₂) _n			

Maka massa rumus empiris relatif = $[(3 \times 12) + (2 \times 1) + 14 + (2 \times 16)]n = 84n = 168$ $n = 2$

Sehingga rumus molekul senyawa tersebut = (C₃H₂O₂)₂ = C₆H₄N₂O₄

8. Rumus garam amonium besi (II) sulfat adalah $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Tentukan harga n jika kristal ini mengandung air kristal sebanyak 42,6 %.

Jawab:

Persen air kristal 42,6 % artinya setiap 100 gram kristal mengandung 42,6 gram air, dan 57,4 gram $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$.

Senyawa	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$	H_2O
Massa	57,4 gram	42,6 gram
Massa rumus relatif	284	18
Jumlah mol	57,4/284	42,6/18
Perbandingan mol	0,2 1	2,4 12
$\therefore n$	12	
Rumus kristal	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	

G. REAKSI KIMIA

Persamaan reaksi merupakan bahasa utama dalam ilmu kimia. Persamaan reaksi dapat menjelaskan secara kualitatif peristiwa yang terjadi. Jika dua pereaksi atau lebih bergabung dan secara kuantitatif mengungkapkan jumlah zat yang bereaksi serta jumlah produk reaksi. Dalam menuliskan persamaan reaksi, harus diketahui dengan benar rumus pereaksi dan hasil reaksi, sebelum persamaan reaksi itu disetarakan (penyetaraan koefisien reaksi sudah dibahas pada sub Konsep Mol).

1. Arti Suatu Persamaan Reaks dan Jenis-jenis Reaksi Kimia

Persamaan reaksi: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{l})$

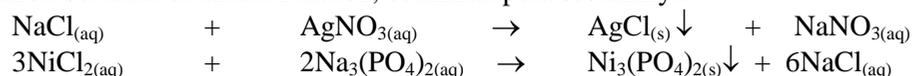
Persamaan reaksi di atas menjelaskan bahwa 1 molekul nitrogen dan 3 molekul hidrogen menghasilkan 2 molekul amonia. Setiap jumlah nitrogen dan hidrogen dengan perbandingan 1 : 3 menghasilkan amonia sebanyak 2 kali molekul nitrogen yang bereaksi. Jika kedua ruas persamaan reaksi (dalam molekul) dikali dengan $6,02 \times 10^{23}$, maka persamaan reaksi dapat dibaca sebagai:

Satu mol nitrogen bereaksi dengan 3 mol hidrogen menghasilkan 2 mol amonia.

Perbandingan molekul atau mol yang terlibat dalam suatu reaksi kimia ditentukan oleh koefisien persamaan reaksi. Reaksi kimia dapat digolongkan atas:

2. Reaksi Pengendapan (metatesis)

Reaksi *metatesis* adalah reaksi pertukaran ion antar senyawa. Dalam reaksi pengendapan, anion-anion bertukar di antara 2 kation, demikian pula sebaliknya.



Untuk mengetahui suatu senyawa berwujud solid atau mengendap (dalam reaksi kimia) dapat dilihat pada tabel di bawah.

Tabel 3.1. Daftar senyawa yang mudah mengendap, dan mudah melarut

No	Elemen	Uraian (statement)	Pengecualian
1	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$	Gol.IA dan senyawa-senyawa amonium larut.	-
2	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-, \text{NO}_3^-$	Asetat dan nitrat larut.	-
3	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$	Kebanyakan klorida, bromida, dan iodida larut	$\text{AgCl}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{PbCl}_2, \text{AgBr}, \text{HgBr}_2, \text{Hg}_2\text{Br}_2, \text{PbBr}_2, \text{AgI}, \text{HgI}_2, \text{Hg}_2\text{I}_2, \text{PbI}_2.$
4	SO_4^{2-}	Kebanyakan sulfat larut	$\text{CaSO}_4, \text{SrSO}_4, \text{BaSO}_4, \text{Ag}_2\text{SO}_4, \text{Hg}_2\text{SO}_4, \text{PbSO}_4$
5	CO_3^{2-}	Kebanyakan karbonat tidak larut	Karbonat gol.IA, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
6	PO_4^{3-}	Kebanyakan pospat tidak larut	Pospat gol.IA, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
7	S^{2-}	Kebanyakan sulfida tidak larut	Sulfida gol.IA, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
8	OH^-	Kebanyakan hidroksida tidak larut	Hidroksida gol.IA, $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Sr}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2$

3. Reaksi Penetralkan atau Reaksi Asam-Basa

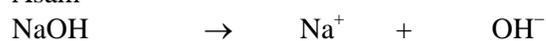
Menurut Arrhenius, asam adalah suatu zat yang dapat menghasilkan ion H^+ , bila dilarutkan dalam air. Sedangkan basa adalah suatu zat yang dapat menghasilkan ion OH^- , bila dilarutkan dalam air.

Contoh:

Asam:



Asam



Basa



Sedangkan konsep asam-basa menurut Johannes N. Bronsted dan Thomas M. Lowry memberikan pengertian asam-basa dalam lingkup yang lebih luas (transfer elektron). Asam adalah suatu spesies yang bertindak sebagai donor proton, dan basa adalah suatu spesies yang bertindak sebagai akseptor proton. Reaksi netralisasi adalah reaksi antara asam dan basa yang menghasilkan senyawa ionik (garam) dan air.

Contoh:



asam

basa

garam

air

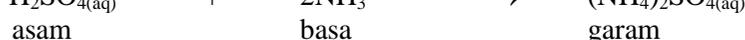


asam

basa

garam

air



asam

basa

garam

4. Reaksi Oksidasi-Reduksi (Redoks)

Sebelum menguraikan lebih lanjut tentang reaksi redoks, maka perlu menjelaskan dahulu mengenai konsep bilangan oksidasi, karena konsep ini merupakan dasar utama dari reaksi redoks.

Bilangan oksidasi suatu atom adalah bilangan yang ditetapkan berdasarkan perjanjian:

- Bilangan oksidasi setiap atom dalam unsur bebas sama dengan 0 (hidrogen dalam H_2 , belerang dalam S_8 , Fosfor dalam P_4 , semuanya mempunyai bilangan oksidasi 0 (nol)).
- Dalam senyawa, bilangan oksidasi Fluor sama dengan -1.
- Bilangan oksidasi dalam ion sederhana sama dengan muatannya. Dalam senyawa, bilangan oksidasi unsur golongan IA sama dengan +1, sedangkan unsur IIA sama dengan +2.
- Bilangan oksidasi hidrogen dalam senyawa hidrogen sama dengan +1, kecuali dalam hibrida (senyawa logam-hidrogen) seperti: NaH , CaH_2 , sama dengan -1.
- Bilangan oksidasi oksigen dalam senyawa oksigen sama dengan -2, kecuali dalam peroksida sama dengan -1, dalam OF_2 sama dengan +2, dan dalam superoksida sama dengan -1/2.
- Untuk senyawa netral, "jumlah" bilangan oksidasi dikalikan jumlah setiap atom sama dengan nol.
- Untuk suatu ion, "jumlah" bilangan oksidasi dikalikan jumlah setiap atom sama dengan muatan ionnya.

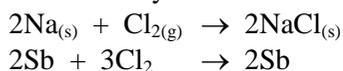
Reaksi *redoks* adalah reaksi yang di dalamnya terjadi reaksi reduksi dan oksidasi. Reaksi reduksi ditunjukkan oleh adanya penurunan bilangan oksidasi, dan sebaliknya pada reaksi oksidasi, terjadi kenaikan bilangan oksidasi.

Reaksi Redoks dapat dikelompokkan menjadi:

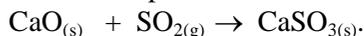
a. Reaksi kombinasi (*Combination reaction*)

Reaksi kombinasi adalah reaksi gabungan dua zat untuk membentuk produk. Namun tidak semua reaksi kombinasi adalah termasuk reaksi redoks

Contoh kasus yaitu dua *elemen* yang bereaksi membentuk suatu senyawa dan memenuhi syarat sebagai reaksi redoks yaitu:



Namun reaksi kombinasi seperti:

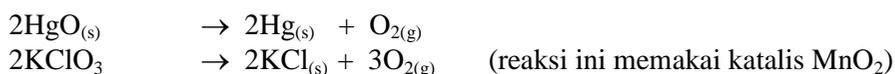


Bila dilihat dari bilangan oksidasinya, maka reaksi tersebut tidak termasuk reaksi redoks (BO(S) +4 ditahan).

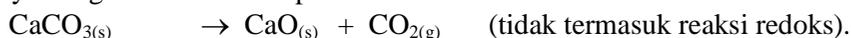
b. Reaksi dekomposisi (*Decomposition reaction*)

Reaksi dekomposisi adalah reaksi yang menyebabkan suatu senyawa tunggal terurai akibat temperatur dinaikkan.

Contoh:



Namun lain halnya dengan reaksi dekomposisi berikut ini:



c. Reaksi perpindahan (Displacement reaction)

Reaksi perpindahan adalah reaksi antara unsur dengan senyawa, dimana unsur tersebut bertukar tempat darinya.

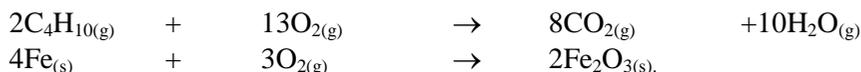
Contoh:



d. Reaksi pembakaran (Combustion reaction)

Reaksi pembakaran adalah reaksi suatu dengan oksigen, biasanya dengan panas yang menghasilkan nyala.

Contoh:



H. EKIVALEN

Dalam menyelesaikan soal-soal ilmu kimia, perlu menuliskan persamaan reaksi yang lengkap. Dalam beberapa hal, untuk menyelesaikan perhitungan kimia, tidak perlu menuliskan persamaan reaksi yang lengkap, tetapi menggunakan besaran yang disebut *ekivalen*.

Ekivalen yang dibahas di sini dibatasi pada ekivalen asam-basa. Ekivalen *redoks* dibahas pada Buku Ajar Kimia Dasar II.

Satu ekivalen (ekiv) asam adalah sejumlah asam yang dapat menghasilkan 1 mol H⁺, dan satu ekivalen basa adalah sejumlah basa yang dapat menghasilkan 1 mol OH⁻ atau dapat menetralkan 1 mol H⁺.

Contoh:

1. Satu mol HCl menghasilkan 1 mol H⁺

Satu ekiv HCl = 1 mol HCl = 36,5 gram

Satu mol H₂SO₄ menghasilkan 2 mol H⁺

Satu ekiv H₂SO₄ = 1/2 mol H₂SO₄ = 1/2 x 98 gram = 49 gram

Satu ekiv H₃PO₄ = 1/3 mol H₃PO₄ = 1/3 x 97,995 gram = 32,665 gram.

Satu mol NaOH menghasilkan 1 mol OH⁻

Satu mol NaOH = 1 mol NaOH = 40 gram.

Satu mol Ca(OH)₂ menghasilkan 2 mol OH⁻

Satu ekiv Ca(OH)₂ = 1/2 mol Ca(OH)₂ = 1/2 x 74,08 = 37,04 gram.

2. Hitung berapa gram NaOH yang diperlukan untuk menetralkan 10,00 gram HNO₃.

Jawab:

Satu mol HNO₃ = satu ekiv = 63,01 gram

Sepuluh gram HNO₃ = 10/63,01 = 0,1587 ekiv

NaOH yang diperlukan untuk menetralkan 0,1587 ekiv HNO₃ adalah 0,1587 ekiv.

Satu ekiv NaOH = satu mol NaOH = 40 gram

NaOH yang diperlukan = 0,1587 x 40 gram = 6,348 gram.

Latihan:

1. Dalam suatu eksperimen, 17,6 gram M bereaksi dengan 4,4 gram oksigen. Dari eksperimen lain, 5,6 gram logam M diperoleh dari hasil reduksi 7,0 gram oksida. Tunjukkan bahwa hasil eksperimen ini sesuai dengan susunan tetap!
2. Suatu contoh fosfor putih (P_4) dibakar di udara dan membentuk senyawa dengan formula P_4O_{10} . Bila diasumsikan bahwa 0,744 gram fosfor membentuk 1,704 gram P_4O_{10} , maka berdasarkan informasi tersebut tentukan rasio massa atom fosfor terhadap oksigen. Bila massa atom oksigen adalah 16,00 amu maka:
 - a. Tuliskan persamaan reaksinya
 - b. Hitunglah massa atom fosfor
3. Suatu logam sebanyak 2,0409 gram dilarutkan ke dalam asam nitrat sehingga membentuk garam nitrat. Larutan yang diperoleh diuapkan sampai kering lalu dipijar sehingga memperoleh 2,535 g oksidanya. Hitung massa ekuivalen logam tersebut!
4. Suatu preparat seberat 2 gram yang diduga sebagai senyawa organik ingin dicoba untuk dianalisis. Sebanyak 1,367 gram preparat tersebut ditakar di dalam arus udara dan menghasilkan 3,002 gram CO_2 dan 1,640 gram H_2O . Ternyata setelah dilakukan analisis, senyawa tersebut hanya mengandung unsur C, H, dan O.
 - a. Tentukan rumus empiris dari senyawa tersebut
 - b. Setelah dilakukan analisis dengan alat spektrofotometri massa diketahui bahwa bobot molekul senyawa tersebut adalah 60. Tuliskan rumus kimianya dari senyawa organik tersebut.
5. Dengan menganggap bahwa udara mengandung 21%, hitung volume udara yang diperlukan untuk membakar 600 mL metana, CH_4 dan asetilen, C_2H_2 !
6. Kalsium sianamida ($CaCN_2$) adalah pupuk yang sangat baik bagi tanaman. Senyawa ini dapat dihasilkan dengan mudah dari senyawa yang murah seperti $CaCO_3$. Dengan pemanasan, $CaCO_3$ akan terdekomposisi menjadi padatan putih X_A dan gas tak berwarna X_B . Selanjutnya jika X_A direduksi dengan karbon akan menghasilkan padatan abu-abu X_C dan gas X_D . X_C dan X_D dapat teroksidasi. Pada akhirnya reaksi antara X_C dengan Na akan menghasilkan $CaCN_2$.
 - a. Sempurnakan reaksi di bawah ini:
 - i. $CaCO_3 \rightarrow X_A \text{ dan } X_B$
 - ii. $X_A + 3C \rightarrow X_C + X_D$
 - iii. $X_C + N_2 \rightarrow CaCN_2 + C$
 - b. Jika $CaCN_2$ dihidrolisis, gas apakah yang dihasilkan? Tuliskan reaksinya.
7. Hitung berapa gram $Ca(OH)_2$ yang diperlukan untuk menetralkan 3 gram asam nitrat!
8. Sebanyak 0,28 g campuran NaOH dan KOH dinetralisasi sama 32 mL 0,2M HCl. Hitunglah % berat NaOH dalam campuran awal!
9. Kalau $KClO_3$ dipanaskan, reaksi penguraian adalah:
$$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$$
Suatu sampel 2,450 g campuran $KClO_3$ dan KCl dibakar sehingga reaksi di atas sempurna. Setelah didinginkan kembali, berat sampel turun menjadi 2,034 g. Hitunglah % berat $KClO_3$ dalam sampel awal!