

# HUKUM DASAR KIMIA DAN PERHITUNGAN KIMIA

**Mata Pelajaran : Kimia**  
**Kelas : X (Sepuluh)**  
**Nomor Modul : Kim.X.06**

Penulis : Dorthy Hariandja, S.Pd.  
Penyunting Materi : Drs. Darsef, M.Si  
Penyunting Media : Drs. Purwanto, M.Pd.

# DAFTAR ISI

## IDENTITAS

## DAFTAR ISI

## PENDAHULUAN

Kegiatan Belajar 1:	<b>HUKUM DASAR ILMU KIMIA</b> .....	5
	Tujuan Pembelajaran Khusus .....	5
	Uraian Materi .....	5
	1. Hukum Kekekalan Massa .....	5
	2. Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Lavoisier) .....	7
	3. Hukum Perbandingan Berganda (Hukum Dalton) .....	10
	4. Hukum Perbandingan Volum (Hukum Gay Lussac) .....	10
	TUGAS KEGIATAN 1 .....	14
Kegiatan Belajar 2:	<b>PERHITUNGAN KIMIA (STOIKIOMETRI)</b> .....	17
	Tujuan Pembelajaran Khusus .....	17
	Uraian Materi .....	17
	1. Penentuan Volum Gas Pereaksi dan Hasil Reaksi.....	17
	2. Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif .....	20
	3. Konsep Mol dan Tatapan Avogadro.....	22
	TUGAS KEGIATAN 2 .....	45
<b>PENUTUP</b> .....		49
<b>KUNCI TUGAS</b> .....		50
<b>DAFTAR PUSTAKA</b> .....		52

# PENDAHULUAN

Selamat... Anda telah mencapai modul yang ke-enam.

Pada modul ini Anda akan mempelajari tentang “ Hukum Dasar Kimia dan Perhitungan Kimia “. Namun sebelum mempelajari modul ini, Anda sebaiknya mengingat kembali modul kelima, karena modul ini, erat hubungannya dengan modul tersebut.

Materi yang akan dibahas dalam modul ini adalah, Hukum Lavoisier, Hukum Proust, Hukum Dalton, Hukum Gay Lussac, Hukum Avogadro dan Perhitungan Kimia. Karena materi yang ada pada modul ini sangat banyak, maka modul ini dibagi atas dua kegiatan. Kegiatan ke-1 membahas tentang Hukum Dasar Kimia dan kegiatan ke-2 membahas tentang Perhitungan Kimia.

Untuk memudahkan Anda memahami modul ini, bacalah setiap kegiatan baik-baik, dan jika ada tugas latihan dan tes, harus Anda kerjakan seluruhnya. Modul ini sangat sarat dengan perhitungan ( angka-angka ). Jadi Anda perlu memperhatikan contoh-contoh soal dengan teliti. Dan hitungan-hitungan yang ada dalam modul ini merupakan dasar dari hitungan kimia di modul-modul berikutnya.

Untuk mempelajari modul ini dibutuhkan waktu 26 x 45 menit. Mudah-mudahan dengan mengikuti semua petunjuk dalam modul ini, Anda dapat memahaminya dengan baik, dan jangan lupa, jika Anda mendapatkan kesulitan, coba tanyakan pada Guru Bina.

*Selamat belajar, Semoga Anda sukses...*



## HUKUM DASAR ILMU KIMIA



Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat:

1. Membuktikan berdasarkan percobaan, bahwa massa zat, sebelum dan sesudah reaksi, tetap (hukum kekekalan massa atau (Hukum Lavoisier).
2. Membuktikan berdasarkan percobaan dan menafsirkan data tentang massa dua unsur yang bersenyawa (Hukum Proust).
3. Membuktikan berlakunya hukum kelipatan perbandingan (Hukum Dalton), pada beberapa senyawa.
4. Menggunakan data percobaan untuk membuktikan hukum perbandingan volume (Hukum Gay Lussac).



### 1. Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoisier)

Pernahkah Anda memperhatikan sepotong besi yang dibiarkan di udara terbuka, dan pada suatu waktu kita akan menemukan, bahwa besi itu telah berubah menjadi karat besi. Jika kita timbang massa besi sebelum berkarat dengan karat besi yang dihasilkan, ternyata massa karat besi lebih besar . Benarkah demikian?

Anda yang sering melihat kayu atau kertas terbakar, hasil yang diperoleh adalah sejumlah sisa pembakaran berupa abu. Jika Anda menimbang abu tersebut, maka massa abu akan lebih ringan dari massa kayu atau kertas sebelum dibakar. Benarkah demikian?

Dari kejadian tersebut, kita mendapatkan gambaran bahwa seolah-olah dalam suatu reaksi kimia, ada perbedaan massa zat, sebelum dan sesudah reaksi.

Pada pelajaran /modul yang lalu, Anda telah menerapkan Hukum kekekalan massa, dalam menyetarakan persamaan reaksi, artinya massa zat sebelum reaksi sama dengan massa sesudah reaksi. Untuk memahami hukum kekekalan massa, Anda dapat melakukan percobaan perorangan, atau kelompok di rumah atau di sekolah induk (jika memungkinkan).

## UJI KOMPETENSI

### Massa Zat Sebelum Dan Sesudah Pembakaran

#### TUJUAN:

Membuktikan hubungan massa zat-zat, sebelum dan sesudah reaksi.

#### Alat dan bahan yang dibutuhkan:

- Botol transparan dengan tutupnya 1 buah
- Kaca pembesar 1 buah
- Neraca 1 buah
- Kertas sehelai (dikeringkan lebih dahulu).

#### CARA KERJA:

1. Masukkan secarik kertas putih ke dalam botol bersih dan kering, lalu tutuplah dengan rapat.
2. Timbanglah botol yang berisi kertas putih itu dengan neraca, kemudian catat massanya.
3. Bawa botol yang berisi kertas putih tersebut ke terik matahari dan fokuskan sinar matahari pada kertas dalam botol, dengan menggunakan kaca pembesar, sehingga kertas dalam botol terbakar.
4. Anda catat apa yang terjadi, setelah kertas putih dalam botol terbakar, dan timbang kembali, setelah kertas putih terbakar.
5. Bandingkan massanya sebelum dan sesudah pembakaran..

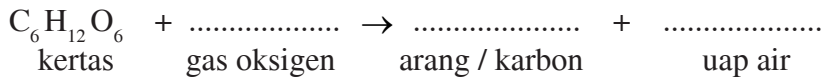
#### LEMBAR PENGAMATAN

##### PEREAKSI / SEBELUM TERBAKAR

Zat	Warna	Wujud	Massa sebelum reaksi
Kertas			
Udara			

##### HASIL REAKSI / SETELAH TERBAKAR

Zat	Warna	Wujud	Massa sesudah reaksi
Arang			

**PERSAMAAN REAKSI:****KESIMPULAN:**

Dalam suatu reaksi, massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah .....(sama/tidak sama).

**2. Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust)**

Pada modul sebelumnya, Anda telah mempelajari rumus kimia senyawa. Dan Anda telah mengenal berbagai senyawa yang dibentuk oleh dua unsur atau lebih sebagai contoh, air (H<sub>2</sub>O). Air dibentuk oleh dua unsur yaitu unsur Hidrogen dan Oksigen. Seperti Anda ketahui bahwa materi mempunyai massa, termasuk hidrogen dan oksigen. Bagaimana kita mengetahui massa unsur hidrogen dan oksigen yang terdapat dalam air?

Pada tahun 1799, seorang ahli kimia Perancis, yang bernama Joseph Louis Proust (1754–1826), mencoba menggabungkan hidrogen dan oksigen untuk membentuk air.

**Tabel 06.1** Hasil Eksperimen Proust

Massa hidrogen yang direaksikan (gram)	Massa oksigen yang direaksikan (gram)	Massa air yang terbentuk (gram)	Sisa hidrogen atau oksigen (gram)
1	8	9	–
2	8	9	1 gram hidrogen
1	9	9	1 gram oksigen
2	16	18	–

Dari tabel di atas terlihat, bahwa setiap 1 gram gas hidrogen bereaksi dengan 8 gram oksigen, menghasilkan 9 gram air. Hal ini membuktikan bahwa massa hidrogen dan massa oksigen yang terkandung dalam air memiliki perbandingan yang tetap yaitu 1 : 8, berapapun banyaknya air yang terbentuk. Dari percobaan yang dilakukannya, Proust mengemukakan teorinya yang terkenal dengan sebutan, Hukum Perbandingan Tetap, yang berbunyi:

“Perbandingan massa unsur-unsur penyusun suatu senyawa selalu tetap”

Pahamkah Anda? Anda perhatikan contoh di bawah ini!

**Contoh:**

Jika kita mereaksikan 4 gram hidrogen dengan 40 gram oksigen, berapa gram air yang terbentuk?

**Jawab:**

Perbandingan massa hidrogen dengan oksigen = 1 : 8.

Perbandingan massa hidrogen dengan oksigen yang dicampurkan = 4 : 40.

Karena perbandingan hidrogen dan oksigen = 1 : 8, maka 4 gram hidrogen yang diperlukan  $4 \times 8$  gram oksigen yaitu 32 gram.

Untuk kasus ini oksigen yang dicampurkan tidak bereaksi semuanya, oksigen masih bersisa sebanyak  $(40 - 32)$  gram = 8 gram. Nah, sekarang kita akan menghitung berapa gram air yang terbentuk dari 4 gram hidrogen dan 32 gram oksigen? Tentu saja 36 gram.

Ditulis sebagai	$H_2$	+	$O_2$	$H_2O$
Perbandingan Massa	1 gram	:	8 gram	9 gram
Jika awal reaksi	4 gram		40 gram	..... gram?
Yang bereaksi	4 gram		32 gram	36 gram
Oksigen bersisa =	8 gram.			

Bagaimana pahamkah Anda? Agar Anda lebih paham, coba kerjakan latihan berikut!



**LATIHAN**

Bila logam magnesium dibakar dengan gas oksigen akan diperoleh senyawa Magnesium oksida. Hasil percobaan tertera pada tabel berikut.

**Tabel 06.2** Reaksi Magnesium dengan Oksigen.

Massa Magnesium (gram)	Massa oksigen (gram)	Massa Magnesium oksida (gram)	Unsur yang bersisa
45	8	20	33 gram Mg
12	40	20	12 gram O
6	20	10	36 gram O
45	16	40	21 gram Mg



- 1 Apakah data di atas menunjukkan berlakunya hukum perbandingan tetap (Proust)? Jika berlaku, berapa perbandingan massa magnesium dan oksigen dalam senyawa Magnesium Oksida?
- 2 Dalam senyawa AB diketahui perbandingan massa A : massa B = 2 : 1. Jika terdapat 60 gram senyawa AB, tentukan massa masing-masing unsur dalam senyawa tersebut!
- 3 Perbandingan, massa Fe : massa S = 7 : 4, untuk membentuk senyawa besi sulfida. Bila 30 gram besi (Fe) dan 4 gram belerang (S) dibentuk menjadi senyawa besi sulfida, berapa gram massa besi sulfida (FeS) yang dapat terjadi?

**Jika Anda sudah mengerjakannya, cocokanlah dengan jawaban berikut.**

1. Data di atas sesuai dengan Hukum perbandingan tetap karena dari data 1, 2, 3, 4, perbandingan massa Magnesium : massa Oksigen dalam senyawa Magnesium Oksida selalu 12 : 8 atau 3 : 2

2. Perbandingan massa A : massa B = 2 : 1          jumlah perbandingan  
= 3. Untuk membentuk senyawa AB

Jumlah senyawa AB = 60 gram

Maka, massa A dalam senyawa tersebut =  $\frac{2}{3} \times 60 = 40$  gram

massa B dalam senyawa tersebut =  $\frac{1}{3} \times 60 = 20$  gram

3. Perbandingan massa Fe : massa S = 7 : 4

Bila semua unsur Fe habis, maka S diperlukan =  $\frac{4}{7} \times 30 = 17,1$  gram

Hal ini tidak mungkin, sebab hanya tersedia 4 gram S. Jadi yang habis membentuk senyawa adalah unsur S, seberat 4 gram.

Maka, Fe yang diperlukan =  $\frac{7}{4} \times 4$  gram = 7 gram

Massa FeS yang terjadi = 7 gram + 4 gram = 11 gram

Besi (Fe) yang tersisa =  $(30 - 7)$  gram = 23 gram

Bagaimana jawaban Anda? Mudah-mudahan benar ya...

### 3. Hukum Perbandingan Berganda (Hukum Dalton)

Komposisi kimia ditunjukkan oleh rumus kimianya. Dalam senyawa, seperti air, dua unsur bergabung masing-masing menyumbangkan sejumlah atom tertentu untuk membentuk suatu senyawa. Dari dua unsur dapat dibentuk beberapa senyawa dengan perbandingan berbeda-beda. Misalnya, belerang dengan oksigen dapat membentuk senyawa  $\text{SO}_2$  dan  $\text{SO}_3$ . Dari unsur hidrogen dan oksigen dapat dibentuk senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

Dalton menyelidiki perbandingan unsur-unsur tersebut pada setiap senyawa dan didapatkan suatu pola keteraturan. Pola tersebut dinyatakan sebagai hukum Perbandingan Berganda yang bunyinya:

“Bila dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, dimana massa salah satu unsur tersebut tetap (sama), maka perbandingan massa unsur yang lain dalam senyawa-senyawa tersebut merupakan bilangan bulat dan sederhana”

**Contoh:** Nitrogen dan oksigen dapat membentuk senyawa-senyawa  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ , dan  $\text{N}_2\text{O}_4$  dengan komposisi massa terlihat pada tabel berikut.

**Tabel 06.3** Perbandingan Nitrogen dan oksigen dalam senyawanya.

Senyawa	Massa Nitrogen (gram)	Massa Oksigen (gram)	Perbandingan
$\text{N}_2\text{O}$	28	16	7 : 4
$\text{NO}$	14	16	7 : 8
$\text{N}_2\text{O}_3$	28	48	7 : 12
$\text{N}_2\text{O}_4$	28	64	7 : 16

Dari tabel tersebut, terlihat bahwa bila massa N dibuat tetap (sama), sebanyak 7 gram, maka perbandingan massa oksigen dalam:



Pahamkan Anda? Agar Anda lebih paham, coba kerjakan latihan berikut!



## LATIHAN

1. Komposisi dua sample A dan B setelah dianalisa ternyata hanya mengandung atom karbon dan oksigen. Hasil analisa dapat dilihat pada tabel berikut:

**Tabel 06.4.** Perbandingan massa karbon : oksigen.

Unsur	Massa dalam sampel A (gram)	Massa dalam sampel B (gram)
Karbon	16,56	6,63
Oksigen	44,18	8,84

- a. Apakah kedua sampel merupakan senyawa yang sama? Atau keduanya berbeda?
- b. Apakah data tersebut mendukung hukum perbandingan tetap atau hukum perbandingan berganda?

### Cocokkan dengan jawaban berikut!

- a. Tidak sama
- b. Ya, mendukung hukum perbandingan berganda karena perbandingan massa :  
Karbon : Oksigen , pada senyawa I = 4 : 11  
Karbon : Oksigen , pada senyawa II = 4 : 6

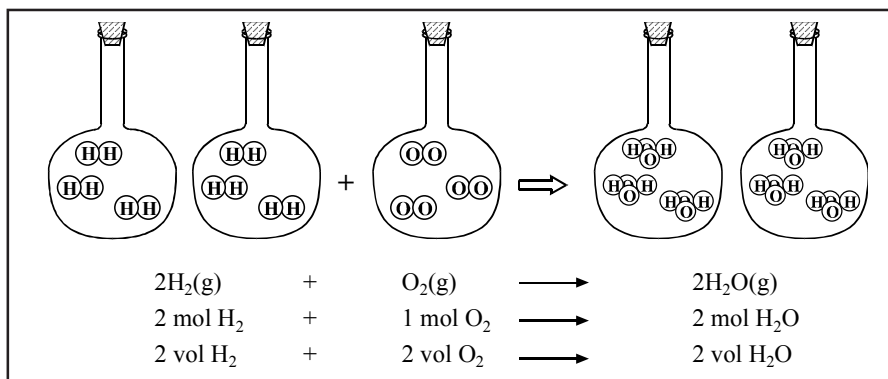
Bagaiman jawaban Anda? Tentunya benar bukan?  
Semoga Anda telah paham akan materi tersebut.

## 4. Hukum Perbandingan Volume (Gay Lussac)

Pada awalnya para ilmuwan menemukan bahwa, gas Hidrogen dapat bereaksi dengan gas Oksigen membentuk air. Perbandingan volume gas Hidrogen dan Oksigen dalam reaksi tersebut adalah tetap, yakni 2 : 1.

Kemudian di tahun 1808, ilmuwan Perancis, Joseph Louis Gay Lussac, berhasil melakukan percobaan tentang volume gas yang terlibat pada berbagai reaksi dengan menggunakan berbagai macam gas.

Berikut adalah contoh dari percobaan yang dilakukan



Gambar 06.1 Percobaan Gay Lussac

Menurut Gay Lussac 2 volume gas Hidrogen bereaksi dengan 1 volume gas Oksigen membentuk 2 volume uap air. Pada reaksi pembentukan uap air, agar reaksi sempurna, untuk setiap 2 volume gas Hidrogen diperlukan 1 volume gas Oksigen, menghasilkan 2 volume uap air.

“ Semua gas yang direaksikan dengan hasil reaksi, diukur pada suhu dan tekanan yang sama atau (T.P) sama.”

Untuk lebih memahami Hukum perbandingan volume, Anda perhatikan, data hasil percobaan berkenaan dengan volume gas yang bereaksi pada suhu dan tekanan yang sama.

Data hasil percobaan adalah sebagai berikut :

**Tabel 06.5** Data Percobaan reaksi gas

No.	Volume gas yang bereaksi	Hasil Reaksi	Perbandingan Volume
1.	Hidrogen + Oksigen 1 L + 0,5 L	Uap air 1 L	2 : 1 : 2
2.	Nitrogen + Hidrogen 2 L + 6 L	Amonia 4 L	1 : 3 : 2
3.	Hidrogen + Klor 1 L + 1 L	Hidrogen Klorida 2 L	1 : 1 : 2
4.	Etilena + Hidrogen 1 L + 1 L	Etana 1L	1 : 1 : 1

Berdasarkan data percobaan pada tabel di atas, perbandingan volume gas yang bereaksi dan hasil reaksi, ternyata berbanding sebagai bilangan bulat. Data percobaan tersebut sesuai dengan Hukum perbandingan volume atau dikenal dengan Hukum Gay Lussac bahwa :

“ Pada suhu dan tekanan yang sama perbandingan volume gas-gas yang bereaksi dan hasil reaksi berbanding sebagai bilangan bulat “

Nah... sekarang Anda telah selesai membahas Hukum-hukum Dasar Kimia yang meliputi Hukum kekalannya massa, Hukum perbandingan tetap, Hukum kelipatan perbandingan dan Hukum perbandingan volume. Hukum Dasar Kimia ini akan diterapkan pada perhitungan kimia, oleh karena itu pahamiilah dengan baik, materi ini untuk memudahkan Anda dalam mempelajari topik berikutnya.

## RANGKUMAN



Untuk mengukur apakah Anda benar-benar paham akan materi kegiatan belajar 1, Anda kerjakan tugas mandiri berikut!



## TUGAS KEGIATAN 1

### I. PILIHAN GANDA

**Petunjuk: Pilihlah jawaban yang benar!**

1. Massa atom sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, dinyatakan oleh .....

  - a. Lavoisier
  - b. Proust
  - c. Avogadro
  - d. Dalton
  - e. Gay Lussac

2. Suatu contoh hukum perbandingan berganda Dalton adalah pembentukan pasangan senyawa ...

  - a.  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{HCl}$
  - b.  $\text{CH}_4$  dan  $\text{CCl}_4$
  - c.  $\text{SO}_2$  dan  $\text{SO}_3$
  - d.  $\text{CO}_2$  dan  $\text{NO}_2$
  - e.  $\text{NH}_3$  dan  $\text{PH}_3$

3. Perbandingan massa atom dalam suatu senyawa adalah tetap. Pernyataan ini dikemukakan oleh...

  - a. Lavoisier
  - b. Avogadro
  - c. Proust
  - d. Dalton
  - e. Gay Lussac

4. Unsur N dan O dapat membentuk senyawa  $\text{NO}$  dan  $\text{NO}_2$ . Pada massa Oksigen yang sama, maka perbandingan massa unsur N pada kedua senyawa tersebut memiliki perbandingan ... ( Ar N = 4 : O = 16 )

  - a. 1 : 2
  - b. 2 : 3
  - c. 3 : 2
  - d. 2 : 1
  - e. 1 : 3



Massa atom C	Massa atom O
6 gram	8 gram
10,5 gram	14 gram
15 gram	20 gram

Perbandingan massa unsur C dan massa unsur O dalam senyawa CO adalah

...

- 2 : 3
- 3 : 2
- 2 : 4
- 3 : 4
- 4 : 3

6. Jika 35 gram besi bereaksi dengan Belerang menghasilkan 55 gram besi (II) Belerang, menurut Hukum Proust, berat belerang ( Fe : S = 7 : 4 ) sebanyak....

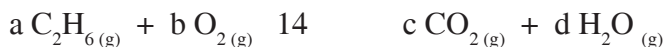
- 20 gram
- 35 gram
- 55 gram
- 75 gram
- 90 gram

7. Volume gas-gas yang bereaksi dengan volume gas-gas hasil reaksi, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama, berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana.

Pernyataan tersebut dikemukakan oleh...

- Avogadro
- Lavoisier
- Proust
- Gay Lussac
- Dalton

8. Persamaan reaksi :



akan memenuhi Hukum Lavoisier, jika a, b, c, dan d berturut-turut....

- 2, 4, 7, 6
- 2, 7, 4, 6
- 2, 6, 7, 4
- 2, 4, 6, 7
- 2, 6, 4, 7

9. Perbandingan  $H : O = 1 : 8$ , dalam senyawa air. Jika  $H_2O$  sebanyak 45 gram, maka gram Hidrogen dan gram Oksigen adalah sebanyak....
- 45 dan 5
  - 40 dan 5
  - 5 dan 8
  - 5 dan 9
  - 5 dan 40
10. Berdasarkan persamaan reaksi ( pada t,p ) sama :
- $$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$
- Maka perbandingan volumenya adalah....
- 1, 2, 1, 4, 1
  - 1, 4, 1, 2, 1
  - 2, 1, 4, 1, 1
  - 1, 4, 1, 1, 2
  - 2, 1, 1, 4, 1

## II. ESSAY

- Bagaimana bunyi Hukum perbandingan berganda dari Dalton
  - Bagaimana perbandingan massa O dalam senyawa CO dan  $CO_2$  (dengan massa C yang sama atau tetap)
- Diketahui persamaan reaksi
 
$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$$
 Jika volume gas  $H_2$  sebanyak 60 ml, pada (t,p) sama, tentukan :
  - Volume gas  $N_2$  dan  $NH_3$
  - Perbandingan volume antara  $N_2 : H_2 : NH_3$
  - Apakah berlaku Hukum Gay Lussac?

Jika Anda telah menyelesaikan soal-soal tersebut, coba Anda cocokkan dengan kunci jawaban yang ada pada akhir modul ini. Jangan lupa hitung skor yang Anda dapatkan. Mudah-mudahan skor Anda e" 7,5 , sehingga Anda boleh melanjutkan ke kegiatan 2.



## PERHITUNGAN KIMIA (STOIKIOMETRI)



Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat :

1. Menghitung volume gas pereaksi atau hasil reaksi berdasarkan hukum Gay Lussac.
2. Menemukan hubungan antara volume gas dengan jumlah molekulnya yang diukur pada suhu dan tekanan yang sama. (Hukum Avogadro).
3. Menjelaskan pengertian mol sebagai satuan jumlah zat.
4. Mengkonversikan jumlah mol dengan jumlah partikel, massa, dan volume zat.
5. Menentukan rumus empiris, rumus molekul, dan air kristal serta kadar zat.
6. menentukan pereaksi pembatas dalam suatu reaksi yang didasarkan pada langkah-langkah perhitungan kimia sederhana.



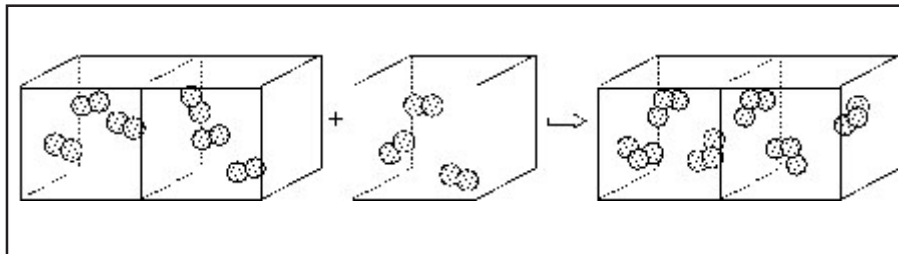
Hukum-hukum Dasar Kimia, yang baru saja Anda pelajari akan Anda terapkan dalam perhitungan kimia. Melalui perhitungan kimia, Anda dapat menghitung jumlah zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi.

### 1. Penentuan Volume Gas Pereaksi dan Hasil Reaksi

Sebagaimana telah Anda pelajari, pada bahasan mengenai Hukum perbandingan volume, yang menyatakan bahwa : volume gas yang bereaksi dan volume gas hasil reaksi, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama ( $t, p$ ), merupakan perbandingan bilangan bulat dan sederhana (Hukum Gay Lussac). Penemuan ini digunakan oleh Amadeo Avogadro untuk mengajukan hipotesisnya yang terkenal dan disebut hipotesis Avogadro.

Menurut Avogadro:

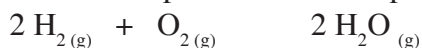
“Gas-gas yang volumenya sama, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama, akan memiliki jumlah molekul yang sama pula”



**Gambar 06.2** Ilustrasi percobaan Avogadro

Ternyata perbandingan volume gas dalam suatu reaksi sesuai dengan koefisien reaksi gas-gas tersebut. Hal ini berarti bahwa, jika volume salah satu gas diketahui, maka volume gas yang lain dapat ditentukan dengan cara membandingkan koefisien reaksinya.

**Contohnya:** Pada reaksi pembentukan uap air.



Jika volume gas  $\text{H}_2$  yang diukur pada suhu  $25^\circ\text{C}$  dan tekanan 1 atm adalah 10 liter, maka volume gas  $\text{O}_2$  dan  $\text{H}_2\text{O}$  pada tekanan dan suhu yang sama dapat ditentukan dengan cara sebagai berikut :

$$\text{Volume H}_2 : \text{Volume O}_2 = \text{Koefisien H}_2 : \text{Koefisien O}_2$$

$$\text{Volume O}_2 = \quad \quad \quad \times \text{ volume H}_2$$

$$\text{Volume O}_2 = \frac{1}{2} \times 10 \text{ L} = 5 \text{ Liter}$$

Coba Anda tentukan volume  $\text{H}_2\text{O}$

**Jawab :**

$$\text{Volume H}_2\text{O} = \frac{2}{2} \times 10 \text{ L} = 10 \text{ Liter}$$



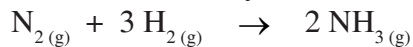
## LATIHAN

1. Tuliskan persamaan reaksi yang menunjukkan bahwa perbandingan volume gas Nitrogen ( $N_2$ ), gas Hidrogen ( $H_2$ ) yang bereaksi dengan Amonia ( $NH_3$ ) yang dihasilkan adalah : 1 : 3 : 2
2. Gas Metana ( $CH_4$ ) terbakar di udara menurut reaksi :  
$$CH_{4(g)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$$
  
Jika gas Metana yang terbakar (pada suhu dan tekanan yang sama) sebanyak 1 liter :
  - a. Berapa liter  $O_2$  yang diperlukan?
  - b. Berapa liter uap air dan gas  $CO_2$  yang dihasilkan?

**Coba cocokkan jawaban Anda dengan jawaban berikut.**

1. Perbandingan volume :  
gas  $N_2$  : gas  $H_2$  : gas  $NH_3$  = 1 : 3 : 2

Persamaan reaksinya :



2. Persamaan reaksi :



Volume  $CH_4$  = 1 liter

Maka :

a. Volume  $O_2$  =  $2 \times 1 \text{ L} = 2 \text{ L}$

b. Volume  $H_2O$  =  $\frac{2}{1} \times 1 \text{ L} = 2 \text{ L}$

c. Volume  $CO_2$  =  $\frac{1}{1} \times 1 \text{ L} = 1 \text{ L}$

## 2. Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif

Dalam struktur atom, Anda telah mempelajari bahwa atom, sangatlah kecil, oleh karena itu tak mungkin kita menimbang atom dengan menggunakan neraca.

“ Berdasarkan perhitungan para ahli, satu atom Hidrogen memiliki massa  $1,67 \times 10^{-27}$  Kg “

Untuk membandingkan massa atom yang berbeda-beda, para ahli menggunakan skala massa atom relatif dengan lambang “ Ar “

Para ahli juga menggunakan isotop karbon C-12, sebagai standar dengan massa atom relatif sebesar 12.

### Contohnya :

Massa atom rata-rata Oksigen 1,33 kali lebih besar dari pada massa atom karbon - 12.

$$\begin{aligned} \text{Maka : } \text{Ar O} &= 1,33 \times \text{Ar C-12} \\ &= 1,33 \times 12 = 15,96 \end{aligned}$$

Dengan ditetapkannya massa atom relatif karbon – 12 sebesar 12,000 , maka satuan massa atom relatif adalah :  $\frac{1}{12}$  x massa atom C-12

Massa atom relatif suatu unsur menunjukkan berapa kali lebih besar massa atom unsur itu dibandingkan terhadap  $\frac{1}{12}$  x massa atom C-12 atau ....

$$\text{Ar X} = \frac{\text{massa atom rata-rata unsur X}}{\frac{1}{12} \times \text{massa atom karbon - 12}}$$

Massa molekul unsur atau senyawa dinyatakan oleh massa molekul (Mr). Massa molekul relatif adalah perbandingan massa molekul unsur atau senyawa terhadap  $\frac{1}{12}$  x massa atom C-12.

$$\begin{aligned} \text{Mr (unsur)} &= \frac{\text{massa molekul unsur}}{\frac{1}{12} \times \text{massa atom karbon - 12}} \\ \text{Mr (senyawa)} &= \frac{\text{massa molekul senyawa}}{\frac{1}{12} \times \text{massa atom karbon - 12}} \end{aligned}$$

Massa molekul dapat dihitung dengan menjumlahkan Ar dari atom-atom pembentuk molekul tersebut.

$$Mr = \sum Ar$$

**Contoh Soal :**

Diketahui massa atom relatif (Ar) beberapa unsur sebagai berikut :

$$Ca = 40$$

$$O = 16$$

$$H = 1$$

Tentukan massa molekul relatif (Mr) senyawa  $Ca(OH)_2$

**Penyelesaian :**

Satu molekul  $Ca(OH)_2$  mengandung 1 atom Ca, 2 atom O, dan 2 atom H

$$\begin{aligned} Mr \text{ Ca(OH)}_2 &= Ar \text{ Ca} + (2 Ar \text{ O}) + (2 Ar \text{ H}) \\ &= 40 + (2 \times 16) + (2 \times 1) \\ &= 40 + 32 + 2 \\ &= 74 \end{aligned}$$

Jika Anda telah paham, coba kerjakan latihan berikut.

**LATIHAN**

1. Diketahui Ar Al = 27

$$S = 32$$

$$O = 16$$

Tentukan massa molekul relatif (Mr) senyawa  $Al_2(SO_4)_3$

2. Diketahui Ar Cu = 63,5

$$S = 32$$

$$O = 16$$

$$H = 1$$

Tentukan massa molekul  $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$

**Jika Anda telah menyelesaikan soal tersebut, cocokkan dengan jawaban berikut.**

1. Satu molekul  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  mengandung 2 atom Al  
3 atom S dan  
12 atom O

$$\begin{aligned}\text{Mr Al}_2(\text{SO}_4)_3 &= (2 \times \text{Ar Al}) + (3 \times \text{Ar S}) + (12 \times \text{Ar O}) \\ &= (2 \times 27) + (3 \times 32) + (12 \times 16) \\ &= 342\end{aligned}$$

2. Satu molekul  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  mengandung: 1 atom Cu  
1 atom S  
10 atom H  
9 atom O

$$\begin{aligned}\text{Mr CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} &= (1 \times \text{Ar Cu}) + (1 \times \text{Ar S}) + (10 \times \text{Ar H}) + (9 \times \text{Ar O}) \\ &= (1 \times 63,5) + (1 \times 32) + (10 \times 1) + (9 \times 16) \\ &= 63,5 + 32 + 10 + 144 \\ &= 249,5\end{aligned}$$

Benarkah jawaban Anda? Semoga ya....

### 3. Konsep Mol dan Tetapan Avogadro

Apabila kita mereaksikan satu atom Karbon (C) dengan satu molekul Oksigen ( $\text{O}_2$ ), maka akan terbentuk satu molekul  $\text{CO}_2$ . Tetapi sebenarnya yang kita reaksikan bukan satu atom Karbon dengan satu molekul Oksigen, melainkan sejumlah besar atom Karbon dan sejumlah besar molekul Oksigen. Oleh karena itu jumlah atom atau jumlah molekul yang bereaksi begitu besarnya, maka untuk menyatakannya, para ahli kimia menggunakan “mol” sebagai satuan jumlah partikel (molekul, atom, atau ion).

Satu mol didefinisikan sebagai jumlah zat yang mengandung partikel zat itu sebanyak atom yang terdapat dalam 12,000 gram atom Karbon - 12.

Jadi dalam satu mol suatu zat terdapat  $6,022 \times 10^{23}$  partikel. Nilai  $6,022 \times 10^{23}$  partikel/mol disebut sebagai tetapan Avogadro, dengan lambang L atau N.

Dalam kehidupan sehari-hari, mol dapat kita analogikan sebagai “lusin”. Jika lusin menyatakan jumlah 12 buah, maka mol menyatakan jumlah  $6,022 \times 10^{23}$  partikel zat.

Kata partikel pada NaCl, H<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub> dapat dinyatakan dengan ion dan molekul, sedangkan pada unsur seperti Zn, C, Al dapat dinyatakan dengan atom.

Perhatikan tabel berikut.

**Tabel 06.6** Jumlah partikel dalam beberapa zat.

Nama	Rumus	Jumlah	Jenis Partikel	Jumlah Partikel
Seng	Zn	1 mol	atom	1 x (6,022x10 <sup>23</sup> ) atom
Aluminium	Al	1 mol	atom	1 x (6,022x10 <sup>23</sup> ) atom
Natrium Klorida	NaCl	1 mol	ion	1 x (6,022x10 <sup>23</sup> ) molekul
Air	H <sub>2</sub> O	1 mol	molekul	1 x (6,022x10 <sup>23</sup> ) molekul

Rumus kimia suatu senyawa menunjukkan perbandingan jumlah atom yang ada dalam senyawa tersebut.

**Tabel 06.7** Perbandingan atom-atom dalam H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Jumlah H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Jumlah atom H	Jumlah atom S	Jumlah atom O
1	2	1	4
1 mol	2 mol	1 mol	4 mol
1 x (6,022x10 <sup>23</sup> )	2 x (6,022x10 <sup>23</sup> )	1 x (6,022x10 <sup>23</sup> )	4 x (6,022x10 <sup>23</sup> )
6,022 x 10 <sup>23</sup>	1,204 x 10 <sup>24</sup>	11 mol6,022 x 10 <sup>23</sup>	44 mol2,408 x 10 <sup>24</sup>

**1 mol zat mengandung 6,022 x 10<sup>23</sup> partikel**

Pahamkan Anda? Anda perhatikan contoh berikut.

**Contoh:**

Satu molekul air (H<sub>2</sub>O) terdapat 6,022 x 10<sup>23</sup> molekul H<sub>2</sub>O.  
Ada berapa atom dalam 1 mol air tersebut?

**Jawab :**

Satu molekul air (H<sub>2</sub>O) tersusun oleh 2 atom H dan 1 atom O.

Jadi 1 molekul air tersusun oleh 3 atom.

1 mol H<sub>2</sub>O mengandung 6,022 x 10<sup>23</sup> molekul atau

3 x 6,022 x 10<sup>23</sup> atom = 1,806 x 10<sup>24</sup> atom

## MASSA MOLAR (M)

Massa satu mol zat dinamakan massa molar (lambang M).  
Besarnya massa molar zat adalah massa atom relatif atau massa molekul relatif zat yang dinyatakan dalam satuan gram.

Perhatikan contoh pada tabel berikut :

**Tabel 06.8** Massa molar beberapa zat

Nama Zat	Rumus	Ar atau Mr	Massa Molar
Besi	Fe	Ar = 56	56 g/mol
Air	H <sub>2</sub> O	Mr = 18	18 g/mol
Garam Dapur	NaCl	Mr = 53,5	53,5 g/mol
Karbon	C	Ar = 12	12 g/mol

Massa suatu zat merupakan perkalian massa molarnya (g/mol) dengan mol zat tersebut (n).

$$\text{Massa} = M \times n$$

Perhatikan contoh berikut.

### Contoh:

1. Jika diketahui Ar H = 1 ; Ar O = 16  
Berapa massa 2 mol H<sub>2</sub>O?

Jawab :

$$\begin{aligned} \text{Mr H}_2\text{O} &= (2 \cdot \text{Ar H}) + (1 \cdot \text{Ar O}) \\ &= (2 \times 1) + (1 \times 16) \\ &= 18 \end{aligned}$$

$$\text{Massa molar H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Jadi massa 2 mol H}_2\text{O} &= 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} \\ &= 36 \text{ gram} \end{aligned}$$



2. Jika diketahui Ar C = 12 ; Ar O = 16  
Berapakah jumlah mol dari 11 gram CO<sub>2</sub>

Jawab :

$$\begin{aligned} \text{Mr CO}_2 &= ( 1 \times \text{Ar C} ) + ( 2 \times \text{Ar O} ) \\ &= ( 1 \times 12 ) + ( 2 \times 16 ) \\ &= 44 \end{aligned}$$

$$\text{Massa molar CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa} = M \cdot n \quad n = \frac{11 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

Apakah Anda telah paham? Coba kerjakan latihan berikut!



### LATIHAN

Jika diketahui: Ar Al = 27  
Ar S = 32  
Ar O = 16

Ditanya :

- Berapa massa 0,5 mol Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>?
- Berapa jumlah mol dari 684 gram Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>?

$\frac{\text{massa}}{M}$

**Sudah Anda kerjakan? Cocokkan dengan berikut!**

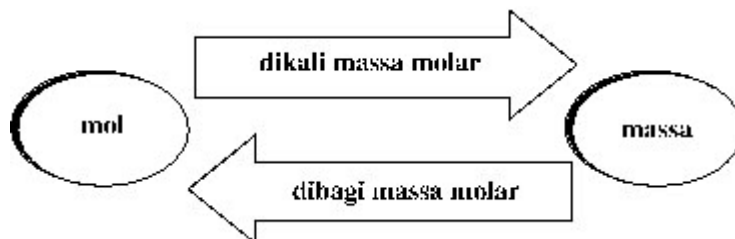
$$\text{Mr Al}_2(\text{SO}_4)_3 = ( 2 \times 27 ) + ( 3 \times 32 ) + ( 12 \times 16 ) = 342$$

$$\text{Massa molar Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{a. Massa } 0,5 \text{ mol} = M \times n = 342 \text{ g/mol} \times 0,5 \text{ mol} = 171 \text{ gram}$$

$$\text{b. } n = \frac{\text{massa}}{M} = \frac{648 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

Jadi hubungan mol suatu zat dengan massanya dapat dinyatakan sebagai berikut.



Gambar Diagram mol – massa

## VOLUME MOLAR ( $V_m$ )

“Volume satu mol zat dalam wujud gas dinamakan volume molar (dengan lambang,  $V_m$ ) zat tersebut”.

Berapakah volume molar gas? Bagaimana menghitung volume sejumlah tertentu gas pada suhu dan tekanan tertentu?

Dengan mengandaikan gas yang akan kita ukur bersifat ideal, maka persamaan yang menghubungkan jumlah mol ( $n$ ) gas, tekanan, suhu dan volume, adalah:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

*Dimana:*

$P$  = tekanan (satuan atmosfer, atm)

$V$  = volume (satuan liter, L)

$n$  = jumlah mol gas

$R$  = tetapan gas ( 0,08205 L atm/mol. K )

$T$  = suhu mutlak ( °C + 273,15K )

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad V =$$

Jika  $n = 1$  mol

$R = 0,08205$  L atm/mol. °K

$P = 1$  atm, dan

$T = 273$  °K

$$V_m = \frac{1 \text{ mol} \times 0,08205 \text{ L atm/mol} \cdot \text{K} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V_m = 22,4 \text{ L}$$

Menurut hukum Avogadro:

“Setiap gas yang volumenya sama, bila diukur pada suhu dan tekanan sama akan mengandung jumlah partikel yang sama”.

Hal ini juga berarti bahwa:

“Setiap gas yang mengandung jumlah partikel yang sama, pada suhu dan tekanan yang sama akan memiliki volume yang sama pula”.

Pada keadaan standar (STP atau Standard, Temperatur and Pressure yaitu suhu 0°C, Tekanan 1 atm); volume sejumlah gas tertentu dapat dihitung dengan menggunakan persamaan:

$$V = n \times 22,4 \text{ L}$$

Anda perhatikan contoh soal berikut!

**Contoh:**

1. Hitung volume molekul gas  $\text{CH}_4$  pada keadaan STP!

Jawab:

$$3,01 \times 10^{23} \text{ molekul gas CH}_4 = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} 0,5 \text{ mol gas} &= 0,5 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} \\ &= 11,2 \text{ L} \end{aligned}$$

$$\text{Jadi volume gas CH}_4 \text{ tersebut} = 11,2 \text{ L}$$

2. Berapa Liter volume 17 gram gas  $\text{H}_2\text{S}$  pada keadaan STP?

Diketahui Ar H = 1 ; S = 32

Jawab:

$$\text{Mr H}_2\text{S} = (2 \times 1) + (1 \times 32) = 34$$

$$\text{Mol H}_2\text{S} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{17}{34} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Volume H}_2\text{S} &= n \times \text{Vm} = 0,5 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} \\ &= 11,2 \text{ L} \end{aligned}$$

3. Berapa mol gas metana ( $\text{CH}_4$ ) pada keadaan standar, jika volumenya = 5,6 Liter?

Jawab:

$$\text{Mol CH}_4 = \frac{\text{gram}}{\text{Vm}} = \frac{5,6 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

4. Berapa liter volumen 6 gram gas NO (Mr = 30), jika diukur pada suhu 27 °C dan tekanan 1 atm?

Jawab:

$$\text{Mol NO} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{6}{30} = 0,2 \rightarrow n = 0,2$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$R = 0,082$$

$$T = 27 + 273 \text{ } ^\circ\text{K} = 300 \text{ } ^\circ\text{K}$$

$$\begin{aligned}
 P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \\
 1 \cdot V &= 0,2 \cdot 0,082 \cdot 300 \\
 V &= 164 \times 3 \times 10^{-2} \\
 V &= 4,92 \text{ liter}
 \end{aligned}$$

## GAS-GAS PADA SUHU, TEKANAN SAMA

Menurut Avogadro:

“ Pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas dengan volume sama, mengandung jumlah molekul yang sama, karena jumlah molekul sama, maka jumlah molnya pasti sama “.

Jadi, “Pada suhu dan tekanan yang sama (TP sama), maka perbandingan mol gas sama dengan perbandingan volume gas”

Pada (TP)



*Dimana:*

$$n_1 = \text{mol gas 1}$$

$$n_2 = \text{mol gas 2}$$

$$V_1 = \text{volume gas 1}$$

$$V_2 = \text{volume gas 2}$$

### Contoh:

Tentukan volume 22 gram gas  $\text{CO}_2$ , jika pada suhu dan tekanan yang sama, 8 gram gas  $\text{SO}_3$  volumenya = 10 liter.

$$\text{Mr } \text{CO}_2 = 44,$$

$$\text{Mr } \text{SO}_3 = 80.$$

Jawab:

$$\text{Mol gas } \text{CO}_2 = \frac{22}{44} = 0,5$$

$$\text{Mol gas } \text{SO}_3 = \frac{8}{80} = 0,1$$

$$\begin{aligned}
 \text{Jadi, } n_1 &= 0,5, \\
 n_2 &= 0,1 \\
 V_1 &= ? \\
 V_2 &= 10 \text{ L}
 \end{aligned}$$

Karena suhu dan tekanan sama, perbandingan mol menunjukkan perbandingan volume gas.

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{V_1}{V_2} \rightarrow$$

$$\text{Jadi } V_1 \text{ atau volume gas CO}_2 = \frac{0,5 \times 10 \text{ L}}{0,1} = 50 \text{ L}$$

Pahamkan Anda akan uraian di atas? Jika belum, ulangi kembali mempelajarinya....!

## RUMUS MOLEKUL DAN KADAR UNSUR DALAM SENYAWA

Perbandingan massa dan kadar unsur dalam suatu senyawa dapat ditentukan dari rumus molekulnya.

Dimana, 
$$\% \text{ Unsur} = \frac{\text{Jumlah atom} \times \text{Ar unsur}}{\text{Mr}} \times 100 \%$$

### Contoh :

Berapakah kadar C dan N dalam urea ( $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ )?

Dimana, Ar C = 12 ; N = 14 ; O = 16 ; dan H = 1.

$$\frac{0,5}{0,1} = \frac{V_1}{10 \text{ L}}$$

Jawab:

1 mol urea mengandung 1 atom C, 1 atom O, 2 atom N dan 4 atom H.

$$\text{Mr urea} = 12 + 16 + 28 + 4 = 60$$

$$\text{Kadar C} = \frac{12}{60} \times 100 \% = 20 \%$$

$$\text{Kadar N} = \frac{28}{60} \times 100 \% = 46,66 \%$$

Pahamkan Anda? Coba kerjakan latihan berikut!



### LATIHAN

1. Berapa persenkah kadar N dan S dalam senyawa ZA atau  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .  
Dimana Ar N = 14 ; S = 32 ; H = 1 dan O = 16.

### Cocokkanlah dengan jawaban berikut ini!

Dalam  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  terdapat 2 atom N, 8 atom H, 1 atom S, dan 4 atom O.

$$\text{Mr } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 28 + 8 + 32 + 64 = 132$$

$$\%N = \frac{28}{132} \times 100 \% = 20 \%$$

$$\%S = \frac{32}{132} \times 100 \% = 20 \%$$

Benarkah jawaban yang Anda kerjakan? Semoga ya.

### PENENTUAN RUMUS EMPIRIS DAN RUMUS MOLEKUL

Rumus kimia menunjukkan jenis atom unsur dan jumlah relatif masing-masing unsur yang terdapat dalam zat. Banyaknya unsur yang terdapat dalam zat ditunjukkan dengan angka indeks.

Rumus kimia dapat berupa rumus empiris dan molekul.

“Rumus empiris, rumus yang menyatakan perbandingan terkecil atom-atom dari unsur-unsur yang menyusun senyawa”

Rumus molekul, rumus yang menyatakan jumlah atom-atom dari unsur-unsur yang menyusun satu molekul senyawa.

**Contoh :** Anda perhatikan pada tabel berikut.

**Tabel 06.9** Rumus molekul dan rumus empiris beberapa senyawa

Nama Senyawa	Rumus Molekul	Rumus Empiris
Air	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}$
Glukosa	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$
Benzena	$\text{C}_6\text{H}_6$	CH
Etilena	$\text{C}_2\text{H}_4$	$\text{CH}_2$
Asetilena	$\text{C}_2\text{H}_2$	CH

$$\text{Rumus Molekul} = (\text{Rumus Empiris})_n$$

$$\text{Mr Rumus Molekul} = n \times (\text{Mr Rumus Empiris})$$

$n$  = bilangan bulat

Untuk menentukan rumus empiris dan rumus molekul suatu senyawa, dapat ditempuh dengan langkah berikut :

1. Cari massa (persentase) tiap unsur penyusun senyawa
2. Ubah ke satuan mol
3. Perbandingan mol tiap unsur merupakan rumus empiris
4. Untuk mencari rumus molekul dengan cara :  
( Rumus Empiris )  $n$  = Mr  $\rightarrow$   $n$  dapat dihitung
5. Kemudian kalikan  $n$  yang diperoleh dari hitungan, dengan rumus empiris.

**Contoh :**

1. Suatu senyawa terdiri dari 43,7% P dan 56,3% O.

Tentukan rumus empirisnya! (Ar P = 3 dan O = 16)

Jawab : Misal massa senyawa = 100 gram

Maka massa P dan O masing-masing 43,7 g dan 56,3 g

$$\begin{aligned} \text{Perbandingan mol P : mol O} &= \quad : \frac{56,3}{16} \\ &= 1,41 : 3,52 \\ &= 1 : 2,5 \\ &= 2 : 5 \end{aligned}$$

Jadi rumus empirisnya  $P_2O_5$

2. Suatu senyawa terdiri dari 60% Karbon, 5% Hidrogen, dan sisanya Nitrogen. Jika Mr senyawa itu = 80 (Ar C = 12 ; H = 1 ; N = 14). Tentukan rumus empiris dan rumus molekul senyawa itu!

Jawab : Persentase Nitrogen = 100% - ( 60% + 5% ) = 35%

Misal massa senyawa = 100 gram

Maka massa C : N : H = 60 : 35 : 5

$$\begin{aligned} \text{Perbandingan mol C : mol H : mol N} &= \frac{60}{12} : \frac{5}{1} : \frac{35}{14} \\ &= 5 : 5 : 2,5 \\ &= 2 : 2 : 1 \end{aligned}$$

Maka rumus empiris =  $C_2H_2N$

$$(C_2H_2N)_n = 80$$

$$(24 + 2 + 14)_n = 80$$

$$(40)_n = 80 \rightarrow n = 2$$

Jadi rumus molekul senyawa tersebut =  $(C_2H_2N)_2$   
=  $C_4H_4N_2$

Pahamkan Anda? Coba kerjakan latihan berikut.



### LATIHAN

1. Stirena adalah komponen penyusun Polistirena, mempunyai massa molekul relatif (Mr) sebesar 104. Jika diketahui rumus empirisnya (CH), maka tentukan rumus molekul Stirena! (Ar C = 12 ; H = 1)
2. Massa molekul relatif suatu senyawa yang dianalisis 58. Jika senyawa itu terdiri dari 82,8% Karbon dan 17,2% Hidrogen, tentukan rumus molekulnya!

**Jika Anda telah menyelesaikan soal tersebut, cocokkan jawaban Anda dengan berikut!**

1. Jawab :

$$\begin{aligned}\text{Rumus Stirena} &= (\text{Rumus empiris Stirena})_n \\ \text{Mr Stirena} &= n \times (\text{Mr CH}) \\ 104 &= n \times \{(1 \times 12) + (1 \times 1)\} \\ 104 &= n \times 13 \\ n &= \frac{104}{13} = 8\end{aligned}$$

Jadi rumus molekul Stirena adalah (CH)<sub>8</sub> atau C<sub>8</sub>H<sub>8</sub>

2. Jawab :

Dalam 100 gram senyawa  
Perbandingan massa C : massa H = 82,8 g : 17,2 g

$$\begin{aligned}\text{Perbandingan mol C : mol H} &= \frac{82,8}{12} : \frac{17,2}{1} \\ &= 6,9 : 17,2 \\ &= 1 : 2,5 \\ &= 2 : 5\end{aligned}$$

Rumus empiris adalah C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>

$$(\text{C}_2\text{H}_5)_n = 58$$

$$(24 + 5)_n = 58 \rightarrow n = 2$$

Jadi rumus molekul senyawa (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub> atau C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>



## MENENTUKAN RUMUS KIMIA HIDRAT (AIR KRISTAL)

Hidrat adalah senyawa kristal padat yang mengandung air kristal ( $H_2O$ ). Rumus kimia senyawa kristal padat sudah diketahui. Jadi pada dasarnya penentuan rumus hidrat adalah penentuan jumlah molekul air kristal ( $H_2O$ ) atau nilai  $x$ .

Secara umum, rumus hidrat dapat ditulis sebagai :



Sebagai contoh garam Kalsium Sulfat, memiliki rumus kimia  $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$ , artinya dalam setiap mol  $CaSO_4$  terdapat 2 mol  $H_2O$ . Beberapa senyawa berhidrat/berair kristal dapat Anda lihat pada tabel berikut.

**Tabel 06.10** Beberapa senyawa berhidrat

Nama Senyawa	Jumlah Molekul Air Kristal	Rumus Kimia
Kalsium Sulfat	2	$CaSO_4 \cdot 2 H_2O$
Asam Oksalat	2	$H_2C_2O_4 \cdot 2 H_2O$
Tembaga (II) Sulfat	5	$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$
Natrium Sulfat	5	$Na_2SO_4 \cdot 5 H_2O$
Magnesium Sulfat	7	$MgSO_4 \cdot 7 H_2O$
Natrium Karbonat	10	$Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$

Untuk jelasnya Anda simak contoh berikut!

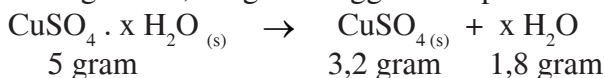
### Contoh:

- 5,0 gram hidrat dari Tembaga (II) Sulfat dipanaskan sampai semua air kristalnya menguap. Jika massa Tembaga (II) Sulfat padat yang terbentuk 3,20 gram. Tentukan rumus hidrat tersebut! (Ar Cu = 63,5 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1)

Jawab :

Langkah-langkah penentuan rumus hidrat :

- Misalkan rumus hidrat adalah  $CuSO_4 \cdot x H_2O$
- Tulis persamaan reaksinya
- Tentukan mol zat sebelum dan sesudah reaksi
- Hitung nilai  $x$ , dengan menggunakan perbandingan mol  $CuSO_4$  : mol  $H_2O$

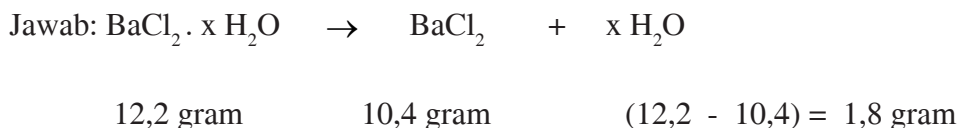


Perbandingan, mol  $CuSO_4$  : mol  $H_2O$  = = 0,02 : 0,10

Perbandingan, mol  $\text{CuSO}_4$  : mol  $\text{H}_2\text{O}$  = 1 : 5  
 Jadi Rumus hidrat dari tembaga (II) sulfat adalah  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .

2. Bagaimanakah Rumus kimia garam Barium Klorida Berhidrat ( $\text{BaCl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ ) bila 12,2 gram garam tersebut dipanaskan menghasilkan zat yang tersisa sebanyak 10,4 gram.


Ar Ba = 137 ; Cl = 35,5 ; O = 16 ; H = 1



Perbandingan, mol  $\text{BaCl}_2$  : mol  $\text{H}_2\text{O}$  =  $\frac{10,4}{208} : \frac{1,8}{18}$   
 = 0,05 : 0,1  
 = 1 : 2

Jadi rumus kimia garam tersebut  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

Pahamkan Anda? Coba Anda kerjakan latihan berikut.



**LATIHAN**

Kadar air kristal dalam suatu hidrat dari  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  adalah 14,5%.  
 Tentukan rumus hidratnya! (Ar Na = 23 ; C = 12 ; O = 16 ; H = 1)

**Jika anda telah selesai membahasnya, cocokkan jawaban Anda dengan jawaban berikut ini!**

Misal: senyawa hidrat = 100 gram

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$+$	$x \text{H}_2\text{O}$
100%		85,5%		14,5%
= 100 gram		= 85,5 gram		= 14,5 gram

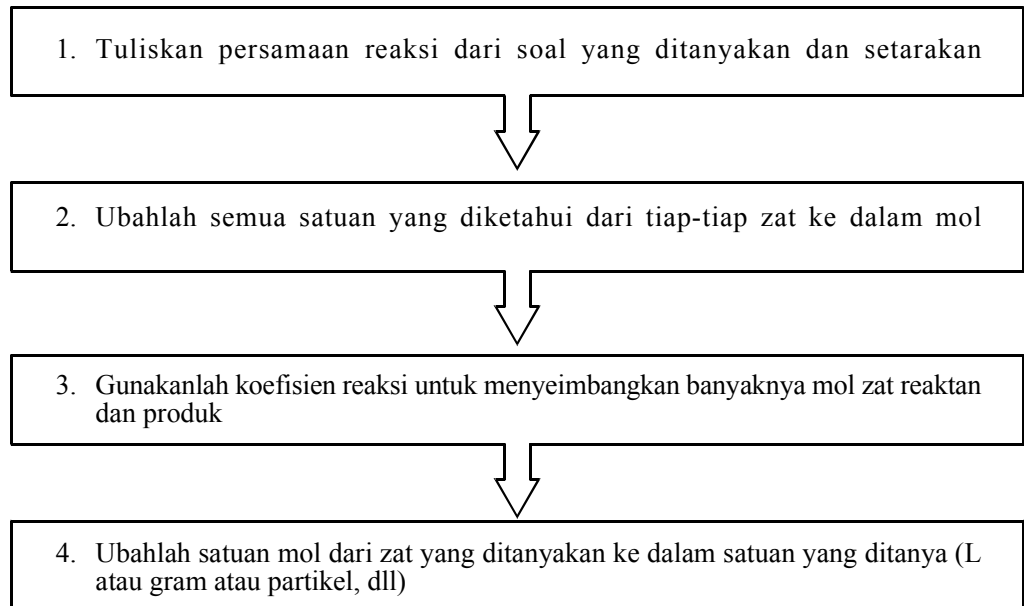
Perbandingan, mol  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  : mol  $\text{H}_2\text{O}$  =  
 = 0,8 : 0,8  
 = 1 : 1

Jadi Rumus hidrat tersebut  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

## HITUNGAN KIMIA

Penentuan jumlah pereaksi dan hasil reaksi yang terlibat dalam reaksi harus diperhitungkan dalam satuan mol. Artinya, satuan-satuan yang diketahui harus diubah kedalam bentuk mol. Metode ini disebut metode pendekatan mol.

Adapun langkah-langkah metode pendekatan mol tersebut dapat Anda simak dalam bagan berikut :



### Contoh:

1. Berapa gram air ( $\text{H}_2\text{O}$ ) yang dihasilkan dari reaksi pembakaran 4 gram  $\text{H}_2$  dengan  $\text{O}_2$ ? Ar H = 1 ; O = 16.

Penyelesaian:

Setarakan reaksinya:  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Agar penyelesaian lebih mudah gunakan alur berikut:

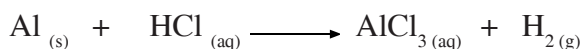
$\text{g H}_2$     ubah ke     $\text{mol H}_2$      $\xrightarrow{\text{cari}}$      $\text{mol H}_2\text{O}$      $\xrightarrow{\text{ubah ke}}$      $\text{g H}_2\text{O}$

$$\text{H}_2 = \frac{4}{2} \text{ mol} = 2 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} = \frac{\text{Koefisien H}_2\text{O}}{\text{Koefisien H}_2} \times \text{mol H}_2 = \frac{2}{2} \times 2 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$$

$$\text{g H}_2\text{O} = 2 \times \text{Mr H}_2\text{O} = 2 \times 18 = 36 \text{ g}$$

2. Satu mol logam Aluminium direaksikan dengan asam klorida secukupnya menurut reaksi:



Ditanya:

- Berapa gram  $\text{AlCl}_3$  yang terbentuk?
- Berapa L gas  $\text{H}_2$  (STP)?
- Berapa pertikel  $\text{H}_2$  yang terjadi? Ar Al = 27 ; Cl = 35,5



$$\text{a. } \text{AlCl}_3 = \frac{\text{Koefisien AlCl}_3}{\text{Koefisien Al}} \times \text{mol Al} = \frac{2}{2} = 1 \text{ mol} = 1 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{g AlCl}_3 &= 1 \times \text{Mr AlCl}_3 \\ &= 1 \times \{ (27) + (3 \times 35,5) \} \\ &= 1 \times 133,5 \\ &= 133,5 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\text{b. } \text{H}_2 = \frac{\text{Koefisien H}_2}{\text{Koefisien Al}} \times \text{mol H}_2$$

$$= \frac{3}{2} \times 1 \text{ mol}$$

$$= 1,5 \text{ mol}$$

$$\text{L H}_2 \text{ (STP)} = \text{mol H}_2 \times 22,4 \text{ L}$$

$$= 1,5 \times 22,4 \text{ L}$$

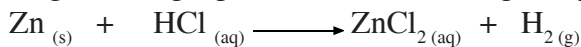
$$= 33,6 \text{ L}$$

$$\text{c. } \text{Partikel H}_2 = \text{mol H}_2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$= 1,5 \times 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$= 9,03 \times 10^{23} \text{ partikel}$$

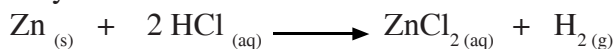
3. 13 gram Seng tepat habis bereaksi dengan sejumlah HCl menurut reaksi:



Bila 1 mol gas oksigen pada tekanan dan suhu tersebut bervolume 20 liter, berapa literkah volume gas Hidrogen yang dihasilkan pada reaksi tersebut?

Ar Zn = 65.

Penyelesaian:



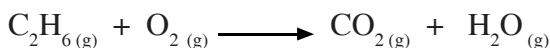
$$\text{mol Zn} = \frac{13}{65} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}_2 = \frac{\text{Koefisien H}_2}{\text{Koefisien Zn}} \times \text{mol Zn}$$

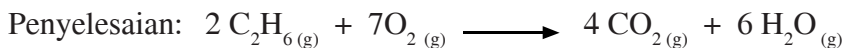
$$= \frac{1}{1} \times 0,2 \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{L H}_2 &= \text{mol H}_2 \times 20 \text{ L (T.P) tersebut} \\ &= 0,2 \times 20 \text{ L} = 4 \text{ L} \end{aligned}$$

4. Untuk membakar gas etana ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) diperlukan oksigen 4,48 L (STP), menurut reaksi:



- Berapa gram etana tersebut ( Ar C + 12 ; H = 1 ; O = 16 )
- Berapa gram  $\text{CO}_2$  yang dihasilkan?



$$\text{mol O}_2 = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ mol}$$

- $\text{mol C}_2\text{H}_6 = \frac{2}{7} \times 0,2 \text{ mol} = 0,057 \text{ mol}$   
 $\text{gram C}_2\text{H}_6 = 0,057 \times 30 = 1,71 \text{ gram}$
- $\text{mol CO}_2 = \frac{4}{7} \times 0,2 \text{ mol} = 0,114 \text{ mol}$   
 $\text{gram CO}_2 = 0,114 \times 44 = 5,02 \text{ gram}$

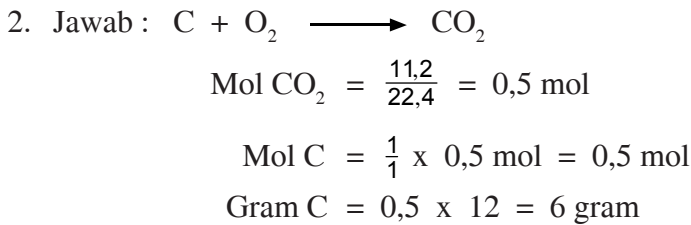
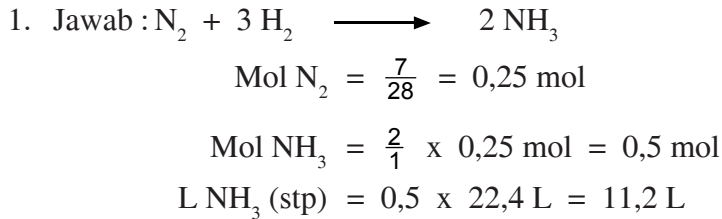
Agar Anda lebih paham, coba kerjakan latihan berikut!



### LATIHAN

- 7 gram Nitrogen ( $\text{N}_2$ ) tepat bereaksi dengan Hidrogen membentuk Amoniak ( $\text{NH}_3$ )
  - Tulis reaksi setaranya!
  - berapa liter Amoniak dihasilkan (stp)? (Ar N = 14)
- Sejumlah Karbon direaksikan dengan Oksigen membentuk Karbon dioksida ( $\text{CO}_2$ ). Jika  $\text{CO}_2$  dihasilkan 11,2 L (STP), berapa gram Karbon yang bereaksi? (Ar C = 12)

**Coba cocokkan jawaban Anda dengan jawaban berikut!**



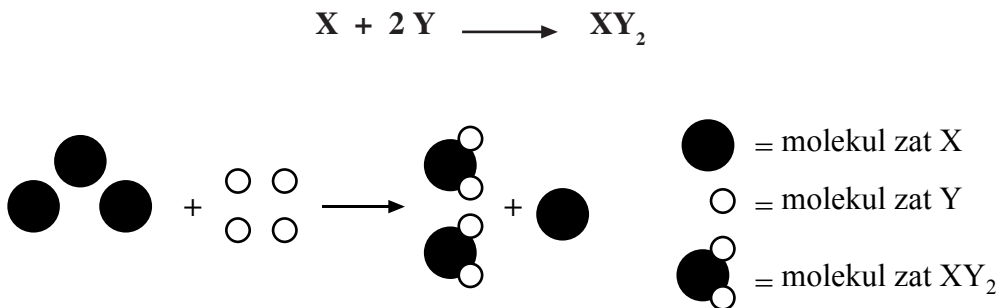
Benarkah jawaban yang Anda kerjakan?

Semoga ya, jika Anda belum paham, ulangi kembali memperhatikan contoh soal tersebut.

### PEREAKSI PEMBATAS

Di dalam suatu reaksi kimia, perbandingan mol zat-zat pereaksi yang dicampurkan tidak selalu sama dengan perbandingan koefisien reaksinya. Hal ini berarti bahwa ada zat pereaksi yang akan habis bereaksi lebih dahulu. Pereaksi demikian disebut pereaksi pembatas. Bagaimana hal ini dapat terjadi?

Anda perhatikan gambar di bawah ini!



*Gambar : Pereaksi Pembatas*

Reaksi di atas memperlihatkan bahwa menurut koefisien reaksi, 1 mol zat X membutuhkan 2 mol zat Y. Gambar di atas menunjukkan bahwa 3 molekul zat X direaksikan dengan 4 molekul zat Y. Setelah reaksi berlangsung, banyaknya molekul zat X yang bereaksi hanya 2 molekul dan 1 molekul yang tersisa, sedangkan 4 molekul zat Y habis bereaksi. Maka zat Y ini disebut pereaksi pembatas.

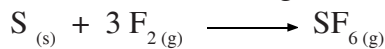
Pereaksi pembatas merupakan reaktan yang habis bereaksi dan tidak bersisa di akhir reaksi.

Dalam hitungan kimia, pereaksi pembatas dapat ditentukan dengan cara membagi semua mol reaktan dengan koefisiennya, lalu pereaksi yang mempunyai nilai hasil bagi terkecil, merupakan pereaksi pembatas.

Untuk lebih jelasnya, Anda simak contoh berikut ini!

**Contoh :**

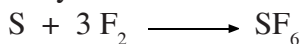
1. Diketahui reaksi sebagai berikut



Jika direaksikan 2 mol S dengan 10 mol  $F_2$

- a. Berapa mol kah  $SF_6$  yang terbentuk?
- b. Zat mana dan berapa mol zat yang tersisa?

Penyelesaian :



Dari koefisien reaksi menunjukkan bahwa:

1 mol S membutuhkan 3 mol  $F_2$

Kemungkinan yang terjadi:

- Jika semua S bereaksi maka  $F_2$  yang dibutuhkan

$$\text{mol } F_2 = \frac{\text{Koefisien } F_2}{\text{Koefisien S}} \times 2 \text{ mol S}$$

$$= \frac{3}{1} \times 2 \text{ mol}$$

$$= 6 \text{ mol}$$

Hal ini memungkinkan karena  $F_2$  tersedia 10 mol.

- Jika semua  $F_2$  habis bereaksi, maka S yang dibutuhkan

$$\begin{aligned} \text{mol S} &= \frac{\text{Koefisien S}}{\text{Koefisien } F_2} \times 10 \text{ mol } F_2 \\ &= \frac{1}{3} \times 10 \text{ mol} \\ &= 3,33 \text{ mol} \end{aligned}$$

Hal ini tidak mungkin terjadi, karena S yang tersedia hanya 2 mol.

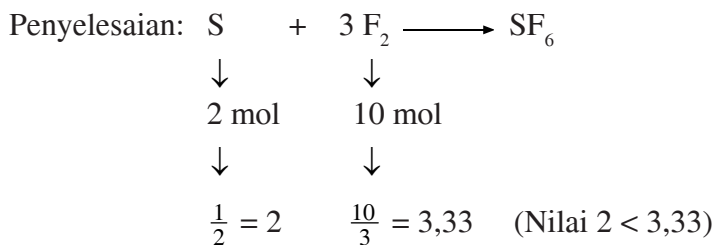
Jadi yang bertindak sebagai pereaksi pembatas adalah S!

$$\text{Banyaknya mol } SF_6 \text{ yang terbentuk} = \frac{\text{Koefisien } SF_6}{\text{Koefisien S}} \times \text{mol S}$$

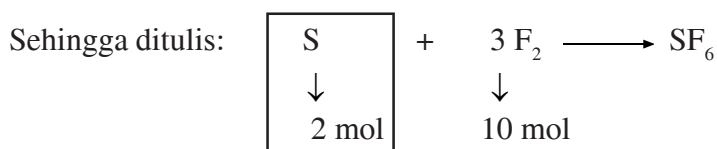
- mol  $SF_6 = \frac{1}{1} \times 2 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$
- zat yang tersisa adalah  $F_2$ , sebanyak  $= 10 \text{ mol} - 6 \text{ mol} = 4 \text{ mol } F_2$

Soal di atas dapat juga diselesaikan dengan:

- setarakan reaksinya
- semua pereaksi diubah menjadi mol
- bagikan masing-masing mol zat dengan masing-masing koefisiennya.
- Nilai hasil bagi terkecil disebut pereaksi pembatas (diberi tanda atau lingkari)
- cari mol zat yang ditanya.
- Ubah mol tersebut menjadi gram/liter/partikel sesuai pertanyaan.



Berarti zat pereaksi pembatas : S



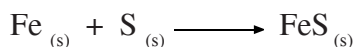
- mol  $SF_6 = \frac{\text{Koefisien } SF_6}{\text{Koefisien pereaksi pembatas}} \times 2 \text{ mol S} = 1 \times 2 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$



$$\begin{aligned}
 \text{b. mol F}_2 \text{ yang bereaksi} &= \frac{\text{Koefisien F}_2}{\text{Koefisien S}} \times 2 \text{ mol S} \\
 &= \frac{3}{1} \times 2 \text{ mol} = 6 \text{ mol} \\
 \text{mol F}_2 \text{ sisa} &= \text{mol tersedia} - \text{mol yang bereaksi} \\
 &= 10 \text{ mol} - 6 \text{ mol} \\
 &= 4 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

Bagaimana? Mudah bukan? Coba perhatikan lagi contoh berikut ini!

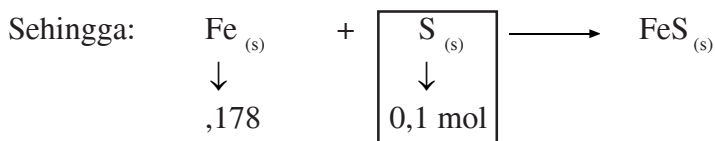
2. 10 gram Fe dipanaskan dengan 3,2 gram S membentuk besi sulfida, menurut persamaan:



- tentukan pereaksi pembatas
- gram FeS yang terbentuk
- massa zat yang tersisa ( Ar Fe = 56 ; S = 32 )

Penyelesaian:

$$\begin{array}{ccc}
 \text{Fe}_{(s)} & + & \text{S}_{(s)} \longrightarrow \text{FeS}_{(s)} \\
 \downarrow & & \downarrow \\
 10 \text{ gram} & & 3,2 \text{ gram} \\
 = \frac{3,2}{32} \text{ mol} & & = \frac{3,2}{32} \text{ mol} \\
 = 0,178 \text{ mol} & & = 0,1 \text{ mol} \\
 \downarrow & & \downarrow \\
 = 0,178 & & = 0,1 \quad (\text{Nilai } 0,1 < 0,178)
 \end{array}$$



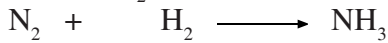
- Pereaksi pembatas S
- FeS yang terjadi =  $\frac{1}{1} \times 0,1 \text{ mol}$   
= 0,1 mol  
g FeS = 0,1 x Mr FeS = 0,1 x 88  
= 8,8 gram
- Fe yang bereaksi =  $\frac{1}{1} \times 0,1 = 0,1 \times 56$   
= 5,6 gram  
Fe sisa = 10 - 5,6 gram = 4,4 gram

Agar Anda lebih paham, coba kerjakan latihan berikut!



### LATIHAN

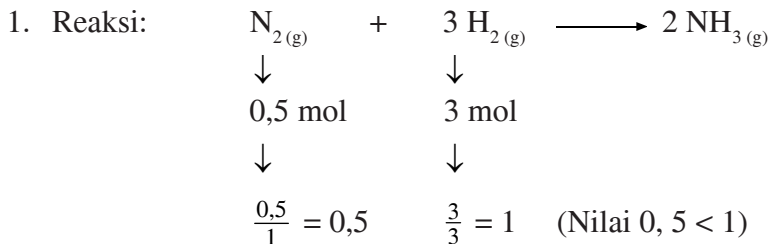
1. 0,5 mol  $N_2$  direaksikan dengan 3 mol  $H_2$  menurut reaksi:



- Tentukan pereaksi pembatas
- Berapa liter  $NH_3$  (STP) dihasilkan?
- Berapa mol zat sisa?

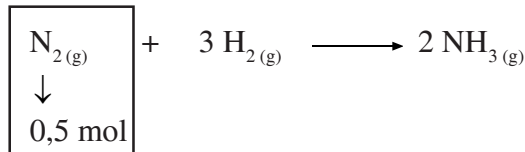
2. 22,4 L gas  $SO_2$  direaksikan dengan 33,6 L gas  $O_2$  (STP) membentuk gas  $SO_3$ . Berapa gram  $SO_3$  yang terjadi? ( Ar S = 32 ; O = 16 )

**Cocokkan jawaban Anda dengan jawaban berikut!**

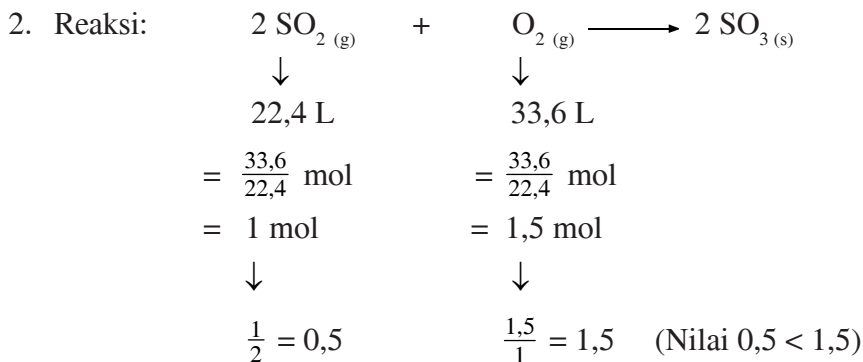


Maka pereaksi pembatas adalah  $N_2$ ,

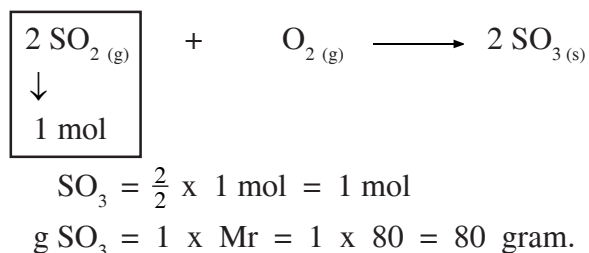
sehingga:



- Pereaksi pembatas zat :  $N_2$
- $NH_3 = \frac{2}{1} \times 0,5 \text{ mol} = 1 \text{ mol}$   
 $L NH_3 = 1 \times 22,4 L = 22,4 L$
- $H_2$  yang bereaksi =  $\frac{3}{3} \times 0,5 \text{ mol} = 1,5 \text{ mol}$   
 $H_2$  sisa = yang tersedia - yang bereaksi  
 $= (3 - 1,5) \text{ mol}$   
 $= 1,5 \text{ mol}$



Maka pereaksi pembatas adalah  $\text{SO}_2$ ,  
sehingga:



Sekarang Anda telah selesai mempelajari semua kegiatan 2. Dan untuk memudahkan Anda mempelajarinya. Anda perhatikan rangkuman materi berikut.

1. Hitungan kimia menggambarkan hubungan kuantitatif antar atom-atom dari unsur dalam zat-zat dan hubungan kuantitatif antar zat dalam suatu reaksi kimia.
2. Massa molekul relatif atau massa rumus relatif (Mr)  

$$\text{Mr} = \sum (\text{angka indeks unsur} \times \text{Ar unsur})$$
3. Hipotesis Avogadro: Pada suhu dan tekanan yang sama, semua gas dengan volume yang sama akan mengandung jumlah molekul yang sama pula.

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

4. Konsep mol menggambarkan keterkaitan antara mol (jumlah partikel dalam zat) dengan massa molar atau volume molar.
5. Koefisiens reaksi dapat juga menyatakan perbandingan mol zat-zat pereaksi dan hasil reaksi.

6. Hidrat : senyawa kristal padat yang mengandung air kristal ( $H_2O$ )
7. Pereaksi pembatas adalah pereaksi yang habis bereaksi lebih dahulu dalam reaksi kimia

Untuk mengetahui apakah Anda benar-benar telah paham akan materi kegiatan belajar 2, Anda kerjakan tugas mandiri II dan jika telah selesai Anda jawab, cocokkan dengan kuncinya yang ada pada akhir modul ini.

*Selamat Bekerja.....!*



## TUGAS KEGIATAN 2

### I. PILIHAN GANDA

**Petunjuk: Pilihlah jawaban yang benar**

1. Jika diketahui Ar Al = 27 ; S = 32 ; dan O = 16  
Berapakah Mr  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?
  - a. 123
  - b. 150
  - c. 214
  - d. 310
  - e. 342
2. Setengah mol unsur Karbon (C) mengandung atom C sebanyak....
  - a.  $3,01 \times 10^{23}$
  - b.  $6,02 \times 10^{23}$
  - c.  $12 \times 10^{23}$
  - d.  $12,04 \times 10^{23}$
  - e.  $6,02 \times 10^{22}$
3. Pada suhu dan tekanan yang sama, semua gas dengan volume yang sama akan mengandung jumlah molekul yang sama pula. Pernyataan ini dikemukakan oleh...
  - a. Proust
  - b. Lavoisier
  - c. Avogadro
  - d. Dalton
  - e. Gay Lussac
4. Satu mol zat menyatakan banyaknya zat yang mengandung jumlah partikel sama dengan jumlah partikel dalam...
  - a. 14 gram C-18
  - b. 14 gram C-17
  - c. 14 gram C-14
  - d. 12 gram C-12
  - e. 12 gram C-13

5. Perhatikan reaksi berikut  $A + B \longrightarrow C + D$   
 Gas A bereaksi dengan gas B, membentuk gas C dan D. Jika dalam reaksi tersebut masih tersisa gas, maka yang disebut pereaksi pembatas adalah gas.....
- A
  - B
  - C
  - D
  - A dan B
6. Jika kristal Barium Klorida ( $M_r = 208$ ) mengandung 14,75% air kristal ( $M_r$  air = 18), maka rumus kristal Barium Klorida adalah....
- $BaCl_2 \cdot H_2O$
  - $BaCl_2 \cdot 2 H_2O$
  - $BaCl_2 \cdot 3 H_2O$
  - $BaCl_2 \cdot 4 H_2O$
  - $BaCl_2 \cdot 5 H_2O$
7. Jika pada keadaan (STP) volume dari 4,25 gram gas sebesar 2,8 liter, maka massa molekul relatif gas tersebut adalah....
- 26
  - 28
  - 30
  - 32
  - 34
8. Jika diketahui massa atom relatif  $Fe = 56$  ;  $S = 32$  ; dan  $O = 16$ , maka massa besi yang terdapat dalam 4 gram  $Fe_2(SO_4)_3$  adalah....
- 4,00 gram
  - 1,12 gram
  - 0,56 gram
  - 0,28 gram
  - 0,01 gram
9. Pengolahan besi dari bijinya dilakukan menurut reaksi :
- $$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2 FeO + CO_2$$
- Jumlah partikel CO yang diperlukan pada reaksi, agar dihasilkan 0,224 liter gas  $CO_2$  (STP) adalah....
- $0,06 \times 10^{23}$
  - $0,12 \times 10^{23}$
  - $0,72 \times 10^{23}$
  - $12,00 \times 10^{23}$
  - $60,00 \times 10^{23}$

10. Diketahui reaksi :  $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$

Jika 10 gram besi dicampur dengan 3,2 gram S, maka massa FeS yang dihasilkan ( $\text{Ar} = 56 ; \text{S} = 32$ ) adalah....

- a. 13,2 gram
- b. 8,8 gram
- c. 5,6 gram
- d. 3,2 gram
- e. 2,8 gram

## II. ESSAY

**Petunjuk: Jawablah pertanyaan berikut dengan benar!**

1. Jika diketahui  $\text{Ar C} = 12$

$\text{H} = 1$

$\text{N} = 14$

Berapa molkah zat-zat di bawah ini?

- a. 3,2 gram  $\text{CH}_4$
- b. 170 gram  $\text{NH}_3$
- c. 5,6 L gas  $\text{NH}_3$  (STP)

2. Diketahui reaksi  $\text{Al}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(aq)} + \text{H}_{2(g)}$

Jika pada reaksi tersebut 8,1 gram Al direaksikan dengan 29,4 gram  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\text{Ar Al} = 27 ; \text{S} = 32 ; \text{O} = 16 ; \text{H} = 1$ )

- a. Setarakan reaksi tersebut
- b. Tentukan pereaksi pembatasnya
- c. Berapa liter gas  $\text{H}_2$  (STP) dihasilkan?

***Selamat Bekerja.....!***





## PENUTUP

Akhirnya Anda berhasil mempelajari modul ini dengan baik. Sekarang Anda telah dapat menerapkan pengetahuan Anda tentang modul ini, terhadap proses-proses kimia yang berhubungan hukum dasar Ilmu kimia dan perhitungan kimia di dalam kehidupan sehari-hari.

Dalam modul ini Anda telah mempelajari hukum kekekalan massa (Lavoisier), hukum perbandingan tetap (Proust), hukum perbandingan ganda (Dalton), hukum perbandingan volume (Gay Lussac) dan perhitungan kimia.

Sekarang Anda paham akan aplikasi hukum dasar kimia tersebut dalam persamaan reaksi. Bahkan Anda dapat membuat korelasi antara volume gas dengan jumlah partikelnya dalam reaksi homogen pada suhu dan tekanan yang sama. Di samping itu Anda juga telah paham akan konsep mol, rumus empiris, rumus molekul, dan menyelesaikan hitungan kimia sederhana.

Semoga apa yang telah Anda pelajari bermanfaat bagi Anda, dan untuk memperkaya khasanah ilmu pengetahuan Anda, perbanyak membaca buku kimia yang lain.

Akhir kata, selamat mengikuti Tes Akhir Modul, semoga Anda berhasil.

# KUNCI TUGAS



## TUGAS 1

### I. Pilihan Ganda

- |      |       |
|------|-------|
| 1. A | 6. A  |
| 2. C | 7. D  |
| 3. C | 8. B  |
| 4. D | 9. E  |
| 5. D | 10. B |

### II. Essay

- Hukum perbandingan berganda (Dalton) berbunyi :  
Bila dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, dimana massa salah satu unsur tersebut tetap (sama), maka perbandingan massa unsur yang lain dalam senyawa-senyawa tersebut merupakan bilangan bulat dan sederhana.
  - Perbandingan massa O dalam senyawa CO dan CO<sub>2</sub> adalah  
16 : 32 atau 1 : 2
- Reaksi :  $N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$   
Volume H<sub>2</sub> = 60 ml
  - Maka volume N<sub>2</sub> =  $\frac{1}{3} \times 60 \text{ ml} = 20 \text{ ml}$   
  
Volume NH<sub>3</sub> =  $\frac{2}{3} \times 60 \text{ ml} = 40 \text{ ml}$
  - Perbandingan volume N<sub>2</sub> : H<sub>2</sub> : NH<sub>3</sub> = 1 : 3 : 2
  - Ya, karena berbanding sebagai bilangan bulat sederhana

## PETUNJUK

### I. Untuk Pilihan Ganda

Setiap soal, jika benar, nilainya = 0,7

Jika semua benar, nilainya = 10 x 0,7 = 7

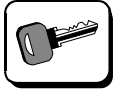
### II. Untuk Essay

Setiap soal, jika benar, nilainya = 1,5

Jika semua benar, nilainya = 2 x 1,5 = 3

Sekarang Anda jumlahkan score pilihan ganda + essay yang Anda dapat

- Jika score Anda  $\geq 7,5$  Anda lanjutkan ke kegiatan 2
- Jika score Anda  $< 7,5$  Ulang kembali kegiatan 1.



## TUGAS 2

### I. Pilihan Ganda

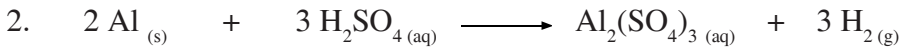
- |      |       |
|------|-------|
| 1. E | 6. B  |
| 2. A | 7. E  |
| 3. C | 8. B  |
| 4. D | 9. A  |
| 5. A | 10. B |

### II. Essay

1. a. Mol CH<sub>4</sub> = = 0,2 mol

b. Mol NH<sub>3</sub> =  $\frac{170 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}}$  = 10 mol

c. Mol NH<sub>3</sub> (stp) =  $\frac{5,6 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}}$  = 0.25 mol



$$\frac{3,2 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}}$$

↓	↓
8,1 gram	29,4 gram

$= \frac{8,1}{27} \text{ mol}$	$= \frac{29,9}{98} \text{ mol}$
--------------------------------	---------------------------------

= 0,3 mol	= 0,3 mol
-----------	-----------

↓	↓
---	---

$\frac{0,3}{2} = 0,15$	$\frac{0,3}{3} = 0,1$	(Nilai 0,1 < 0,15) → pereaksi pembatas : H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
------------------------	-----------------------	---



$3 \text{ H}_2\text{SO}_4$ ↓ 0,3 mol
--

$$\begin{aligned} \text{Gas H}_2 &= \quad \times 0,3 \text{ mol} = 0,3 \text{ mol} \\ &= 0,3 \times 22,4 \\ &= 6,72 \text{ L} \end{aligned}$$

## PETUNJUK

### I. Untuk Pilihan Ganda

Setiap soal, jika benar, nilainya = 0,7

Jika semua benar, nilainya =  $10 \times 0,7 = 7$

### II. Untuk Essay

Setiap soal, jika benar, nilainya = 1,5

Jika semua benar, nilainya =  $2 \times 1,5 = 3$

Anda jumlahkan semua score yang Anda dapatkan

Jika score Anda  $\geq 7,5$  Anda berhasil

*Selamat mengikuti Tes Akhir Modul....*

### DAFTAR PUSTAKA

Departemen Pendidikan dan Kebudayaan, *Kurikulum 1994 SMU, GBPP Mata Pelajaran Kimia*, Jakarta ; 1988

Michael Purba, *Kimia IA, untuk SMA kelas X*, Jakarta ; Erlangga, 2002

Nana Sutresna, dkk, *Panduan Menguasai Kimia I*, Jakarta ; Ganeca Exact, 2002

Pustekkom, PDKBM, SMA Terbuka, 2004

Ramlah Rasyid, dkk, *Reaktor Kimia Kelas I*, Bandung ; Sinergi, Pustaka Indonesia, 2004

Sumarna Omay, dkk, *Kimia I*, Bandung ; Regina, 2004

Ucu Cahyana, dkk, *Kimia IA*, Jakarta ; Piranti Darma Kalokatama, 2004.