

Stoikiometri

Membahas tentang hubungan massa antar unsur dalam suatu senyawa (stoikiometri senyawa) dan antar zat dalam suatu reaksi kimia (stoikiometri reaksi).

Tata Nama Senyawa Sederhana

1. Tata Nama Senyawa Molekul (Kovalen) Biner

Senyawa biner adalah senyawa yang hanya terdiri dari dua jenis unsur.

Contoh : air (H_2O), amonia (NH_3)

1. Rumus Senyawa

Unsur yang terdapat lebih dahulu dalam urutan berikut, ditulis di depan.

B-Si-C-Sb-As-P-N-H-Te-Se-S-I -Br-Cl-O-F

Contoh :(lengkapi sendiri)

2. Nama Senyawa

Nama senyawa biner dari dua jenis unsur non logam adalah rangkaian nama kedua jenis unsur tersebut dengan akhiran -ida (ditambahkan pada unsur yang kedua). Contoh :(lengkapi sendiri) Catatan : Jika pasangan unsur yang bersenyawa membentuk lebih dari sejenis senyawa, maka senyawa-senyawa yang terbentuk dibedakan dengan menyebutkan angka indeks dalam bahasa Yunani.

1 = mono

2 = di

3 =

tri

4 = tetra

5 = penta

6 = heksa

7 = hepta

8 =

okta

9 = nona

10

= deka

Angka indeks satu tidak perlu disebutkan, kecuali untuk nama senyawa karbon monoksida. Contoh :

.....(lengkapi sendiri)

3. Senyawa yang sudah umum dikenal, tidak perlu

mengikuti aturan di atas.

2. Tata Nama Senyawa Ion.

Kation = ion bermuatan positif (ion logam)

Anion = ion bermuatan negatif (ion non logam atau ion poliatom)

1. Rumus Senyawa

Unsur logam ditulis di depan.

Contoh :(lengkapi sendiri)

Rumus senyawa ion ditentukan oleh perbandingan muatan kation dan anionnya.

Kation dan anion diberi indeks sedemikian rupa sehingga senyawa bersifat netral (\sum muatan positif = \sum muatan negatif).

2. Nama Senyawa

Nama senyawa ion adalah rangkaian nama kation (di depan) dan nama anionnya (di belakang); sedangkan angka indeks tidak disebutkan.

Contoh :(lengkapi sendiri) Catatan :

Jika unsur logam mempunyai lebih dari sejenis bilangan oksidasi, maka senyawa-senyawanya dibedakan dengan menuliskan bilangan oksidasinya (ditulis dalam tanda kurung dengan angka Romawi di belakang nama unsur logam itu).

Contoh :(lengkapi sendiri)

Berdasarkan cara lama, senyawa dari unsur logam yang mempunyai 2 jenis muatan dibedakan dengan memberi akhiran -o untuk muatan yang lebih rendah dan akhiran -i untuk muatan yang lebih tinggi.

Contoh :(lengkapi sendiri)

Cara ini kurang informatif karena tidak menyatakan bilangan oksidasi unsur logam yang bersangkutan.

3. Tata Nama Senyawa Terner.

Senyawa terner sederhana meliputi : asam, basa dan garam.

Reaksi antara asam dengan basa menghasilkan garam

1. Tata Nama Asam.

Asam adalah senyawa hidrogen yang di dalam air mempunyai rasa masam.

Rumus asam terdiri atas atom H (di depan, dianggap sebagai ion H^+) dan suatu anion yang disebut sisa asam.

Catatan : perlu diingat bahwa asam adalah senyawa molekul, bukan senyawa ion.

Nama anion sisa asam = nama asam yang bersangkutan tanpa kata asam.

Contoh : H_3PO_4

Nama asam = asam fosfat

Rumus sisa asam = (fosfat)

2. Tata Nama Basa.

Basa adalah zat yang jika di dalam air dapat menghasilkan ion

Pada umumnya, basa adalah senyawa ion yang terdiri dari kation logam dan anion

Nama basa = nama kationnya yang diikuti kata hidroksida.

Contoh :(lengkapi sendiri)

3. Tata Nama Garam.

Garam adalah senyawa ion yang terdiri dari kation basa dan anion sisa asam.

Rumus dan penamaannya = senyawa ion.

Contoh :(lengkapi sendiri)

4. Tata Nama Senyawa Organik.

Senyawa organik adalah senyawa-senyawa C dengan sifat-sifat tertentu.

Senyawa organik mempunyai tata nama khusus, mempunyai nama lazim atau nama dagang (nama trivial).

Persamaan Reaksi

Menggambarkan reaksi kimia yang terdiri atas rumus kimia pereaksi dan hasil reaksi disertai dengan koefisiennya masing-

masing.

1. Menuliskan Persamaan Reaksi.

1. Reaksi kimia mengubah zat-zat asal (pereaksi = reaktan) menjadi zat baru (produk).
2. Jenis dan jumlah atom yang terlibat dalam reaksi tidak berubah, tetapi ikatan kimia di antaranya berubah.
3. Ikatan kimia dalam pereaksi diputuskan dan terbentuk ikatan baru dalam produknya.
4. Atom-atom ditata ulang membentuk produk reaksi.

Contoh :

Keterangan :

1. Tanda panah menunjukkan arah reaksi (artinya = membentuk atau bereaksi menjadi).
2. Huruf kecil dalam tanda kurung menunjukkan wujud atau keadaan zat yang bersangkutan (g = gas, l = liquid, s = solid dan aq = aqueous / larutan berair).
3. Bilangan yang mendahului rumus kimia zat disebut koefisien reaksi (untuk menyetarakan atom-atom sebelum dan sesudah reaksi).
4. Koefisien reaksi juga menyatakan perbandingan paling sederhana dari partikel zat yang terlibat dalam reaksi.

Penulisan persamaan reaksi dapat dilakukan dengan 2 langkah :

Menuliskan rumus kimia zat pereaksi dan produk, lengkap dengan keterangan wujudnya.

Penyetaraan, yaitu memberi koefisien yang sesuai sehingga jumlah atom setiap

unsur sama pada kedua ruas (cara sederhana).

Contoh :

Langkah 1 : (belum setara)

Langkah 2 : (sudah setara)

2. Menyetarakan Persamaan Reaksi

Langkah-langkahnya (cara matematis) :

1. Tetapkan koefisien salah satu zat, biasanya zat yang rumusnya paling kompleks = 1, sedangkan zat lain diberikan koefisien sementara dengan huruf.
2. Setarakan terlebih dahulu unsur yang terkait langsung dengan zat yang diberi koefisien 1 itu.
3. Setarakan unsur lainnya. Biasanya akan membantu jika atom O disetarakan paling akhir.

Contoh :

Langkah 1 :

Persamaan reaksi yang belum setara.

Langkah 2 :

Menetapkan koefisien $C_2H_6 = 1$ sedangkan koefisien yang lain ditulis dengan huruf.

Langkah 3 :

Jumlah atom di ruas kiri dan kanan :

Atom	Ruas kiri	Ruas kanan
C	2	b
H	6	2c
O	2a	2b+c

Langkah 4 :

Jumlah atom di ruas kiri = jumlah atom di ruas kanan.

Dari langkah 3, diperoleh :

$$b = 2 \dots\dots\dots (i)$$

$$2c = 6 \dots\dots\dots (ii)$$

$$2a = (2b + c) \dots\dots (iii)$$

Dari persamaan (ii), diperoleh :

$$2c = 6$$

$$c = 6/2 = 3 \dots\dots (iv)$$

Persamaan (i) dan (iv) disubstitusikan ke persamaan (iii) :

$$2a = (2b + c) \dots\dots (iii)$$

$$2a = \{(2).(2) + 3\} = 7$$

$$a = \dots\dots\dots (v)$$

Langkah 5 :

Nilai-nilai a, b dan c disubstitusikan ke persamaan reaksi :

.....(x 2)

Langkah 6 :

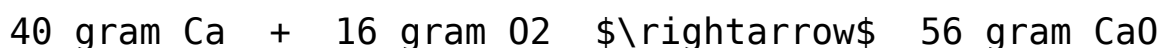
Memeriksa kembali jumlah atom di ruas kiri dan kanan, serta melengkapi wujud zatnya.

Hukum Dasar Kimia

1. Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoisier).

Yaitu : "Dalam sistem tertutup, massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama."

Contoh :



Contoh soal :
 Pada wadah tertutup, 4 gram logam kalsium dibakar dengan oksigen, menghasilkan kalsium oksida. Jika massa kalsium oksida yang dihasilkan adalah 5,6 gram, maka berapa massa oksigen yang diperlukan?

Jawab :

$$m \text{ Ca} = 4 \text{ gram}$$

$$m \text{ CaO} = 5,6 \text{ gram}$$

$$m \text{ O}_2 = \dots\dots?$$

Berdasarkan hukum kekekalan massa :

Massa sebelum reaksi = massa sesudah reaksi

$$\hat{U} \quad m \text{ Ca} + m \text{ O}_2 = m \text{ CaO}$$

$$\hat{U} \quad m \text{ O}_2 = m \text{ CaO} - m \text{ Ca} = (5,6 - 4,0)$$

gram

= 1,6 gram

Jadi massa oksigen yang diperlukan adalah 1,6 gram.

2. Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust).

Yaitu : "Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa adalah tertentu dan tetap."

Contoh lain : Air tersusun oleh unsur-unsur hidrogen (H₂) dan oksigen (O₂) dengan perbandingan yang selalu tetap yaitu :

11,91 % : 88,81 % = 1 : 8

Massa H₂ (gram)

Massa O₂ (gram)

Massa H₂O (gram)

Massa zat sisa

Massa H ₂ (gram)	Massa O ₂ (gram)	Massa H ₂ O (gram)	Massa zat sisa
1	8	9	-
2	16	18	-
3	16	18	1 gram H ₂
3	25	27	1 gram O ₂
4	25	28.125	0,875 gram H ₂

Contoh soal :

Jika diketahui perbandingan massa besi (Fe) dan belerang (S) dalam pembentukan senyawa besi (II) sulfida (FeS) adalah 7 : 4 maka tentukan :

1. Massa besi yang dibutuhkan untuk bereaksi dengan 8 gram belerang!
2. Massa belerang yang tersisa, jika sebanyak 21 gram Fe direaksikan dengan 15 gram S!
3. Massa S dan massa Fe yang dibutuhkan untuk menghasilkan 22 gram senyawa FeS!

Jawab :

Reaksi : 7

4

11

Massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, sehingga 7 gram Fe akan bereaksi dengan 4 gram S membentuk 11 gram FeS.

1. Massa S = 8 gram

Massa Fe = ...?

Massa Fe =

Jadi massa Fe yang dibutuhkan adalah 14 gram.

2. 21 gram Fe direaksikan dengan 15 gram S, berarti :

Fe : S = 21 : 15 = 7 : 5

Belerang berlebih, berarti seluruh Fe habis bereaksi.

Massa Fe yang bereaksi = 21 gram

Massa S yang bereaksi =

Massa S yang tersisa = (15-12)
gram = 3 gram

Jadi massa S yang tersisa adalah 3 gram.

3. Untuk membentuk 22 gram FeS :

m Fe =

m S =

Jadi massa Fe dan S yang dibutuhkan adalah 14 gram dan 8 gram.

3. Hukum Kelipatan Perbandingan / Hukum Perbandingan Berganda (Hukum Dalton).

Yaitu : "Jika dua jenis unsur dapat membentuk lebih dari satu macam senyawa, maka perbandingan massa salah satu unsur yang terikat pada massa unsur lain yang sama, merupakan bilangan bulat dan sederhana."

Contoh :

C dan O dapat membentuk dua jenis senyawa, yaitu CO dan CO₂. Jika massa C dalam kedua senyawa itu sama (berarti jumlah C sama), maka :

Massa O dalam CO : massa O dalam CO₂ akan merupakan bilangan bulat dan sederhana (yaitu = 1:2).

Contoh soal :

Karbon dapat bergabung dengan hidrogen dengan perbandingan 3 : 1, membentuk gas metana. Berapa massa hidrogen yang diperlukan untuk bereaksi dengan 900 gram C pada metana?

Jawab :

C : H = 3 : 1 sehingga :

$\hat{U} \quad 900 \quad : \quad m \text{ H} \quad = \quad 3 \quad : \quad 1$

$\hat{U} \quad \quad \quad m \text{ H} \quad = \quad ; \quad \quad \quad \text{Jadi, massa H yang diperlukan adalah 300 gram.}$

4. Hukum Perbandingan Volum (Hukum Gay Lussac).

Yaitu : "Pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volum gas-gas yang bereaksi dan hasil reaksi merupakan bilangan bulat dan sederhana."

Contoh :

Dua volum gas hidrogen bereaksi dengan satu volum gas oksigen membentuk dua volum uap air.

gas hidrogen + gas oksigen ® uap air

2 V 1 V 2 V

Perbandingan volumenya = 2 : 1 : 2

5. Hukum Avogadro.

Yaitu : "Pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas yang volumenya sama mengandung jumlah partikel yang sama pula."

Contoh :

Pada pembentukan molekul H₂O

[`latex`]

[`preamble+`]

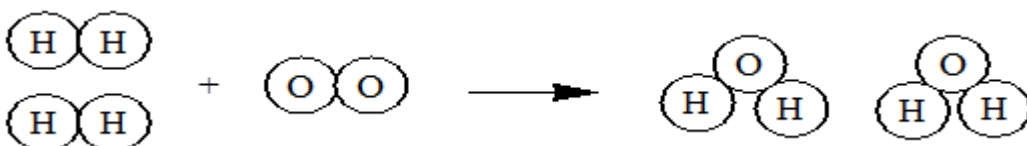
[`usepackage{chemmacros}`]

[`usepackage{amsmath}`]

[`/preamble`]

[`noindent`]

`2L \ch{H2 \gas{}} + 1L \ch{O2 \gas{}} \rightarrow 2L\hspace{0.2cm}\ch{H2O \aqu{}}`



2 molekul H₂

1 molekul O₂

2 molekul H₂O

Catatan :

Jika volume dan jumlah molekul salah 1 zat diketahui, maka volume dan jumlah molekul zat lain dapat ditentukan dengan menggunakan persamaan :

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{amsmath}
[/preamble]
\noindent
\framebox{$V_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1cm}dicari}=\dfrac{K
oefisien_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1cm}
dicari}}{Koefisien_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1cm}diketahui}
}\hspace{0.1cm}\times\hspace{0.1cm}V_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1
cm}diketahui}$}\
dan\
\framebox{$X_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1cm}dicari}=\dfrac{K
oefisien_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1cm}
dicari}}{Koefisien_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1cm}diketahui}
}\hspace{0.1cm}\times\hspace{0.1cm}X_{\hspace{0.1cm}Yang\hspace{0.1
cm}diketahui}$}\
[/latex]
```

Keterangan :

V = volume molekul (L)

X = jumlah partikel (molekul)

Contoh soal :

Pada suhu dan tekanan yang sama, sebanyak 2 L gas nitrogen (N₂) tepat bereaksi dengan gas H₂ membentuk gas NH₃ (amonia).

Tentukan :

1. Persamaan reaksinya!
2. Volume gas H₂ yang diperlukan!
3. Volume gas NH₃ yang dihasilkan!

Jawab :

1. Persamaan reaksinya!

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemmacros}
[/preamble]
\noindent
\ch{N2 \gas{}} + 3 H2 \gas{} ->2 NH3 \gas{} }
[/latex]
```

2. Volume gas H₂ yang diperlukan!

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{amsmath}
\usepackage{chemmacros}
[/preamble]
\noindent

$$V_{\text{H}_2} = \frac{\text{Koef. H}_2}{\text{Koef. N}_2} \times V_{\text{N}_2}$$


$$\text{\indent 0.2cm} = \frac{3}{1} \times 2\text{L} = 6\text{L}$$

[/latex]
```

Jadi volume gas H₂ yang diperlukan dalam reaksi adalah 6 L.

3. Volume gas NH₃ yang dihasilkan!

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{amsmath}
\usepackage{chemmacros}
[/preamble]
\noindent

$$V_{\text{NH}_3} = \frac{\text{Koef. NH}_3}{\text{Koef. N}_2} \times V_{\text{N}_2}$$


$$\text{\indent 0.2cm} = \frac{2}{1} \times 2\text{L} = 4\text{L}$$

[/latex]
```

\noindent

[/latex]

Jadi volume gas NH_3 yang diperlukan dalam reaksi adalah 4 L.

Konsep Mol

a. Definisi Mol

- a. Satu mol adalah banyaknya zat yang mengandung jumlah partikel yang = jumlah atom yang terdapat dalam 12 gram C-12.
- b. Mol merupakan satuan jumlah (seperti lusin, gros), tetapi ukurannya jauh lebih besar.
- c. Mol menghubungkan massa dengan jumlah partikel zat.
- d. Jumlah partikel dalam 1 mol (dalam 12 gram C^{-12}) yang ditetapkan melalui berbagai metode eksperimen dan sekarang ini kita terima adalah $6,02 \times 10^{23}$ (disebut tetapan Avogadro, dinyatakan dengan L).

Contoh :

- a. 1 mol air artinya : sekian gram air yang mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul air.
- b. 1mol besi artinya : sekian gram besi yang mengandung $6,02 \times 10^{23}$ atom besi.
- c. 1 mol asam sulfat artinya : sekian gram asam sulfat yang mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul H_2SO_4 .

[latex]

[preamble+]

\usepackage{stackengine}

[/preamble]

\fbox{\Longstack{{1 mol = 6,02 x
\$10^{23}\$ partikel} {L = 6,02 x
\$10^{23}\$}}}

[/latex]

b. Hubungan Mol dengan Jumlah Partikel

Dirumuskan :

```
[latex]
[preable+]
\usepackage{stackengine}
[/preable]
\fbbox{\Longstack{{X          = n x( 6,02 x$10^{23}$ )}}}{
[/latex]
```

Keterangan :

n = jumlah mol
x = jumlah partikel

c. Massa Molar (m_m)

- a. Massa molar menyatakan massa 1 mol zat.
- b. Satuannya adalah gram mol⁻¹.
- c. Massa molar zat berkaitan dengan Ar atau Mr zat itu, karena Ar atau Mr zat merupakan perbandingan massa antara partikel zat itu dengan atom C-12.

Contoh :

Ar Fe = 56, artinya : massa 1 atom Fe :
massa 1 atom C-12 = 56 : 12

Mr H₂O = 18, artinya : massa 1 molekul air :
massa 1 atom C-12 = 18 : 12

Karena :

1 mol C-12 = 12 gram (standar mol), maka :

```
[latex]
[preable+]
\usepackage{amsmath}
\usepackage{chemmacros}
[/preable]
\noindent
Massa 1 mol atom Fe$\indent\hspace{0.5cm}$
=\dfrac{56}{12}\times 12\text{gram}=56\text{gram}\backslash
Massa 1 mol molekul air$\indent\hspace{0.2cm}$
=\dfrac{18}{12}\times 12\text{gram}=18\text{gram}\backslash
\noindent
[/latex]
```

Kesimpulan :

Massa 1 mol suatu zat = Ar atau Mr zat tersebut
(dinyatakan dalam gram).

[latex]

[preamble+]

\usepackage{stackengine}

[/preamble]

\fbox{\Longstack{{Untuk unsur yang partikelnya
berupa atom : $m_m = Ar \text{ gram mol}^{-1}$ } {Untuk
zat lainnya :

$m_m =$

$Mr \text{ gram mol}^{-1}}$ }}

[/latex]

d. Hubungan Jumlah Mol (n) dengan Massa Zat (m)

Dirumuskan :

[latex]

[preamble+]

\usepackage{stackengine}

[/preamble]

\fbox{\Longstack{{ $m = n \times m_m$ }}}

[/latex]

dengan :

m= massa

n= jumlah mol

m_m = massa molar

e. Volum Molar Gas (V_m)

a. Adalah volum 1 mol gas.

b. Menurut Avogadro, pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas bervolum sama akan mengandung jumlah molekul yang sama pula.

c. Artinya, pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas dengan jumlah molekul yang sama akan mempunyai volum yang sama pula.

d. Oleh karena 1 mol setiap gas mempunyai jumlah molekul sama yaitu $6,02 \times 10^{23}$ molekul, maka pada suhu dan tekanan yang

sama, 1 mol setiap gas mempunyai volum yang sama.

e. Jadi : pada suhu dan tekanan yang sama, volum gas hanya bergantung pada jumlah molnya.

Dirumuskan :

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{stackengine}
```

```
[/preamble]
```

```
\fbox{\Longstack{{v      = n x$V_{m}$ }}}}
```

```
[/latex]
```

dengan :

v= volum gas

m= jumlah mol

V_m = volum molar

Ø Beberapa kondisi / keadaan yang biasa dijadikan acuan :

1. Keadaan Standar

1. Adalah suatu keadaan dengan suhu 0oC dan tekanan 1 atm.

2. Dinyatakan dengan istilah STP (Standard Temperature and Pressure).

Pada keadaan STP, volum molar gas (V_m) = 22,4 liter/mol

2. Keadaan Kamar

1. Adalah suatu keadaan dengan suhu 25oC dan tekanan 1 atm.

2. Dinyatakan dengan istilah RTP (Room Temperature and Pressure).

Pada keadaan RTP, volum molar gas (V_m) = 24 liter/mol

3. Keadaan Tertentu dengan Suhu dan Tekanan yang Diketahui Digunakan rumus Persamaan Gas Ideal :

p= tekanan gas (atm); 1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg

v= volum gas (L)

n= jumlah mol gas

r= tetapan gas (0,082 L atm/mol K)

t= suhu mutlak gas (dalam Kelvin = 273 + suhu Celcius)

4. Keadaan yang Mengacu pada Keadaan Gas Lain

Misalkan :

1. Gas A dengan jumlah mol = n_1 dan volum = V_1

Gas B dengan jumlah mol = n_2 dan volum = V_2

Maka pada suhu dan tekanan yang sama :

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{amsmath}
```

```
\usepackage{stackengine}
```

```
[/preamble]
```

```
\fbox{\Longstack{
```

```
{ $\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$  atau
```

```
 $\frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}$  atau
```

```
 $\Big(\frac{n}{V}\Big)_{\text{gas A}} = \Big(\frac{n}{V}\Big)_{\text{gas B}}$ 
```

```
} }
```

```
[/latex]
```

5. Kemolaran Larutan (M)

1. Kemolaran adalah suatu cara untuk menyatakan konsentrasi (kepekatan) larutan.

Menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam tiap liter larutan, atau jumlah mmol zat terlarut dalam tiap mL larutan.

Dirumuskan :

dengan :

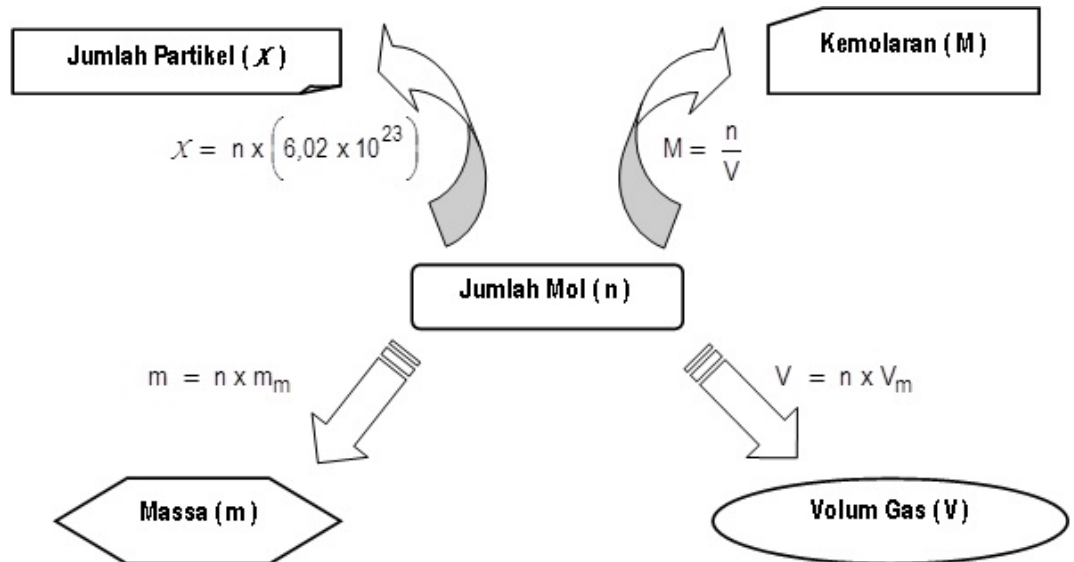
m= kemolaran larutan

n= jumlah mol zat terlarut

v= volum larutan

Misalnya : larutan NaCl 0,2 M artinya, dalam tiap liter larutan terdapat 0,2 mol (= 11,7 gram) NaCl atau dalam tiap mL larutan terdapat 0,2 mmol (=

11,7 mg) NaCl.



Stoikiometri Senyawa

1. Rumus Empiris (RE)

Disebut juga rumus perbandingan adalah rumus kimia yang menyatakan perbandingan paling sederhana dari atom-atom unsur penyusun senyawa.

2. Rumus Molekul (RM)

Secara umum, rumus molekul suatu senyawa dapat dinyatakan sebagai berikut :

```
[latex]
[preable+]
\usepackage{stackengine}
[/preable]
\fbbox{\Longstack{{RM} = $ ( RE )_{y}$ }}
[/latex]
```

Keterangan :

Harga y bergantung pada besarnya harga Massa Molekul Relatif (Mr) dari senyawa yang bersangkutan.

3. Kadar Unsur dalam Senyawa (dalam %)

Dirumuskan :

```
[latex]
[preable+]
\usepackage{stackengine}
\usepackage{amsmath}
[/preable]
```

$$\text{Kadar} = \frac{y \times Ar}{Mr} \times 100\%$$

Keterangan :

y = jumlah atom unsur dalam 1 molekul senyawa (angka indeks dari unsur yang bersangkutan dalam rumus kimia senyawa)

Stoikiometri Reaksi

1. Hitungan Kimia Sederhana

Dapat diselesaikan melalui 4 langkah yaitu sebagai berikut :

1. Menuliskan persamaan reaksi kimia yang setara
2. Menyatakan jumlah mol zat yang diketahui
3. Menentukan jumlah mol zat yang ditanyakan dengan menggunakan perbandingan koefisien reaksi
4. Menyesuaikan jawaban dengan pertanyaan

2. Pereaksi Pembatas

Adalah suatu pereaksi yang habis bereaksi terlebih dahulu.

Contoh :

Reaksi antara Al dengan O₂ membentuk aluminium oksida, menurut persamaan reaksi :

[latex]

[preamble+]

\usepackage{chemmacros}

[/preamble]

\noindent

$$4 \text{ Al (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$$

[/latex]

Jumlah Mol Pereaksi		Jumlah Mol Produk	Pereaksi Pembatas	Jumlah Mol Pereaksi yang Bersisa
Al	0 2			
4	3	2	Ekivalen	-

Jumlah Mol Pereaksi		Jumlah Mol Produk	Pereaksi Pembatas	Jumlah Mol Pereaksi yang Bersisa
4	4	2	Aluminium	1 mol oksigen
5	3	2	Oksigen	1 mol aluminium
2	1,5	1	Ekivalen	-
0,6	0,4	0,27	Oksigen	0,07 mol aluminium

Cara menentukan Pereaksi Pembatas :

1. Nyatakan zat yang diketahui dalam mol
2. Bagilah jumlah mol masing-masing zat dengan koefisiennya
3. Pereaksi yang hasil pembagiannya paling kecil, merupakan pereaksi pembatas

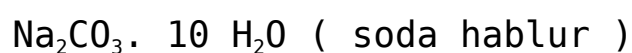
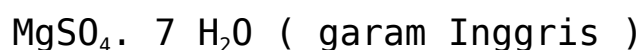
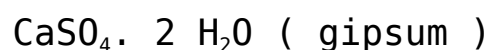
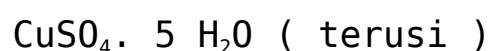
3. Hitungan yang Melibatkan Campuran

Jika dari suatu campuran, terjadi lebih dari satu reaksi (> 1) maka persamaan reaksinya harus ditulis secara terpisah.

4. Penentuan Rumus Kimia Hidrat

1. Hidrat adalah zat padat yang mengikat beberapa molekul air sebagai bagian dari struktur kristalnya.

Contoh :



Jika suatu hidrat dipanaskan, maka sebagian atau seluruh air kristalnya dapat menguap (lepas).