

KIMIA TERAPAN

STOIKIOMETRI DAN HUKUM-HUKUM KIMIA

Haris Puspito Buwono

Semester Gasal 2012/2013

STOIKIOMETRI

2

STOIKIOMETRI adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan kuantitatif dari komposisi zat-zat kimia dan reaksi-reaksinya.

Contoh: Sintesis ammonia mengikuti persamaan:



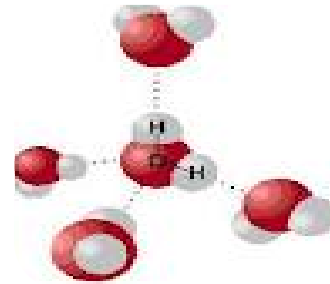
Berapapun jumlah zat yang direaksikan perbandingan jumlah molekul nitrogen dan hidrogen haruslah 3 banding 2.

Pokok Bahasan

3



Konsep Mol



Penentuan Rumus Kimia



Koefisien Reaksi

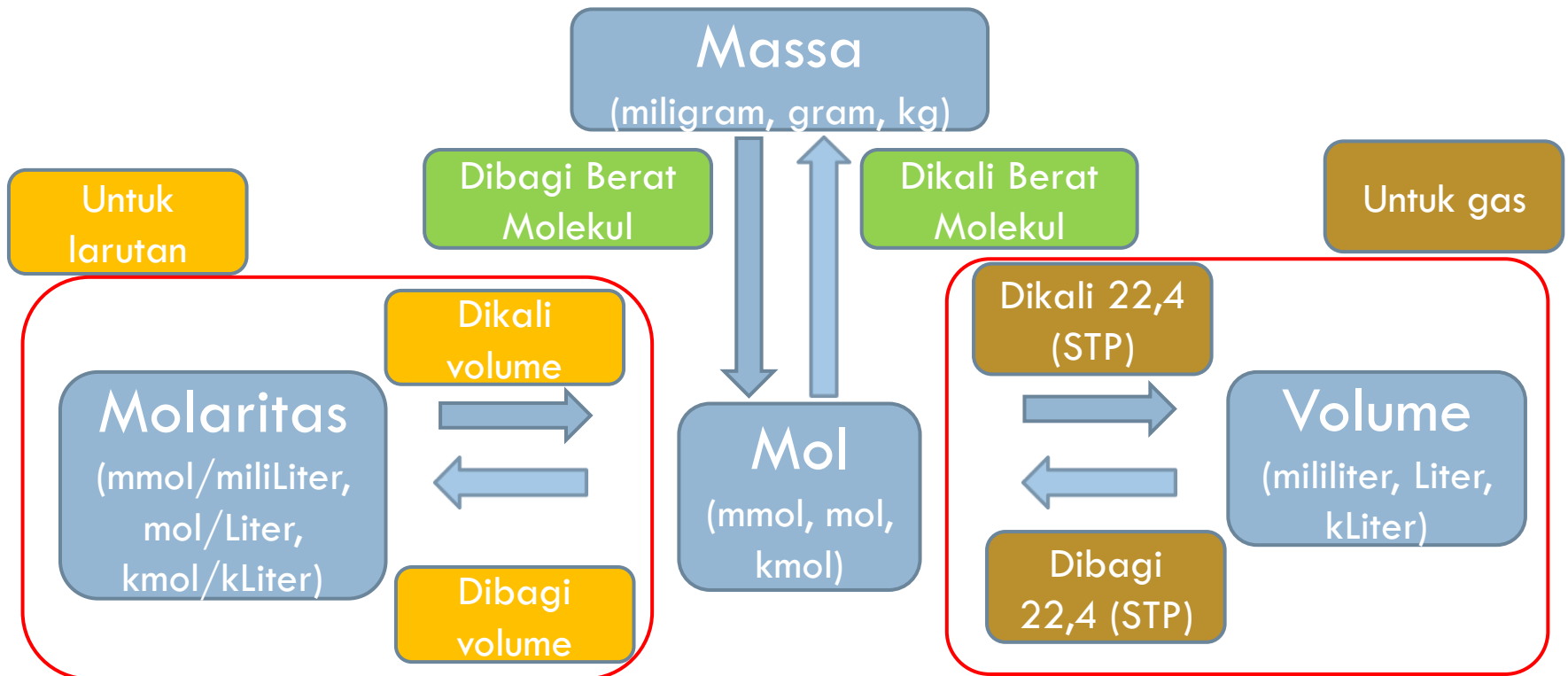


Hukum-hukum Kimia

A. Konsep Mol

4

- Mol = satuan jumlah
- Satu mol zat = banyaknya zat tersebut mengandung 6×10^{23} butir partikel
- Partikel : atom, molekul, ion
- Bilangan avogadro (L) = adalah banyaknya "entitas" (biasanya atom atau molekul) dalam satu mol, yang merupakan jumlah atom karbon-12 dalam 12 gram (0,012 kilogram) karbon-12 dalam keadaan dasarnya



Contoh 1.

5

Soal:

1. Berapa mol 36 gram air (H_2O)?
2. Berapa volume 2 mol gas N_2 yang diukur pada kondisi STP?

Penyelesaian:

1. Mol air = $36/18 = 2$
2. Volume $\text{N}_2 = 2 \times 22,4 = 44,8$ liter

B. Penentuan Rumus Kimia

6

- Konsep mol digunakan untuk menentukan rumus kimia suatu senyawa, baik rumus empiris (perbandingan terkecil atom dalam senyawa) maupun rumus molekul (jumlah atom dalam senyawa).
- Rumus empiris dihitung dengan cara gram atau persen berat masing-masing senyawa penyusun dibagi dengan berat atom (A_r) masing-masing; diperoleh perbandingan mol terkecil dari unsur penyusun senyawa.

Penentuan Rumus Kimia (lanjutan)

7

- Rumus molekul dan rumus empiris suatu senyawa ada kalanya sama, tetapi kebanyakan tidak sama.
- Rumus molekul merupakan kelipatan dari rumus empiris.
- Jika senyawa mempunyai rumus empiris CH_2O maka rumus molekul mungkin $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ dll.
- Untuk menentukan rumus molekul senyawa harus mengetahui terlebih dahulu rumus empiris senyawa dan berat molekul senyawa.

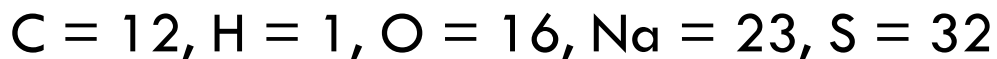
Contoh 2.

8

Soal:

1. Suatu senyawa tersusun dari 84%-berat karbon dan 16%-berat hidrogen. Tentukan rumus empiris senyawa tersebut?
2. Suatu gas mengandung 48 gram karbon, 12 gram hidrogen dan 32 gram oksigen. Bagaimana rumus empiris gas tersebut?
3. Suatu senyawa mengandung 32,4%-berat natrium, 22,6%-berat belerang dan sisanya oksigen. Tentukan rumus empiris senyawa itu?

Berat atom:



Penyelesaian:

1. $C = 84\%$, $H = 16\%$

$$\text{mol C} : \text{mol H} = 84/12 : 16/1 = 7 : 16$$

Rumus empiris senyawa adalah : C_7H_{16}

2. $C=48$, $H=12$, $O=32$

$$\begin{aligned} \text{mol C} : \text{mol H} : \text{mol O} &= 48/12 : 12/1 : 32/16 \\ &= 4 : 12 : 2 = 2 : 6 : 1 \end{aligned}$$

Rumus empiris gas adalah C_2H_6O

3. $Na=32,4\%$, $S=22,6\%$, $O=100 - (32,4+22,6) = 45\%$

$$\begin{aligned} \text{mol Na} : \text{mol S} : \text{mol O} &= 32,4/23 : 22,6/32 : 45/16 \\ &= 1,4 : 0,7 : 2,8 = 2 : 1 : 4 \end{aligned}$$

Rumus empiris senyawa adalah Na_2SO_4

CONTOH 3.

10

Soal:

1. Suatu gas dengan rumus empiris NO_2 mempunyai $\text{BM} = 92$ ($\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$). Tentukan rumus molekulnya?
2. Suatu senyawa organik dengan $\text{BM} = 90$ tersusun dari 40% karbon, 6,6% hidrogen dan sisanya oksigen ($\text{C}=12$, $\text{H}=1$, $\text{O}=16$). Tentukan rumus molekul senyawa tersebut?

Penyelesaian:

$$1. (\text{NO}_2)_n = 92$$

$$46 \quad n = 92 \quad n = 2$$

Rumus molekul gas adalah N_2O_4

$$2. \text{C} = 40\%, \text{H} = 6,6\%, \text{O} = 53,4\%$$

$$\begin{aligned} \text{Mol C} : \text{mol H} : \text{mol O} &= 40/12 : 6,6/1 : 53,4/16 \\ &= 3,3 : 6,6 : 3,3 = 1 : 2 : 1 \end{aligned}$$

Rumus empirisnya CH_2O

$$(\text{CH}_2\text{O})_n = 90$$

$$30 \quad n = 90 \quad n = 3$$

Rumus molekulnya adalah $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$

C. KOEFISIEN REAKSI

12

- Koefisien reaksi : Perbandingan mol seluruh zat yang ada pada persamaan reaksi, baik reaksi ruas kiri maupun hasil di ruas kanan.
- Jika salah satu zat sudah diketahui molnya, maka zat lain pada persamaan reaksi dapat dicari dengan cara membandingkan koefisien.
- $$\text{Mol A} = \frac{\text{koefisien A}}{\text{koefisien B}} \times \text{mol B}$$

Contoh 4.

13

1. Diketahui reaksi : $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ jika H_2 yang bereaksi adl 12 mol, berapa mol N_2 yang bereaksi dan berapa mol NH_3 yang terbentuk?

Jawab : $\text{H}_2 = 12 \text{ mol}$

$$\text{N}_2 = 1/3 \times 12 = 4 \text{ mol}$$

$$\text{NH}_3 = 2/3 \times 12 = 8 \text{ mol}$$

2. Berapa gram gas O_2 yang diperlukan untuk membakar 260 gram asetilena, C_2H_2 secara sempurna ?

Jawab : $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$\text{C}_2\text{H}_2 = 260/26 \text{ mol} = 10 \text{ mol}$$

$$\text{O}_2 = 5/2 \times 10 \text{ mol} = 25 \text{ mol}$$

$$= 25 \times 32 \text{ gram} = 800 \text{ gram}$$

Contoh 5.

14

- Sebanyak 32 gram metana CH_4 dibakar dengan 160 gram oksigen. Berapa gram CO_2 yang dihasilkan?
- 6 gram etana C_2H_6 dibakar dengan oksigen sesuai dengan reaksi:



Hitunglah volume gas CO_2 yang terbentuk yang diukur pada keadaan standar!

Penyelesaian no. 1

	CH ₄	+	2 O ₂	→	CO ₂	+	2 H ₂ O
Mula-mula	(32/16) = 2 mol		(160/32) = 5 mol		-		-
Reaksi	- 2 mol		- 2/1 x 2 - 4 mol		1/1 x 2 + 2 mol		2/1 x 2 + 4 mol
Akhir	0		1 mol		2 mol		4 mol

Jumlah CO₂ = 2 x 44 = 88 gram

Penyelesaian no. 2

	2 C ₂ H ₆	+	7 O ₂	→	4 CO ₂	+	6 H ₂ O
Mula-mula	(6/30) = 0,2 mol				-		-
Reaksi	- 0,2 mol				4/2 x 0,2 = 0,4 mol		6/2 x 0,2 = 0,6 mol
Akhir	0				0,4 mol		0,6 mol

Jumlah CO₂ = 0,4 x 22,4 = 8,96 liter

Pereaksi pembatas

17

Yaitu reaktan yang habis dalam reaksi kimia.

Sebanyak 80 gram metana CH_4 dibakar dengan 160 gram oksigen. Berapa gram CO_2 yang dihasilkan?

	CH_4	+	2O_2	\rightarrow	CO_2	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
Mula-mula	$(80/16)$ $= 5 \text{ mol}$		$(160/32)$ $= 5 \text{ mol}$		-		-
Reaksi	$= \frac{1}{2} \times -5$ $- 2,5 \text{ mol}$		$- 5 \text{ mol}$		$\frac{1}{2} \times 5$ $= 2,5 \text{ mol}$		$\frac{2}{2} \times 5$ $= 5 \text{ mol}$
Akhir	2,5 mol		0		2,5 mol		5 mol

D. Hukum-Hukum Kimia

18

1. HUKUM KEKALKAN MASSA = HUKUM LAVOISIER

"Massa zat-zat sebelum dan sesudah reaksi adalah tetap".

□ *Contoh:*

hidrogen + oksigen $\text{\textcircled{R}}$ hidrogen oksida
(4g) (32g) (36g)

2. HUKUM PERBANDINGAN TETAP = HUKUM PROUST

"Perbandingan massa unsur-unsur dalam tiap-tiap senyawa adalah tetap"

Contoh:

- a. Pada senyawa NH_3 : massa N : massa H
 $= 1 \text{ Ar . N} : 3 \text{ Ar . H}$
 $= 1 (14) : 3 (1) = 14 : 3$
- b. Pada senyawa SO_3 : massa S : massa O
 $= 1 \text{ Ar . S} : 3 \text{ Ar . O}$
 $= 1 (32) : 3 (16) = 32 : 48 = 2 : 3$

Contoh:

Berapa kadar C dalam 50 gram CaCO_3 ? (Ar: C = 12; O = 16; Ca=40)

$$\begin{aligned} \text{Massa C} &= (\text{Ar C} / \text{Mr CaCO}_3) \times \text{massa CaCO}_3 \\ &= 12/100 \times 50 \text{ gram} = 6 \text{ gram} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Kadar C} &= \text{massa C} / \text{massa CaCO}_3 \times 100\% \\ &= 6/50 \times 100 \% = 12\% \end{aligned}$$

3. HUKUM PERBANDINGAN BERGANDA = HUKUM DALTON

"Bila dua buah unsur dapat membentuk dua atau lebih senyawa untuk massa salah satu unsur yang sama banyaknya maka perbandingan massa unsur kedua akan berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana".

Contoh:

Bila unsur Nitrogen dan oksigen disenyawakan dapat terbentuk,

NO dimana massa N : O = 14 : 16 = 7 : 8

NO₂ dimana massa N : O = 14 : 32 = 7 : 16

- Untuk massa Nitrogen yang sama banyaknya maka perbandingan massa Oksigen pada senyawa NO : NO₂ = 8 : 16 = 1 : 2

4. HUKUM-HUKUM GAS

21

- Untuk gas ideal berlaku persamaan : $PV = nRT$

dimana:

P = tekanan gas (atmosfir)

V = volume gas (liter)

n = mol gas

R = tetapan gas universal = 0.082 lt.atm/mol Kelvin

T = suhu mutlak (Kelvin)

Keadaan standard (STP) = suhu 0°C , tekanan 1 atm

- Liter = mol \times 22,4
- Mol = liter : 22,4
- Perubahan-perubahan dari P , V dan T dari keadaan 1 ke keadaan 2 dengan kondisi-kondisi tertentu dicerminkan dengan hukum-hukum berikut:

HUKUM BOYLE

Hukum ini diturunkan dari persamaan keadaan gas ideal dengan

$n_1 = n_2$ dan $T_1 = T_2$; sehingga diperoleh : $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Contoh:

Berapa tekanan dari 0.5 mol O₂ dengan volume 10 liter jika pada temperatur tersebut 0.5 mol NH₃ mempunyai volume 5 liter dan tekanan 2 atmosfer ?

Jawab:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$2.5 = P_2 \cdot 10 \quad \text{Ⓜ} \quad P_2 = 1 \text{ atmosfer}$$

□ HUKUM GAY-LUSSAC

"Volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi bila diukur pada suhu dan tekanan yang sama, akan berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana".

Jadi untuk: $P_1 = P_2$ dan $T_1 = T_2$ berlaku : $V_1 / V_2 = n_1 / n_2$

Contoh:

Hitunglah massa dari 10 liter gas nitrogen (N_2) jika pada kondisi tersebut 1 liter gas hidrogen (H_2) massanya 0.1 g.

Diketahui: Ar untuk H = 1 dan N = 14

Jawab:

- $V_1/V_2 = n_1/n_2$ ® $10/1 = (x/28) / (0.1/2)$ ® $x = 14$ gram
- Jadi massa gas nitrogen = 14 gram.

□ HUKUM BOYLE-GAY LUSSAC

Hukum ini merupakan perluasan hukum terdahulu dan diturunkan dengan keadaan harga $n = n_2$ sehingga diperoleh persamaan:

$$□ P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

HUKUM AVOGADRO

"Pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas yang volumenya sama mengandung jumlah mol yang sama. Dari pernyataan ini ditentukan bahwa pada keadaan STP (0° C 1 atm) 1 mol setiap gas volumenya 22.4 liter volume ini disebut sebagai *volume molar gas*.

Contoh:

Berapa volume 8.5 gram amoniak (NH₃) pada suhu 27° C dan tekanan 1 atm ?
(Ar: H = 1 ; N = 14)

Jawab:

$$85 \text{ g amoniak} = 17 \text{ mol} = 0.5 \text{ mol}$$

$$\text{Volume amoniak (STP)} = 0.5 \times 22.4 = 11.2 \text{ liter}$$

Berdasarkan persamaan Boyle-Gay Lussac:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

$$1 \times 112.1 / 273 = 1 \times V_2 / (273 + 27) \text{ ® } V_2 = 12.31 \text{ liter}$$