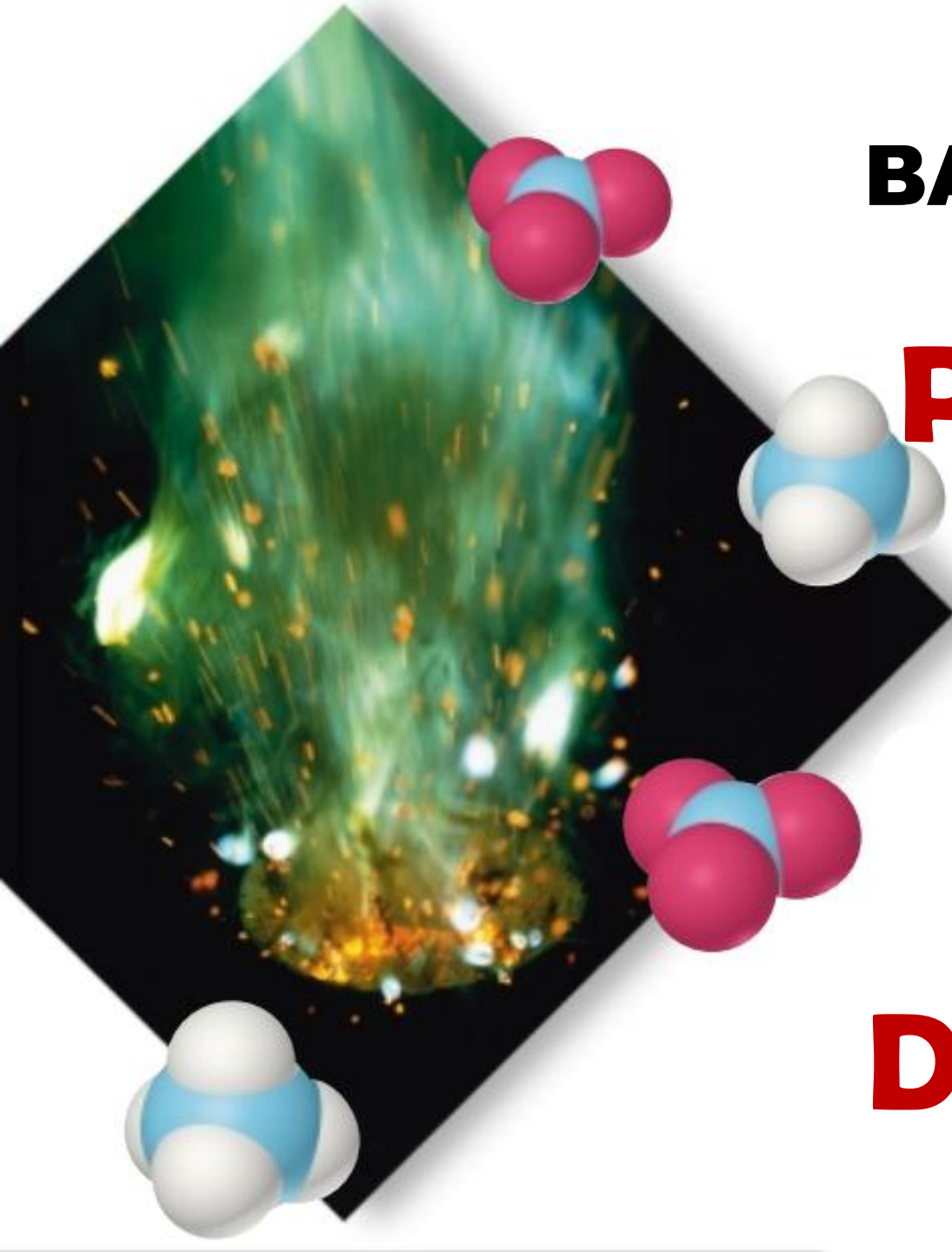


BAB

4

**Persamaan
reaksi
dan
Hukum
Dasar Kimia**

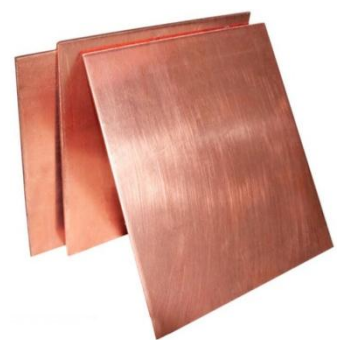
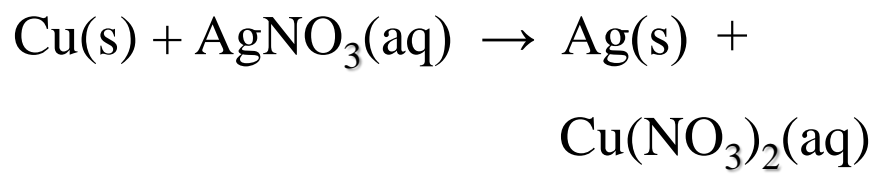
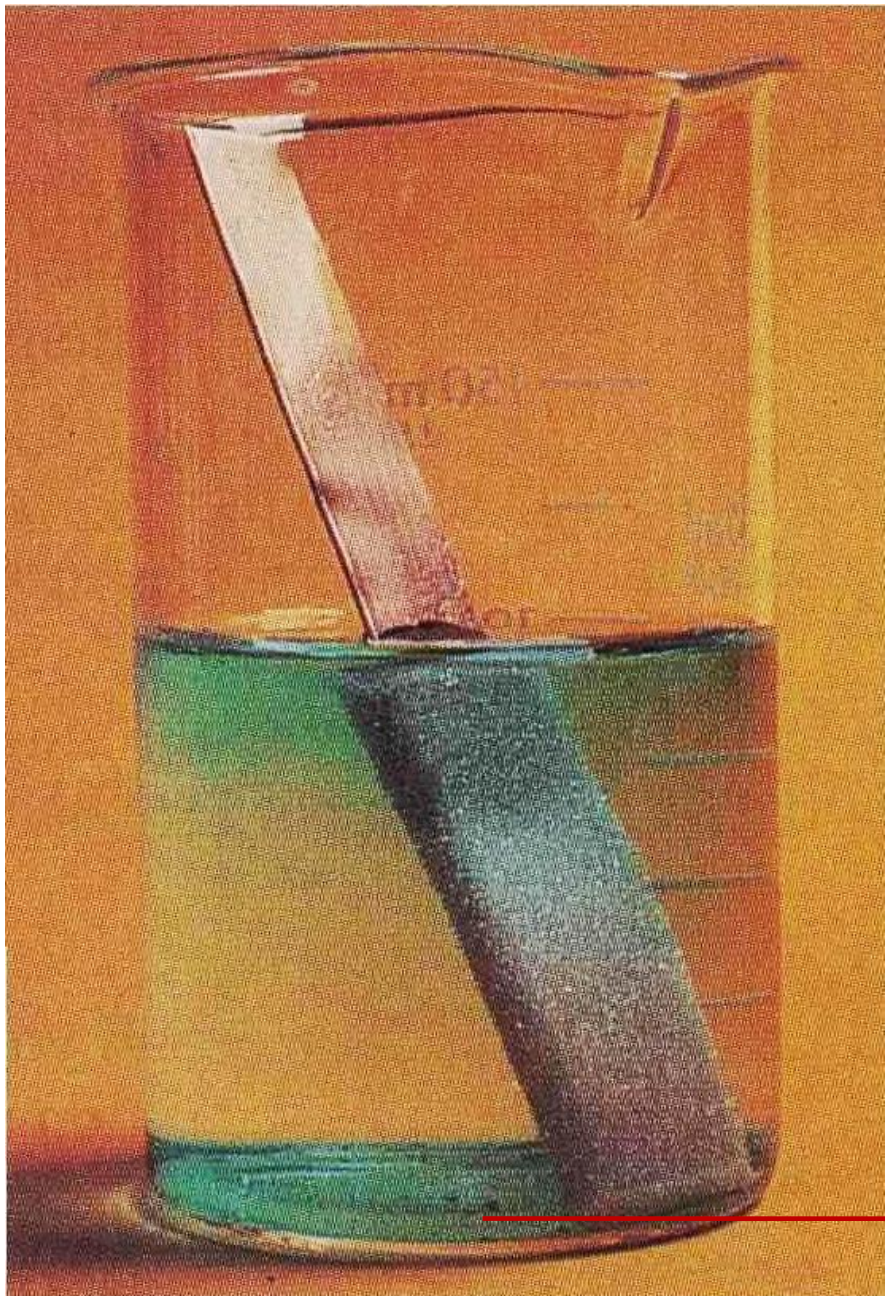


4.1 REAKSI KIMIA

Bukti terjadinya reaksi kimia :

1. Hilangnya suatu zat
2. Perubahan warna
3. Dihasilkannya suatu gas atau ada perubahan volume
4. Terbentuknya endapan dalam larutan yang jernih
5. Terjadinya perubahan suhu
6. Timbul bau baru





Logam tembaga (Cu)



Logam perak (Ag)

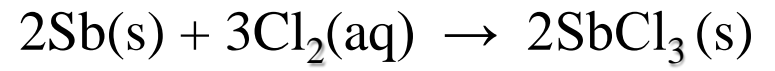


Kristal $\text{Cu(NO}_3)_2$



Larutan $\text{Cu(NO}_3)_2$

Reaksi dari Cu(s) dan $\text{AgNO}_3(\text{aq})$



Antimoni (Sb)

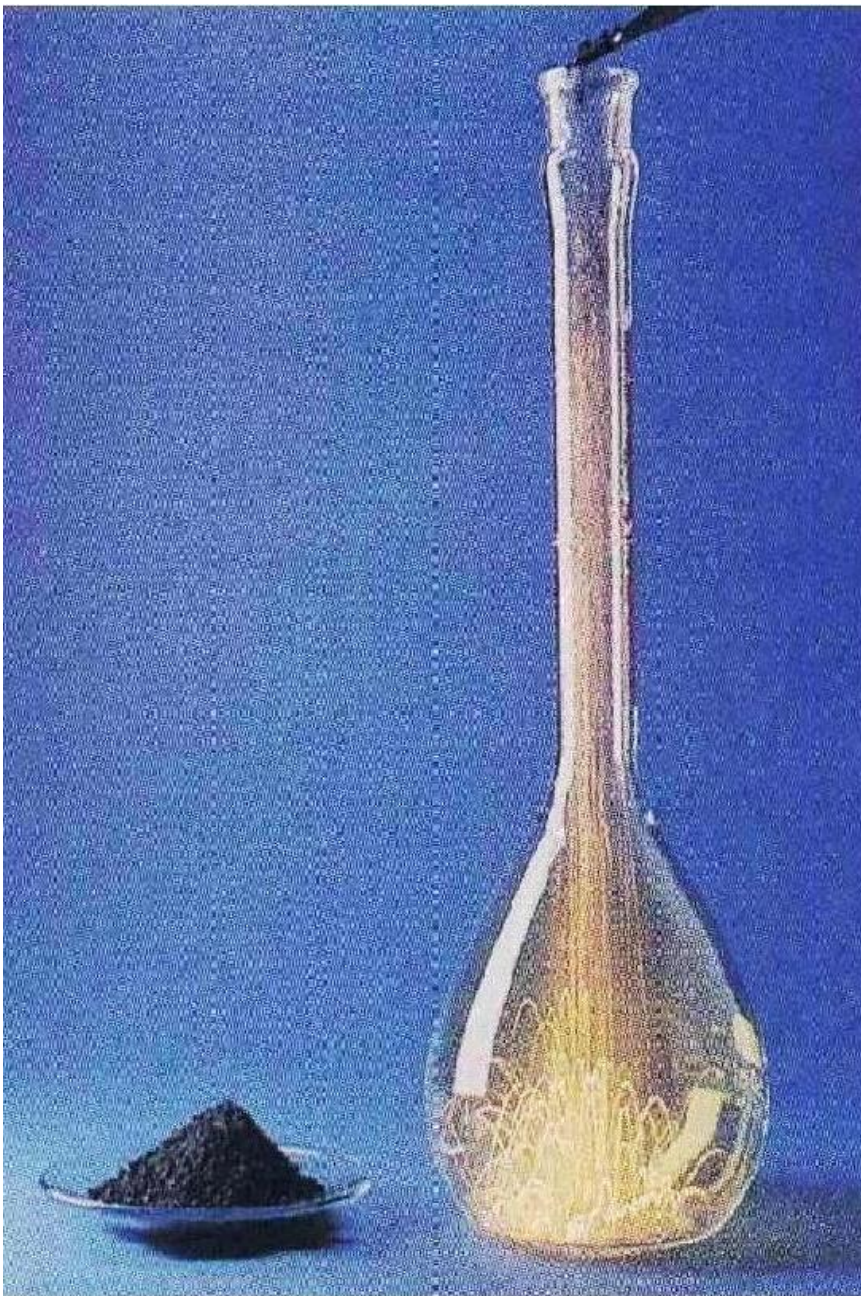


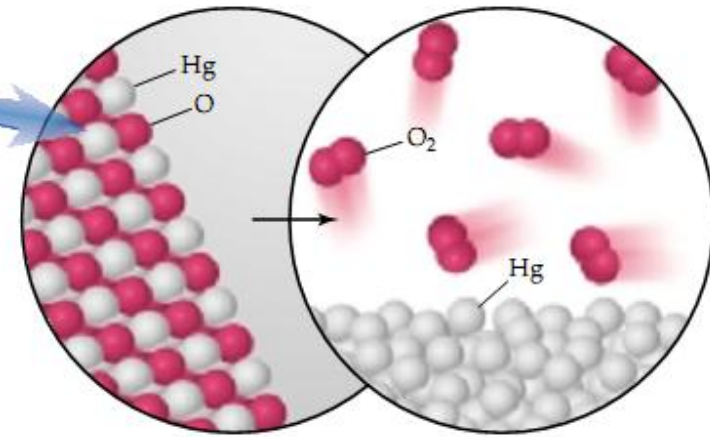
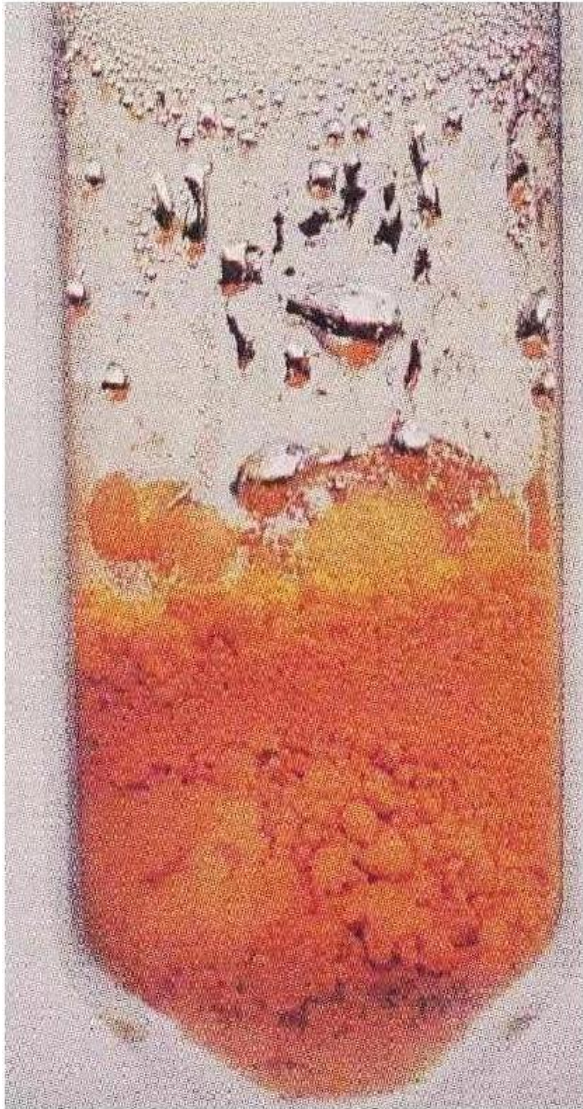
Gas klorin (Cl₂)



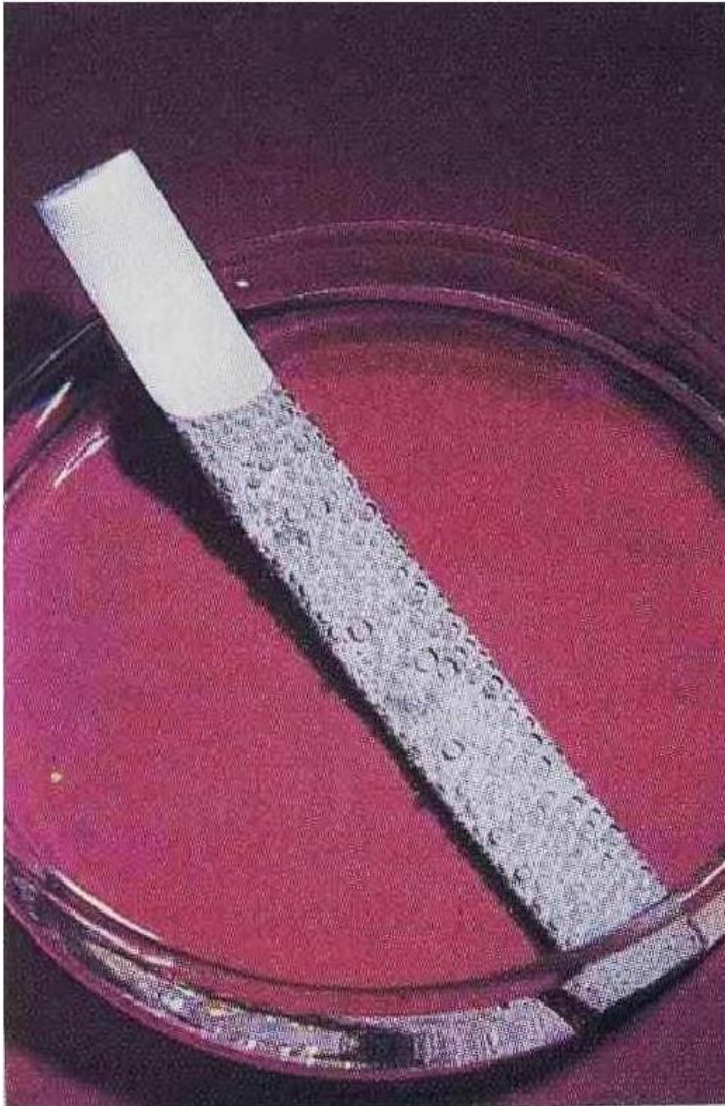
Kristal SbCl₃

Reaksi dari Sb(s) dan Cl₂(g)

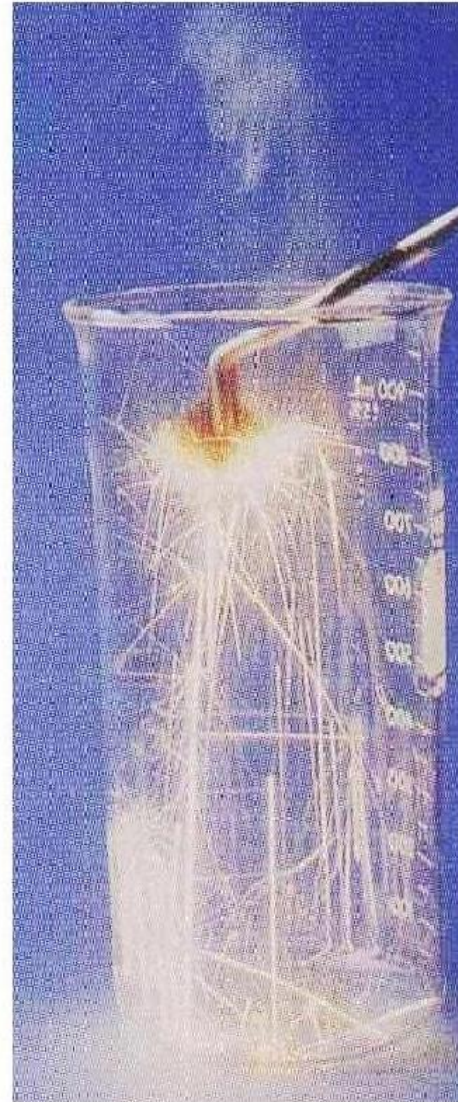




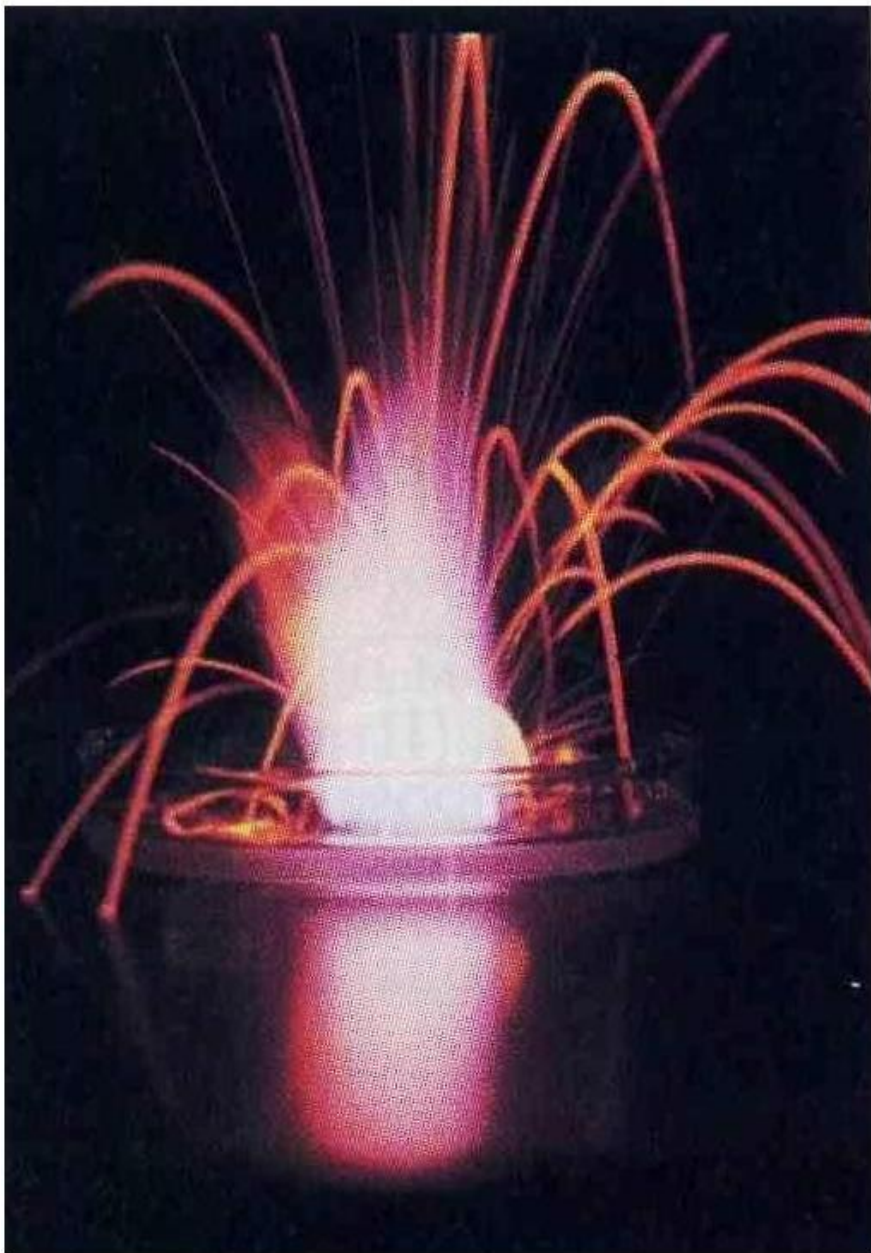
Penguraian padatan HgO (berwarna oranye) menjadi unsur-unsurnya, yaitu logam merkuri (Hg) dan gas oksigen (O₂).



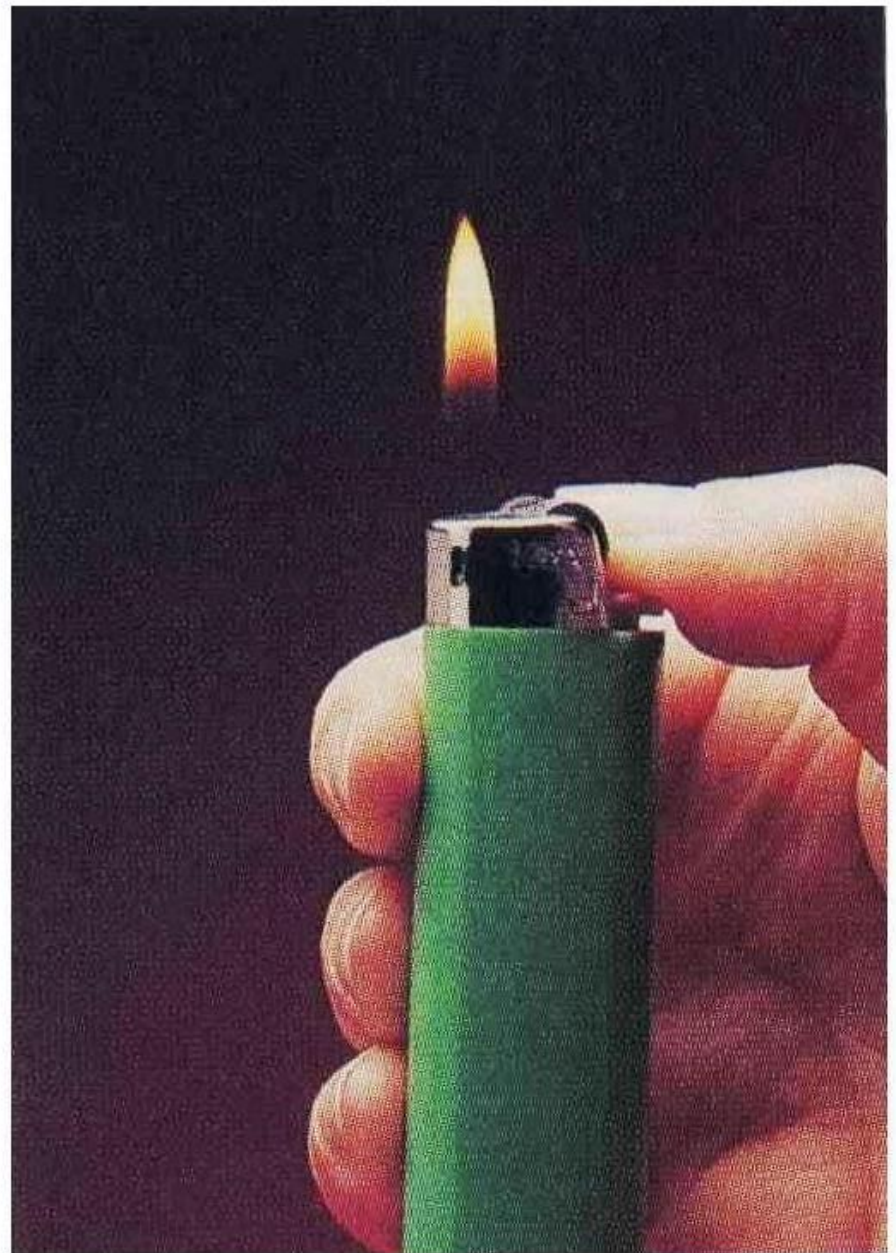
Zn(s) dan HCl(aq)



**Pembakaran
wol besi**



Na(s) dan H₂O(l)



Butana (C₄H₁₀) dan gas oksigen (O₂)

4.1 REAKSI KIMIA

HILANGNYA ZAT DAN TIMBULNYA GAS

Contoh:



Kalsium karbonat adalah padatan berwarna putih dan tidak larut dalam air.

Zat tersebut menghilang saat bereaksi dengan hidrogen klorida (tidak ada lagi padatan kalsium karbonat).

**Bagaimana cara
menguji adanya
gas CO₂ ?**



Diuji menggunakan
air kapur

**Bagaimana cara
menguji adanya
gas H₂O?**



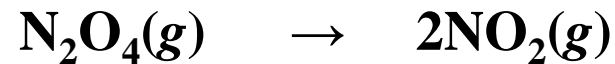
Diuji menggunakan
kertas kobalt (Co)



4.1 REAKSI KIMIA

PERUBAHAN WARNA

Contoh:



Tanpa warna

Gas berwarna
kecoklatan

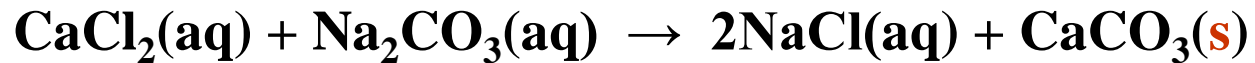
Reaksi ini juga dapat diidentifikasi dengan meningkatkan volume gas.



4.1 REAKSI KIMIA

PEMBENTUKAN PADATAN (ENDAPAN) DARI LARUTAN TAK BERWARNA

Contoh:



Larutan tidak berwarna



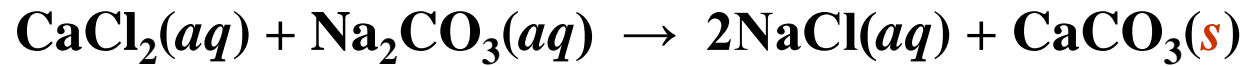
Endapan berwarna
putih



4.1 REAKSI KIMIA

PERUBAHAN SUHU

Contoh:



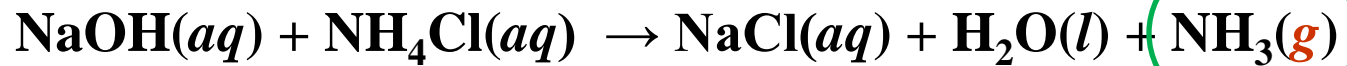
Reaksi ini disertai dengan **kenaikan suhu**.



4.1 REAKSI KIMIA

MUNCULNYA BAU

Contoh:



Larutan tak berwarna
dan tak berbau

berbau
tidak sedap



4.1 REAKSI KIMIA

Bukti terjadinya reaksi kimia :

1. Hilangnya suatu zat
2. Perubahan warna
3. Dihasilkannya suatu gas atau ada perubahan volume
4. Padatan diendapkan dalam larutan yang jernih
5. Terjadinya perubahan suhu
6. Timbul bau baru

Semua bukti yang diberikan di atas yang mungkin kita amati saat reaksi kimia berlangsung disebut **fenomena makroskopik**.



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Reaksi kimia adalah proses di mana seperangkat zat yang disebut **reaktan** diubah menjadi seperangkat zat yang disebut **produk baru**.

Ada cara simbolis atau singkatan untuk mewakili suatu reaksi kimia yang disebut **persamaan kimia**.

Dalam rumus persamaan kimia, **reaktan ditulis di sisi kiri persamaan** dan **produk di sebelah kanan**. Kedua sisi persamaan digabungkan dengan tanda panah (\rightarrow) atau tanda sama dengan (=).

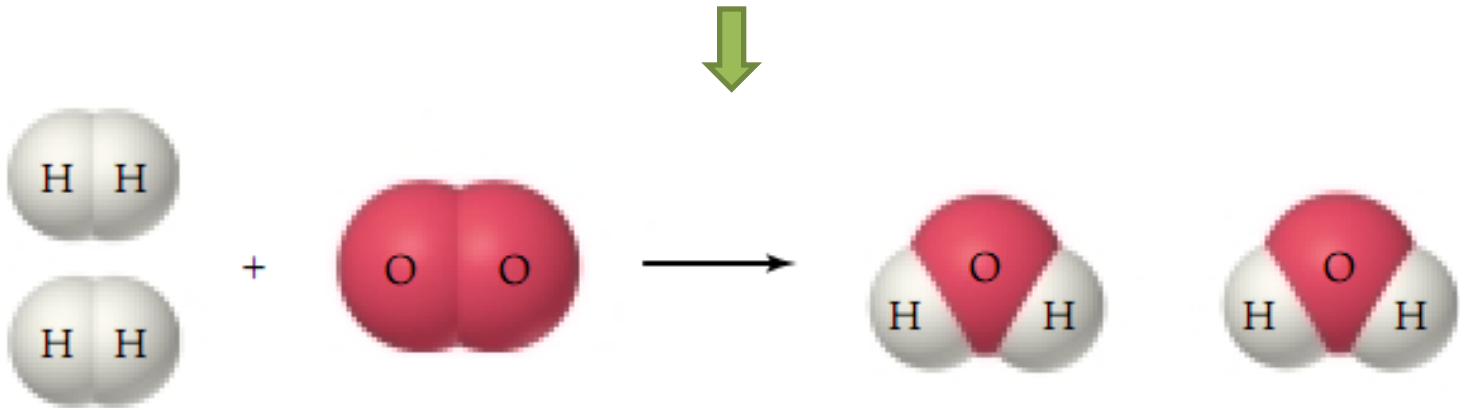
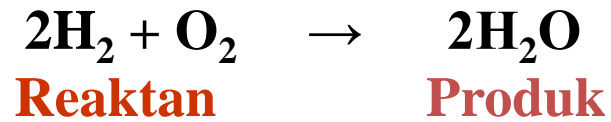
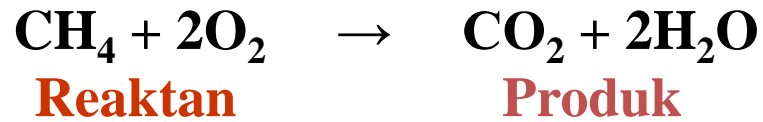
Reaktan \rightarrow produk

Reaktan = produk



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Contoh:



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Dalam reaksi kimia, **semua atom yang ada dalam reaktan harus terhitung dalam produk.**

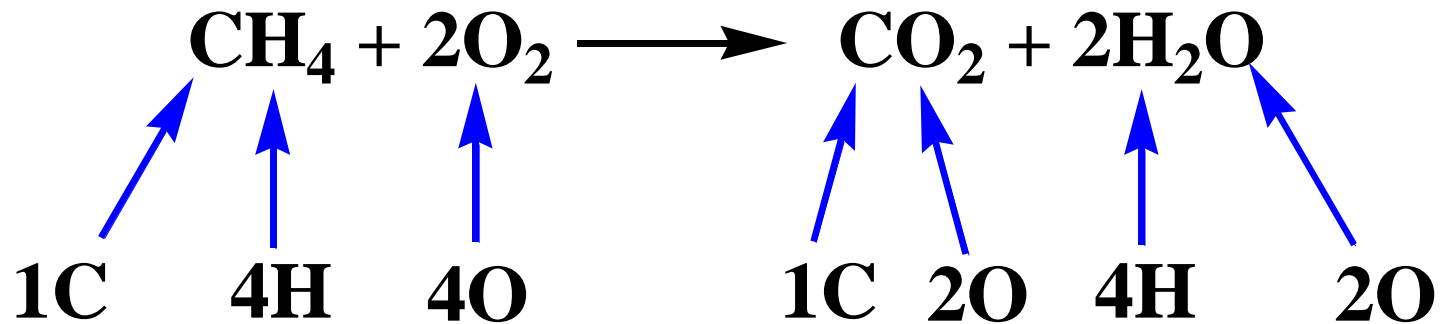
Dengan kata lain, **harus ada jumlah yang sama dari setiap jenis atom pada sisi produk dan pada sisi reaktan.**

Pastikan bahwa peraturan ini diikuti. Langkah ini merupakan cara untuk menyeimbangkan / menyetarakan persamaan kimia untuk sebuah reaksi.



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Kita dapat memeriksa apakah persamaan ini setara / seimbang dengan membandingkan jumlah masing-masing jenis atom pada kedua sisi.



Dalam persamaan ini, angka **4** dalam CH_4 , angka **2** dalam CO_2 , atau angka **2** dalam H_2O disebut sebagai **indeks**, sedangkan angka **2** dalam 2O_2 atau angka **2** dalam $2\text{H}_2\text{O}$ disebut sebagai **koefisien**.

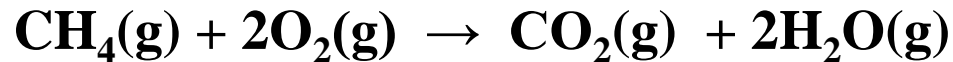


4.2 PERSAMAAN KIMIA

Indeks menunjukkan jumlah atom dalam senyawa, sedangkan **koefisien** menunjukkan jumlah senyawa yang terlibat dalam reaksi kimia.

Persamaan sering melibatkan keadaan fisik reaktan dan produk: padat (**s**), cair (**l**), gas (**g**), dan larutan dalam air atau larutan berair (**aq**).

Contoh:



4.2 PERSAMAAN KIMIA

MENYEIMBANGKAN PERSAMAAN KIMIA

Prinsip yang terletak dalam proses penyetaraan persamaan kimia adalah **bahwa atom tidak musnah (tetap ada) dalam reaksi kimia.**

Jumlah yang sama dari setiap jenis atom harus ditemukan di antara reaktan dan produk.

Identitas reaktan dan produk reaksi ditentukan oleh pengamatan eksperimental.



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Rumus senyawa tidak harus diubah saat menyetarakan persamaan kimia. Artinya, **indeks dalam rumus senyawa tidak bisa diubah**. Penyetaraan sebuah persamaan kimia mengikuti proses tiga langkah.

Langkah-1

Tulis “persamaan tidak seimbang.”

Atur rumus dalam pola persamaan dengan tanda plus dan tanda panah.

Gunakan rumus yang benar!

Langkah-2

Atur koefisien untuk mendapatkan jumlah yang sama dari setiap jenis atom di kedua sisi panah!

Langkah-3

Gunakan koefisien bilangan bulat terkecil!



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Pedoman berikut sering digunakan untuk menyetarakan persamaan reaksi.

1. Setarakan atom lain terlebih dahulu sebelum atom H dan O!
2. Mulai menyeimbangkan persamaan dengan molekul yang paling rumit (yang mengandung jumlah atom terbesar).
3. Keseimbangan sebagai kelompok ion poliatomik yang tampak tidak berubah pada kedua sisi panah.
4. Menyeimbangkan secara terpisah unsur-unsur yang muncul sebagai zat individu.



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Contoh 1:

Kalium hidroksida dan asam fosfat bereaksi sebagai larutan berair untuk menghasilkan potasium fosfat dan air.

Langkah-1

Menulis persamaan tidak setara:



Langkah-2

Menyeimbangkan atom . Ada beberapa atom tidak setara. Sesuai panduan, kita menyarankan atom **K** terlebih dahulu dibanding atom O, H, atau PO_4 . Ada **3 atom K** pada ruas kanan, sehingga kita menambahkan angka **3** di depan KOH pada ruas kiri sebagai percobaan.



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Sekarang atom K berada dalam keadaan setara. Senyawa PO_4 juga dalam keadaan setara.

Tidak menghitung senyawa PO_4 , kita memiliki 3 atom O di sebelah kiri dan 3 H dalam KOH ditambah 3 H dalam H_3PO_4 , sehingga keseluruhan di ruas kiri ada 3 atom O dan 6 atom H. di ruas kanan, dalam atom H_2O kita mempunyai 1 atom O dan 2 atom H.

Rasio 3 atom O sampai 6 atom H di sebelah kiri setara dengan rasio 1 atom O sampai 2 atom H di sebelah kanan, jadi kita tulis koefisien 3 di depan H_2O .



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Contoh 2:

Natrium klorit dan klorin bereaksi membentuk natrium klorida dan klorin dioksida.

Larutan:

Langkah-1

Menulis persamaan tidak setara



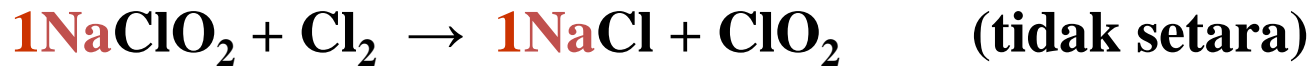
Langkah-2

Menyeimbangkan atom. Ada beberapa atom yang tidak setara, tetapi panduan kita menyarankan agar kita menyetarakan atom Na terlebih dahulu dibanding atom Cl atau O.



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Ada 1 Na di ruas kanan, sehingga kita menambahkan 1 Na di depan NaClO_2 di ruas kiri dan 1 Na di depan NaCl di ruas kanan sebagai percobaan. Koefisien 1 tidak pernah ditulis, tapi pada kesempatan ini kita bisa menaruhnya.



- Na seimbang.
- Jumlah O juga seimbang.

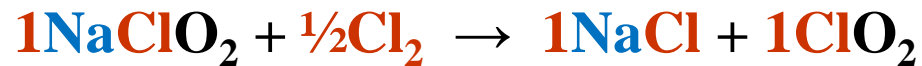
Oleh karena itu, kita bisa menempatkan angka 1 di depan ClO_2 .



4.2 PERSAMAAN KIMIA

Di sebelah kanan, kita memiliki 1 atom Cl dalam NaCl dan 1 atom Cl dalam ClO₂, sehingga keseluruhan di sebelah kanan ada 2 atom Cl.

Di ruas kiri kita memiliki 1 atom Cl dalam NaClO₂ dan 2 Cl dalam Cl₂. karena koefisien dalam NaClO₂ sudah diberikan, kita harus menyetarakan jumlah Cl dengan meletakkan 1/2 di depan Cl₂.



(seimbang tapi tidak dengan nilai bilangan bulat terkecil)

Langkah-3

Mengubah semua koefisien untuk mendapatkan nilai bilangan bulat terkecil dengan mengalikan semuanya dengan angka 2.



HUKUM DASAR KIMIA



HUKUM DASAR KIMIA

- Akhir abad 18 → reaksi pembakaran dipelajari secara ekstensif
- **Antoine Lavoisier (1743-1794), ahli kimia Perancis, berhasil menjelaskan hakikat reaksi pembakaran.**
- Mempelajari berbagai reaksi → menimbang secara cermat massa reaktan dan hasil reaksi → massa zat sebelum dan sesudah reaksi tetap.
- Lavoisier mengajukan gagasan bahwa massa suatu zat tidak dapat dimusnahkan atau diciptakan.



**Embrio munculnya
Hukum-Hukum Dasar Kimia**



Hukum Lavoisier (Hukum Kekekalan Massa)



- Abad 18 → munculnya ilmu kimia modern → ahli kimia mulai menggunakan neraca sebagai salah satu peralatan dalam penelitian yang dilakukan secara sistematis → mengukur massa



Ketika gas hidrogen dan oksigen dibakar dalam bejana tertutup, dihasilkan air dengan massa yang sama dengan massa hidrogen dan oksigen yang diperlukan dalam reaksi

Hukum Lavoisier (Hukum Kekekalan Massa)



Dalam reaksi kimia, massa zat sebelum reaksi (reaktan) dan sesudah reaksi (produk) adalah tetap



LATIHAN

1. Dalam tabung tertutup ditimbang 32 gram belerang dan 63,5 gram tembaga. Setelah dicampur lalu dipanaskan dalam tabung tertutup dan reaksi berjalan sempurna maka terjadi zat baru, yaitu tembaga(II) sulfida sebanyak 95,5 gram. Gunakan data tersebut untuk menguji berlakunya hukum Lavoisier

Jawab :



Massa sebelum reaksi		Massa sesudah reaksi
Belerang	Tembaga	Tembaga(II) sulfida
32 gram	63,5 gram	95,5 gram

Massa total sebelum reaksi = $32 + 63,5 = 95,5$ gram

Massa total setelah reaksi = 95,5 gram

Kesimpulan : **Hukum Lavoisier** berlaku karena massa zat sebelum dan sesudah reaksi sama



2. Pada pembakaran 12 gram magnesium dengan 10 gram gas oksigen, dihasilkan 20 gram magnesium oksida dan sisa gas oksigen 2 gram .
Gunakan data tersebut untuk menguji berlakunya hukum Lavoisier.

Jawab :



Massa sebelum reaksi		Massa sesudah reaksi	
Magnesium	Gas oksigen	Magnesium oksida	Zat sisa
12 gram	10 gram	20 gram	2 gram

Massa total sebelum reaksi = $12 + 10 = 22$ gram

Massa total setelah reaksi = $20 + 2 = 22$ gram

Kesimpulan : **Hukum Lavoisier berlaku karena massa zat sebelum dan sesudah reaksi tetap.**



3. Dalam suatu cawan porselin direaksikan 130 gram tembaga dengan 64 gram belerang. Berapa gram tembaga(I) sulfida yang dihasilkan, jika diketahui massa tembaga yang tidak bereaksi 3 gram.

Jawab :



Massa sebelum reaksi		Massa sesudah reaksi	
Cu	S	Cu_2S	Zat sisa
130 gram	64 gram	x gram	3 gram

Massa total sebelum reaksi = Massa total setelah reaksi

$$130 + 64 = x + 3$$

Jadi jumlah massa

tembaga sulfida yang dihasilkan = $(130 + 64) - 3 = 191$ gram



Hukum Proust (Hukum Perbandingan Tetap)



Joseph Proust (1754-1826) → setiap senyawa selalu mengandung unsur-unsur dengan perbandingan massa yang tetap.

Contoh:

Tembaga(II) karbonat selalu memiliki perbandingan massa unsur-unsur yang sama.

Massa Cu : massa C : massa O =

1 x massa atom Cu : 1 x massa atom C : 3 x massa atom O =

63.55 : 12.0115 : 3 x 15.9998 =

5.29 : 1.00 : 4.00

≈ 5.3 : 1.0 : 4.0



% Massa Cu : % massa C : % massa O =

$$\frac{\text{massa Cu} \times 100\%}{\text{massa CuCO}_3} : \frac{\text{massa C} \times 100\%}{\text{massa CuCO}_3} : \frac{\text{massa 3O} \times 100\%}{\text{massa CuCO}_3} =$$

$$\frac{63,546 \text{ sma}}{123,5457 \text{ sma}} \times 100\% : \frac{12,0015 \text{ sma}}{123,5457 \text{ sma}} \times 100\% : \frac{47,9982 \text{ sma}}{123,5457 \text{ sma}} \times 100\% =$$

51,44% : 9,71% : 38,85%

Satu hal yang harus kalian pahami, **rasio massa atom dalam senyawa tidak sama dengan jumlah atom dalam senyawa.**

Dalam CuCO_3 , **massa Cu : massa C : O \neq 1 : 1 : 3.**



Hukum Proust (Hukum Perbandingan Tetap)

Proust menyatakan **Hukum Perbandingan Tetap**:

“Perbandingan massa unsur-unsur yang terdapat dalam suatu senyawa adalah tetap, tidak tergantung pada cara yang digunakan dalam memperoleh senyawa tersebut.”

Air dapat diperoleh dari berbagai reaksi berikut:



Hukum Proust (Hukum Perbandingan Tetap)

Dalam pembentukan H_2O ,

$$\begin{aligned} \text{massa H} : \text{massa O} &= 2 \times \text{massa atom H} : 1 \times \text{massa atom O} \\ &= 2 \times 1.0078 : 1 \times 15.9998 \\ &\approx 1.0 : 7.9 \end{aligned}$$



Tabel: 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	-

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 **4x8 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.

Persamaan reaksi : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Perbandingan massa : 1 gram : 8 gram : 9 gram

Jika awal reaksi : 4 gram : 40 gram : **... gram ?**

Massa zat yang bereaksi : 4 gram : 32 gram : **36 gram**

Massa oksigen yang tersisa = 8 gram



Latihan Soal

1. 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!
2. Perbandingan massa Fe : massa S = 7 : 4 digunakan untuk membentuk senyawa besi(II) sulfida. Bila 30 gram besi (Fe) dan 4 gram belerang (S) dibentuk menjadi senyawa besi(II) sulfida, berapa gram massa besi(II) sulfida yang dapat dihasilkan?



Hukum Dalton (Hukum Kelipatan Perbandingan)



**Bagaimana Hukum Kekekalan Massa
dapat dijelaskan?**

John Dalton (1766-1844), Guru sekolah di Inggris menjawab pertanyaan tersebut.

Pada tahun 1808 Dalton mengajukan teori tentang materi yang diwujudkan dalam postulat-postulatnya.



Hukum Dalton

(Hukum Kelipatan Perbandingan)

Postulat-postulat Dalton:

1. Unsur tersusun atas partikel-partikel yang sangat kecil yang disebut dengan **atom**.
2. Atom dari suatu unsur memiliki massa atom tertentu.
3. Atom-atom dari unsur-unsur yang berbeda memiliki sifat yang berbeda.
4. Suatu senyawa merupakan gabungan dari 2/lebih atom-atom yang berbeda.



Hukum Dalton

(Hukum Kelipatan Perbandingan)

Postulat-postulat Dalton:

5. Dalam suatu senyawa jumlah dan jenis atom selalu memiliki perbandingan yang tetap dan tidak tergantung pada cara yang digunakan untuk membuat senyawa tersebut.
6. Atom tidak dapat dimusnahkan atau diciptakan.
7. Ketika suatu atom bergabung dengan atom yang lain maka mungkin menghasilkan senyawa-senyawa yang berbeda, dimana perbandingan jumlah atom-atom dalam senyawa tersebut merupakan bilangan bulat sederhana.



Hukum Dalton

(Hukum Kelipatan Perbandingan)

Bila dua unsur dapat membentuk 2 (dua) jenis atau 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:

Unsur N dan O dapat membentuk senyawa NO dan NO₂, maka perbandingan unsur O yang diikat unsur N (jumlah yang sama) adalah **1 : 2 (bulat dan sederhana)**



Contoh soal:

1. Nitrogen dan oksigen dapat membentuk senyawa-senyawa N_2O , NO , N_2O_3 , dan N_2O_4 dengan komposisi massa terlihat pada tabel berikut.

Tabel: Perbandingan nitrogen dan oksigen dalam senyawanya.

Senyawa	Massa nitrogen (gram)	Massa oksigen (gram)	Perbandingan
N_2O	28	16	7 : 4
NO	14	16	7 : 8
N_2O_3	28	48	7 : 12
N_2O_4	28	64	7 : 16

Dari tabel tersebut, terlihat bahwa bila massa N dibuat tetap (sama), sebanyak 7 gram, maka perbandingan massa oksigen dalam $\text{N}_2\text{O} : \text{NO} : \text{N}_2\text{O}_3 : \text{N}_2\text{O}_4 = 4 : 8 : 12 : 16$ atau $1 : 2 : 3 : 4$



Latihan Soal

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

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

- Apakah kedua sampel merupakan senyawa yang sama? Atau keduanya berbeda?
- Apakah data tersebut mendukung hukum perbandingan tetap atau hukum kelipatan perbandingan?



Hukum Gay Lussac (Hukum Perbandingan Volume)



Ilmuwan Perancis, Joseph Gay-Lussac menemukan fakta bahwa:

- 2 volum gas hidrogen bereaksi dengan 1 volum oksigen membentuk 2 volum uap air
- 1 volum gas nitrogen bereaksi dengan 1 volum gas oksigen membentuk 2 volum gas nitrogen oksida
- 3 volum gas hidrogen bereaksi dengan 1 volum gas nitrogen membentuk 2 gas volum ammonia.

Volume dari dua gas yang bereaksi (diukur pada temperatur dan tekanan yang sama) adalah berbanding sebagai bilangan bulat sederhana.

Lebih lanjut, perbandingan volume gas-gas hasil reaksi terhadap volume gas-gas pereaksi merupakan bilangan bulat sederhana.



Contoh Soal

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 1 L	1 : 1 : 1

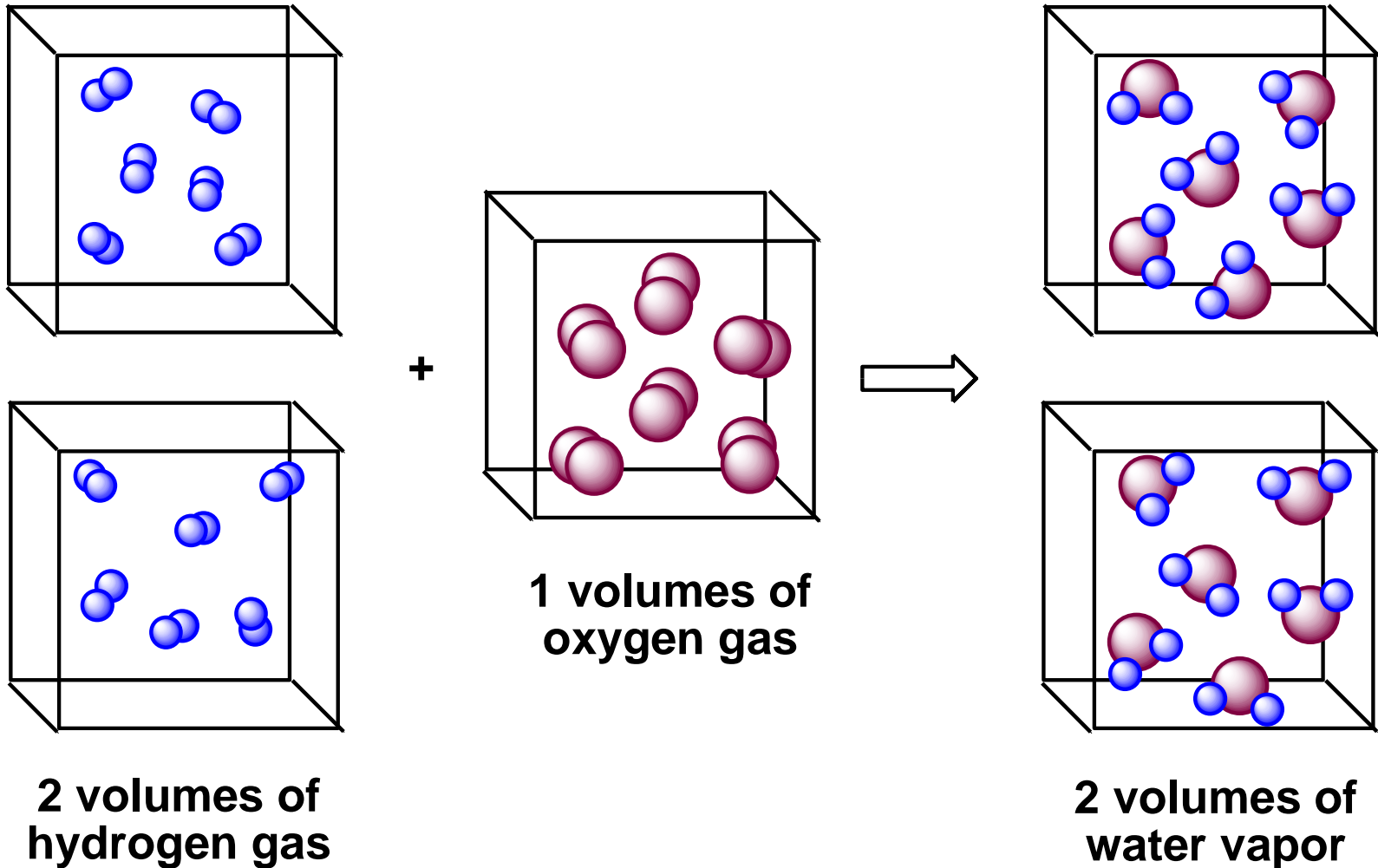


Hipotesis Avogadro

(Penentuan Volume Gas Pereaksi dan Hasil Reaksi)

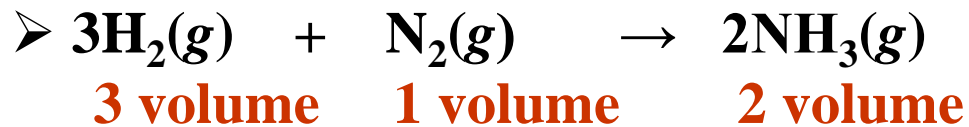
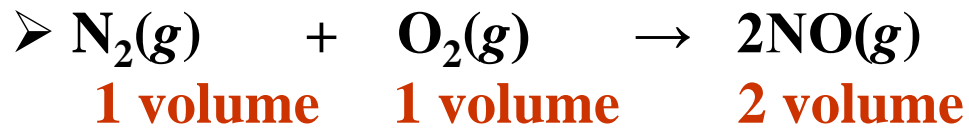
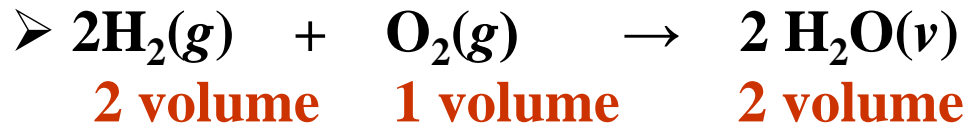
- Pada suhu dan tekanan sama, semua gas bervolume sama dan mengandung jumlah molekul yang sama pula.
- **Perbandingan volume gas-gas yang bereaksi sama dengan koefisien reaksinya.**





**Gambaran mikroskopik reaksi pembentukan uap air.
Avogadro menganggap bahwa suatu unsur dapat berupa
molekul diatomik.**

Hasil penelitian yang dilakukan Gay-Lussac dapat ditulis:



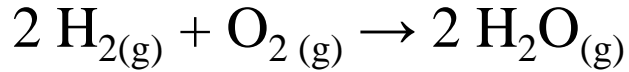
Perbandingan koefisien ketiga reaksi di atas sama dengan perbandingan volume gas.

Volume reaktan dan produk dapat dinyatakan dengan satuan liter atau satuan volume lainnya.



CONTOH SOAL

Pada reaksi pembentukkan uap air:



Jika volume gas H_2 yang diukur pada suhu 25°C dan tekanan 1 atm adalah 10 liter, maka volume gas O_2 dan H_2O pada tekanan dan suhu yang sama dapat ditentukan dengan cara sebagai berikut :

Volume H_2 : Volume O_2 = Koefisien H_2 : Koefisien O_2

Volume $\text{O}_2 = 0,5 \times 10 \text{ L} = 5 \text{ Liter}$

Coba Anda tentukan volume H_2O !

Jawab :

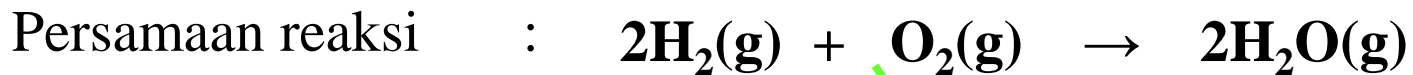
Volume $\text{H}_2\text{O} = 2/2 \times 10 \text{ L} = 10 \text{ Liter}$



LATIHAN SOAL

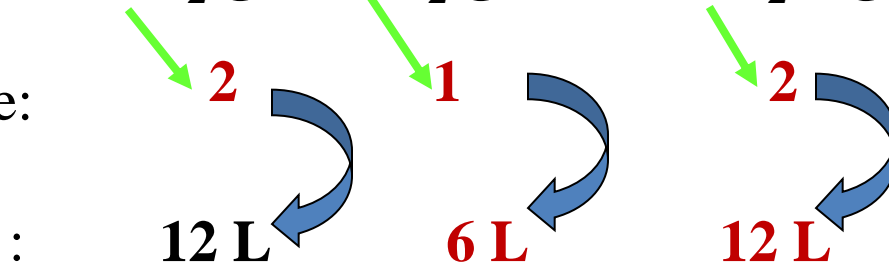
1. Pada reaksi antara gas hidrogen dan gas oksigen menghasilkan uap air. Berapa liter gas oksigen yang diperlukan dan berapa liter uap air yang dihasilkan apabila gas hidrogen yang direaksikan sebanyak 12 liter.

Jawab :



Perbandingan volume:

Volume



**Jadi volume gas oksigen yang diperlukan 6 L,
sedangkan uap air yang dihasilkan 12 L**



LATIHAN

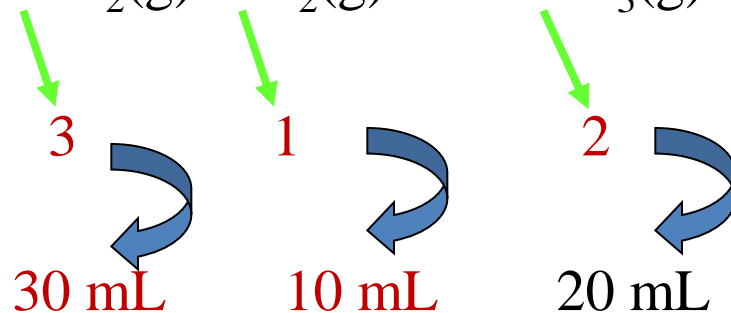
2. Pada temperatur dan tekanan yang sama direaksikan 30 mL gas hidrogen dengan 10 mL gas nitrogen menghasilkan gas amoniak. Tentukan jumlah volume gas amoniak yang terbentuk!

Jawab:



Perbandingan volume:

Volume :



Jadi volume gas amoniak yang terbentuk 20 mL



LATIHAN

3. Berapa volume gas belerang trioksida yang terbentuk apabila 2 Liter gas belerang dioksida bereaksi sempurna dengan gas oksigen?

Jawab :



Perbandingan volume : 2 1 2

Volume : 2 L 1 L 2L

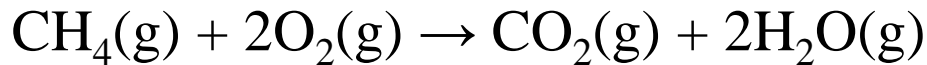
Jadi volume gas belerang trioksida yang terbentuk 2 L



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 :



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?





Amedeo Avogadro

Menerapkan Hukum Gay Lussac dan Hipotesis Avogadro

Apabila diukur pada suhu dan tekanan yang sama, maka perbandingan volume gas yang bereaksi dan hasil reaksi merupakan bilangan bulat dan sederhana (**Hk. Guy Lussac**)

Pada suhu dan tekanan yang sama, maka semua gas yang volumenya sama akan mengandung jumlah molekul yang sama (**Hipotesis Avogadro**)



LATIHAN

1. Pada suhu dan tekanan tertentu, 2 liter gas nitrogen mengandung 8×10^{22} molekul. Berapa molekul yang ada pada 10 liter gas amonia jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama?

Jawab :

Pada suhu dan tekanan yang sama, setiap gas yang volumenya sama mempunyai jumlah molekul yang sama

2 liter gas nitrogen = 8×10^{22} molekul



2 liter gas amonia = 8×10^{22} molekul



10 liter gas amonia = $10/2 \times 8 \times 10^{22}$ molekul

= 4×10^{23} molekul



LATIHAN

2. Pada suhu dan tekanan tertentu, 5 liter gas N_2 mengandung 6×10^{20} molekul. Berapa volume gas H_2 yang mengandung 24×10^{20} molekul pada kondisi yang sama?

Jawab:

Pada suhu dan tekanan yang sama, setiap gas yang volumenya sama mempunyai jumlah molekul yang sama

$$5 \text{ liter gas } N_2 = 6 \times 10^{20} \text{ molekul}$$



$$5 \text{ liter gas } H_2 = 6 \times 10^{20} \text{ molekul}$$



$$\begin{aligned} 24 \times 10^{20} \text{ molekul } H_2 &= \frac{24 \times 10^{20}}{6 \times 10^{20}} \times 5 \text{ Liter} \\ &= 20 \text{ Liter} \end{aligned}$$



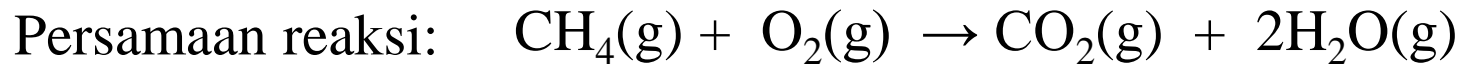
LATIHAN

3. Berapa liter gas oksigen yang diperlukan untuk membakar sempurna 5L gas CH_4 yang mengandung 1×10^{20} molekul? Reaksi tersebut diukur pada temperatur dan tekanan yang sama, dengan persamaan reaksi :



Berapa jumlah molekul H_2O yang dihasilkan?

Jawab :



Perb. volume	:	1	1	2
Volume	:	5 L	5 L	10 L
Jml. Molekul	:	1×10^{20}		2×10^{20}

Jumlah volume gas oksigen yang diperlukan 5 L

Jumlah molekul H_2O yang dihasilkan 2×10^{20}



SUMMARY

- (1) Lavoisier (1743-1794) suggested the law of conservation of mass which states that “in the chemical reaction mass is neither created nor destroyed”.
- (2) Joseph Proust (1754-1826) suggested the law of definite proportions which showed that “a given compound always contain exactly the same proportion of elements by mass”.
- (3) Dalton proposed that elements are made of tiny particles called *atoms*. All atoms of a given element are identical in mass and in all other properties, but atoms of different element have different mass and properties.



SUMMARY

- (4) Dalton proposed that “**chemical reactions only rearrange the way the atoms are combined; the atoms themselves are unchanged**”. This postulate may be regarded as the explanation of the law of conservation of mass.
- (5) Dalton theory also predicts the possibility of the same elements to combine in different ratios to give different compounds. This lead to formulation of the law of multiple proportions: **when two elements form a series of compounds, the different masses of one element that combine with the same mass of other element are in the ratio of small whole-number.**



SUMMARY

- (6) Gay-Lussac discovered the law of combining volumes: “**the volume of two reacting gases (at the same temperature and pressure) is in the ratio of simple integers**”. Moreover, the ratio of the volume of each product gas to the volume of either reacting gas is the ratio of simple integers.
- (7) Avogadro, proposed a hypothesis which state that “**equal volumes of different gases (at the same temperature and pressure) contain equal number of particles**”.

