

Kode KIM. 04

# Konsep Mol



**BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM  
DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN  
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH  
DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL**

**2004**

Kode KIM.04

# Konsep Mol

Penyusun  
*Dra. Utiya Azizah, M. Pd.*

Editor

Drs. Sukarmin, M. Pd.

**BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM  
DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN  
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH  
DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL  
2004**

# Kata Pengantar

---

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa atas karunia dan hidayah-Nya, kami dapat menyusun bahan ajar modul manual untuk SMK Bidang Adaptif, yakni mata pelajaran Fisika, Kimia dan Matematika. Modul yang disusun ini menggunakan pendekatan pembelajaran berdasarkan kompetensi, sebagai konsekuensi logis dari Kurikulum SMK Edisi 2004 yang menggunakan pendekatan kompetensi (*CBT: Competency Based Training*).

Sumber dan bahan ajar pokok Kurikulum SMK Edisi 2004 adalah modul, baik modul manual maupun interaktif dengan mengacu pada Standar Kompetensi Nasional (SKN) atau standarisasi pada dunia kerja dan industri. Dengan modul ini, diharapkan digunakan sebagai sumber belajar pokok oleh peserta diklat untuk mencapai kompetensi kerja standar yang diharapkan dunia kerja dan industri.

Modul ini disusun melalui beberapa tahapan proses, yakni mulai dari penyiapan materi modul, penyusunan naskah secara tertulis, kemudian disetting dengan bantuan alat-alat komputer, serta divalidasi dan diujicobakan empirik secara terbatas. Validasi dilakukan dengan teknik telaah ahli (*expert-judgment*), sementara ujicoba empirik dilakukan pada beberapa peserta diklat SMK. Harapannya, modul yang telah disusun ini merupakan bahan dan sumber belajar yang berbobot untuk membekali peserta diklat kompetensi kerja yang diharapkan. Namun demikian, karena dinamika perubahan sains dan teknologi di industri begitu cepat terjadi, maka modul ini masih akan selalu dimintakan masukan untuk bahan perbaikan atau direvisi agar supaya selalu relevan dengan kondisi lapangan.

Pekerjaan berat ini dapat terselesaikan, tentu dengan banyaknya dukungan dan bantuan dari berbagai pihak yang perlu diberikan penghargaan dan ucapan terima kasih. Oleh karena itu, dalam kesempatan ini tidak berlebihan bilamana disampaikan rasa terima kasih dan penghargaan yang

sebesar-besarnya kepada berbagai pihak, terutama tim penyusun modul (penulis, editor, tenaga komputerisasi modul, tenaga ahli desain grafis) atas dedikasi, pengorbanan waktu, tenaga, dan pikiran untuk menyelesaikan penyusunan modul ini.

Kami mengharapkan saran dan kritik dari para pakar di bidang psikologi, praktisi dunia usaha dan industri, dan pakar akademik sebagai bahan untuk melakukan peningkatan kualitas modul. Diharapkan para pemakai berpegang pada azas keterlaksanaan, kesesuaian dan fleksibilitas, dengan mengacu pada perkembangan IPTEK pada dunia usaha dan industri dan potensi SMK dan dukungan dunia usaha industri dalam rangka membekali kompetensi yang terstandar pada peserta diklat.

Demikian, semoga modul ini dapat bermanfaat bagi kita semua, khususnya peserta diklat SMK Bidang Adaptif untuk mata pelajaran Matematika, Fisika, Kimia, atau praktisi yang sedang mengembangkan modul pembelajaran untuk SMK.

Jakarta, Desember 2004  
a. n. Direktur Jenderal Pendidikan  
Dasar dan Menengah  
Direktur Pendidikan Menengah Kejuruan,



Dr. Ir. Gatot Hari Priowirjanto, M. Sc.  
NIP 130 675 814

# Kata Pengantar

---

Modul Kimia untuk siswa SMK ini disusun dengan mengacu kepada kurikulum SMK Edisi 2004. Modul merupakan salah satu media yang sesuai dan tepat untuk mencapai suatu tujuan tertentu pada setiap pembelajaran. Bagi siswa, selain dapat dipakai sebagai sumber belajar, modul juga dapat dijadikan sebagai pedoman dalam melakukan suatu kegiatan tertentu. Bagi sekolah menengah kejuruan, modul merupakan media informasi yang dirasakan efektif, karena isinya yang singkat, padat informasi, dan mudah dipahami oleh siswa sehingga proses pembelajaran yang tepat guna akan dapat dicapai.

Dalam modul ini dipelajari bagaimana menghitung jumlah mol bila dikonversikan dengan jumlah partikel, massa dan volume zat. Untuk mempelajari pengertian mol, lebih dulu memahami pengertian massa atom relatif ( $A_r$ ), massa molekul relatif ( $M_r$ ), massa molar zat dan volume molar zat. Disamping itu siswa harus memahami hukum-hukum yang mendasari ilmu kimia, diantaranya hukum Dalton, Hukum Boyle, Hukum Gay Lussac dan Hukum Avogadro.

Akhir kata, diharapkan modul ini dapat meringankan tugas guru dalam mengajar. Tak lupa juga kami mengharapkan kritik dan masukan dari para pemakai dan pemerhati buku pelajaran. Semoga modul ini bermanfaat bagi siswa khususnya, dan dapat membuat siswa belajar kimia dengan senang, sehingga dapat meningkatkan kualitas pendidikan di Indonesia.

Surabaya, Desember 2004

Penyusun

Utiya Azizah

# Daftar Isi

---

📖 Halaman Sampul .....	i
📖 Halaman Francis .....	ii
📖 Kata Pengantar .....	iii
📖 Kata Pengantar .....	v
📖 Daftar Isi .....	vi
📖 Peta Kedudukan Modul.....	viii
📖 Daftar Judul Modul .....	ix
📖 Glosary .....	x

## I. PENDAHULUAN

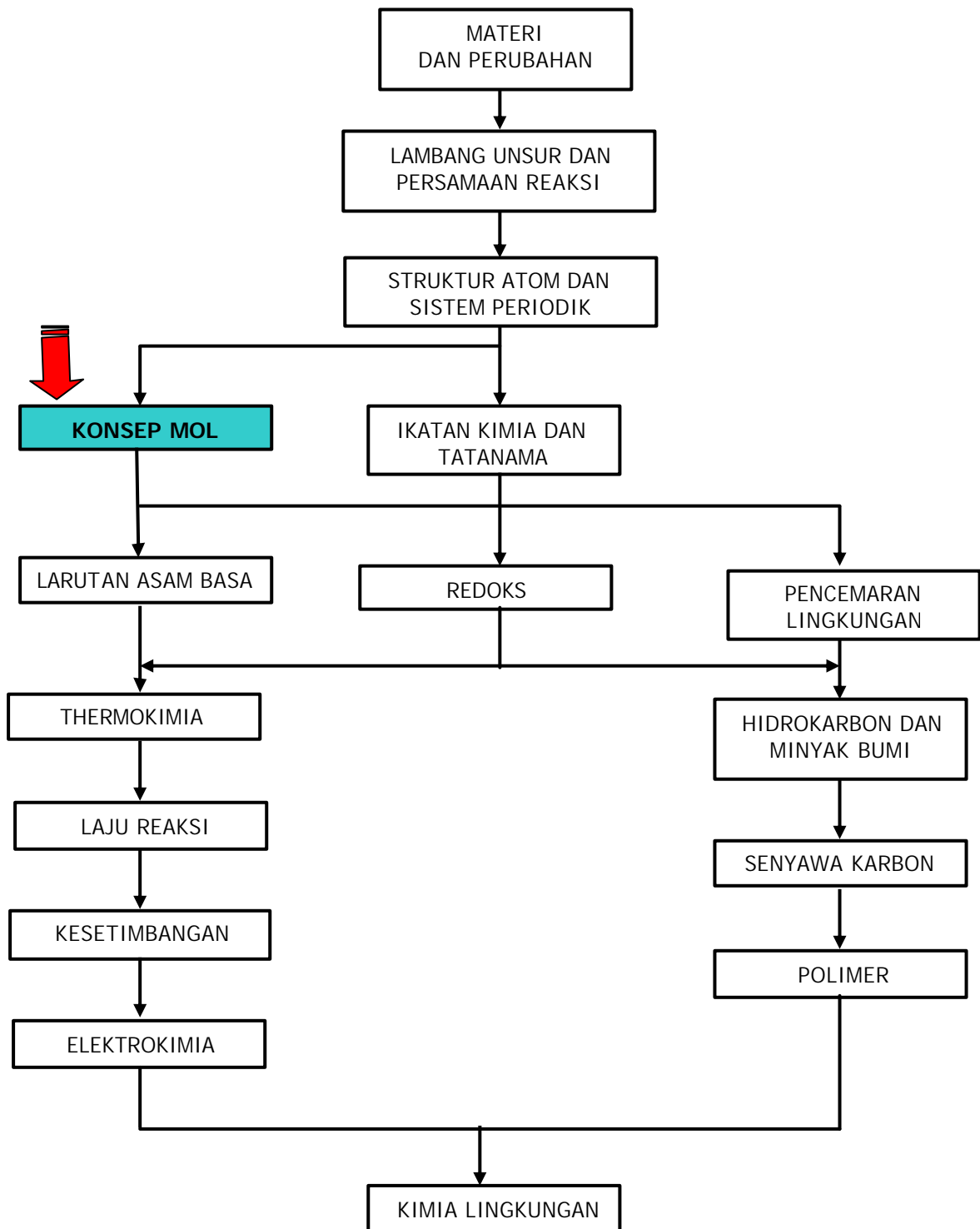
A. Deskripsi .....	1
B. Prasyarat .....	1
C. Petunjuk Penggunaan Modul.....	1
D. Tujuan Akhir .....	2
E. Kompetensi.....	3
F. Cek Kemampuan .....	4

## II. PEMBELAJARAN

<b>A. Rencana Belajar Peserta Diklat .....</b>	<b>5</b>
<b>B. Kegiatan Belajar .....</b>	<b>6</b>
<b>1. Kegiatan Belajar 1.....</b>	<b>6</b>
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran .....	6
b. Uraian Materi.....	6
c. Rangkuman.....	23
d. Tugas .....	24
e. Tes Formatif.....	25
f. Kunci Jawaban.....	25
<b>2. Kegiatan Belajar 2.....</b>	<b>29</b>
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran .....	29
b. Uraian Materi.....	29
c. Rangkuman.....	38
d. Tugas .....	39
e. Tes Formatif.....	39
f. Kunci Jawaban.....	40

<b>III. EVALUASI</b> .....	41
A. Tes tertulis .....	41
<b>KUNCI JAWABAN</b> .....	43
A. Tes tertulis .....	43
<b>IV. PENUTUP</b> .....	47
<b>DAFTAR PUSTAKA</b> .....	48

# Peta Kedudukan Modul



# Daftar Judul Modul

---

No.	Kode Modul	Judul Modul
1	KIM. 01	Materi dan Perubahannya
2	KIM. 02	Lambang Unsur dan Persamaan Reaksi
3	KIM. 03	Struktur Atom dan Sistem Periodik Unsur
4	KIM. 04	Konsep Mol
5	KIM. 05	Ikatan Kimia
6	KIM. 06	Larutan Asam Basa
7	KIM. 07	Reaksi Oksidasi dan Reduksi
8	KIM. 08	Pencemaran Lingkungan
9	KIM. 09	Termokimia
10	KIM. 10	Laju Reaksi
11	KIM. 11	Keseimbangan Kimia
12	KIM. 12	Elektrokimia
13	KIM. 13	Hidrokarbon dan Minyak Bumi
14	KIM. 14	Senyawa Karbon
15	KIM. 15	Polimer
16	KIM. 16	Kimia Lingkungan

# Glossary

ISTILAH	KETERANGAN
Massa atom relatif (Ar)	Perbandingan massa rata-rata satu atom suatu unsur terhadap $\frac{1}{12}$ kali massa satu atom karbon-12 ( $^{12}\text{C}$ ).
Massa molekul relatif (Mr)	Perbandingan massa satu molekul suatu senyawa terhadap $\frac{1}{12}$ kali massa satu atom karbon-12 ( $^{12}\text{C}$ ).
Mol	Jumlah dari suatu zat yang mengandung jumlah satuan dasar (atom, molekul, ion) yang sama dengan atom-atom dalam 12 g isotop $^{12}\text{C}$ .
Massa molar zat	Massa 1 mol zat yang nilainya sama dengan massa atom relatif atau massa molekul relatif tersebut dalam satuan g/mol.
Volume molar gas	Volume 1 mol suatu gas pada keadaan standar (STP) yaitu pada suhu $0^{\circ}\text{C}$ dan 1 atm ( $V_{\text{STP}} = 22,4 \text{ L/mol}$ )
Hukum Dalton	Tekanan total gas sama dengan jumlah tekanan parsial tiap gas dalam campuran
Hukum Boyle	Pada suhu tetap volume sejumlah tertentu gas berbanding terbalik dengan tekanan
Hukum Gay Lussac	Pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi merupakan bilangan yang bulat dan sederhana
Hukum Avogadro	Pada suhu dan tekanan yang sama, semua gas yang memiliki volume sama akan memiliki jumlah molekul yang sama

# BAB I. PENDAHULUAN

---

## A. Deskripsi

Dalam modul ini Anda akan mempelajari pengertian tentang konsep mol. Konsep mol digunakan untuk menghitung jumlah partikel yang terkandung pada suatu materi. Partikel-partikel materi dapat berupa atom, molekul dan ion. Karena ukuran atom sangat kecil, maka penentuan massa atom menggunakan perbandingan suatu atom standar yaitu atom karbon-12 ( $^{12}\text{C}$ ). Namun saat ini, penentuan massa atom dan molekul dilakukan dengan menggunakan spektrometer massa.

Ilmu kimia adalah ilmu berdasarkan eksperimen, yang dimulai dengan pengamatan, yang akhirnya dapat ditemukan suatu keteraturan. Data yang diperoleh dengan adanya ketentuan secara eksperimen disebut hukum. Dalam perkembangan ilmu kimia, telah ditemukan beberapa hukum yang dikenal dengan hukum dasar Ilmu Kimia yang akan dipelajari dalam modul ini yaitu hukum Dalton, hukum Boyle, hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro.

## B. Prasyarat

Agar dapat mempelajari modul ini Anda harus memahami atom, molekul dan ion sebagai partikel-partikel materi serta lambang unsur dan persamaan reaksi kimia.

## C. Petunjuk Penggunaan Modul

1. Pelajari daftar isi serta skema kedudukan modul dengan cermat dan teliti karena dalam skema modul akan nampak kedudukan modul yang sedang Anda pelajari ini diantara modul-modul yang lain.
2. Perhatikan langkah-langkah dalam melakukan pekerjaan dengan benar untuk mempermudah dalam memahami suatu proses pekerjaan, sehingga diperoleh hasil yang maksimal.

3. Pahami setiap materi teori dasar yang akan menunjang penguasaan suatu pekerjaan dengan membaca secara teliti. Apabila terdapat evaluasi, maka kerjakan evaluasi tersebut sebagai sarana latihan.
4. Jawablah tes formatif dengan jawaban yang singkat dan jelas serta kerjakan sesuai dengan kemampuan Anda setelah mempelajari modul ini.
5. Bila terdapat penugasan, kerjakan tugas tersebut dengan baik dan jika perlu konsultasikan hasil tersebut pada guru/instruktur.
6. Catatlah kesulitan yang Anda dapatkan dalam modul ini untuk ditanyakan pada guru pada saat kegiatan tatap muka. Bacalah referensi yang lain yang berhubungan dengan materi modul agar Anda mendapatkan pengetahuan tambahan.

#### **D. Tujuan Akhir**

Setelah mempelajari modul ini diharapkan anda dapat:

- o Menjelaskan pengertian konsep mol
- o Menentukan massa atom relatif dan massa molekul relatif
- o Menjelaskan pengertian massa molar zat dan volume gas pada suhu dan tekanan tertentu (STP)
- o Menghitung jumlah mol yang dikonversikan dengan jumlah partikel, massa dan volume zat
- o Menerapkan hukum Dalton, hukum Boyle, hukum Gay-Lussac dan hukum Avogadro

## E. Kompetensi

Kompetensi : KONSEP MOL  
 Program Keahlian : Program Adaptif  
 Mata diklat/Kode : KIMIA/KIM. 04  
 Durasi Pembelajaran : 18 jam @ 45 menit

SUB KOMPETENSI	KRITERIA KINERJA	LINGKUP BELAJAR	MATERI POKOK PEMBELAJARAN		
			SIKAP	PENGETAHUAN	KETERAMPILAN
1. Menjelaskan konsep mol	? Pengertian mol dijelaskan sebagai satuan jumlah zat ? Jumlah mol dikonversikan dengan jumlah partikel, massa dan volume zat	? Jumlah partikel ? Massa atom dan massa molekul ? Volume gas pada keadaan STP ? Konsep mol	? Teliti mengkonversikan jumlah mol ke dalam jumlah partikel, massa dan volume ? Kritis ? Jujur ? obyektif	? Pengertian konsep mol ? Penjelasan massa atom relatif (Ar) dan massa molekul relatif (Mr) ? Pengertian massa molar zat, volume molar zat ? Perhitungan konsep mol	? Menginterpretasikan data tentang konsep mol
2. Hukum Dasar	? Hukum Dalton ? Hukum Boyle ? Hukum Gay Lussac ? Hukum Avogadro	? Hukum Dalton ? Hukum Boyle ? Hukum Gay Lussac ? Hukum Avogadro ? Persamaan reak-si pembakaran ? Digunakan untuk mendukung materi: - Fotoreproduksi - Cetak tinggi - Ofset - Sablon	? Teliti ? Kritis ? Jujur ? Obyektif	? Menyebutkan pengertian Hukum Dalton, Boyle, Gay Lussac, Avogadro ? Perhitungan kimia berdasarkan hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro	? Menerapkan hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro dalam perhitungan kimia

## **F. Cek Kemampuan**

1. Jelaskan pengertian mol!
2. Bagaimana cara menentukan massa atom relatif ( $A_r$ ) dan massa molekul relatif ( $M_r$ )?
3. Jelaskan pengertian massa molar zat dan volume gas pada suhu dan tekanan tertentu (STP)!
4. Uraikan cara perhitungan jumlah mol yang dikonversikan dengan jumlah partikel, massa dan volume zat!
5. Bagaimana bunyi hukum Dalton, hukum Boyle, hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro?



## B. KEGIATAN BELAJAR

### 1. Kegiatan Belajar 1

#### a. Tujuan kegiatan pembelajaran

Setelah mempelajari kegiatan belajar 1, diharapkan Anda dapat:

- Menjelaskan pengertian mol yang dijelaskan sebagai satuan jumlah partikel zat.
- Menjelaskan arti massa atom relatif ( $A_r$ ) dan massa molekul relatif ( $M_r$ ).
- Menentukan massa atom relatif dari massa rata-rata dan kelimpahan isotop.
- Menghitung massa molekul relatif suatu senyawa.
- Menjelaskan pengertian massa molar.
- Menjelaskan volume molar gas pada STP ( $0^\circ\text{C}$  dan 1 atmosfer).
- Menghitung volume sejumlah massa gas pada suhu dan tekanan tertentu.
- Menghitung jumlah mol yang dikonversikan dengan jumlah partikel, massa dan volume zat.

#### b. Uraian materi

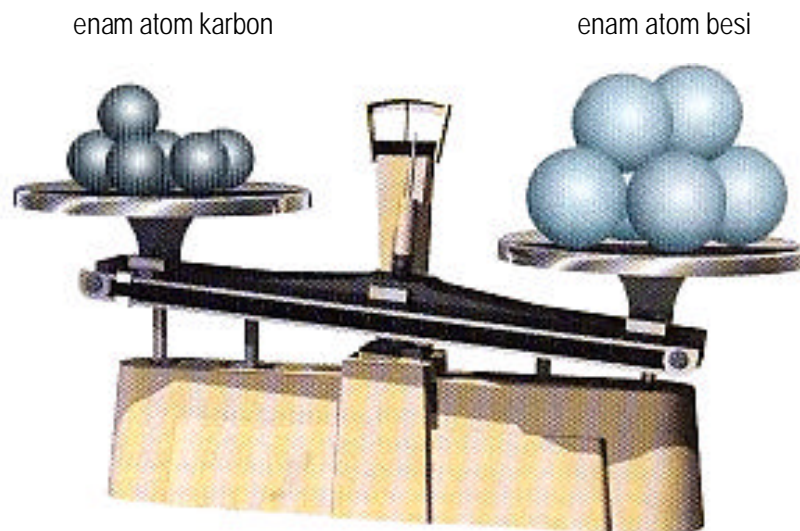
Kunci suksesnya teori atom Dalton adalah pernyataan bahwa tiap unsur mempunyai atom dengan massa atom yang spesifik. Menurut Dalton, massa atom adalah sifat utama unsur yang membedakan satu unsur dengan yang lain, sehingga para ahli kimia berupaya mencari bagaimana cara mengukur massa atom tersebut. Namun, bagaimana hal ini dapat dikerjakan?

Atom adalah partikel yang sangat kecil sehingga tidak dapat dilihat walaupun dengan mikroskop. Kita tidak dapat mengambil satu atau beberapa atom lalu menimbanginya, dan juga tidak ada neraca untuk itu. Oleh sebab itu, dicari jalan lain berdasarkan teori yang ada.

## Massa Atom Relatif

Semua senyawa di alam ini terbentuk dari atom-atomnya dengan perbandingan massa atom yang tetap. Sebagai contoh dalam kehidupan sehari-hari massa sebuah anggur adalah 1 g, dan sebuah jeruk massanya tiga kali massa anggur tersebut. Dapat dikatakan bahwa massa jeruk adalah 3 g. Dengan demikian kita telah menemukan *massa relatif* dari anggur dan jeruk.

Bila hidrogen dan klor membentuk senyawa hidrogen klorida dengan rumus HCl, dalam senyawa ini selalu ditemukan bahwa massa atom klor 35,5 x massa atom hidrogen. Karena atom-atomnya berada dalam jumlah yang sama, maka dapat disimpulkan bahwa tiap atom klor harus 35,5 x lebih berat dari atom hidrogen. Karena itu kita telah menemukan *massa relatif* dari atom hidrogen dan klor.



**Gambar 1.**

**Massa relatif besi dan karbon.** Massa atom besi 4,65 x massa atom karbon, hal ini berarti massa enam atom besi 4,65 x massa 6 atom karbon.

Berdasarkan contoh diatas, kita dapat melihat bahwa dengan diketahui rumus dari suatu senyawa dan mengukur perbandingan massa dari unsur-unsurnya, dapat ditentukan massa dari atom-atomnya. Bila massa dari salah satu atom unsurnya diketahui, maka massa atom lain dari molekul dapat

ditentukan, sehingga harus dicari suatu atom sebagai *massa standar*. Perbandingan massa satu atom dengan massa atom standar disebut **massa atom relatif (Ar)**.

Karena atom sangat ringan, maka tidak dapat digunakan satuan g dan kg untuk massa atom, maka digunakan **satuan massa atom (s. m. a)** (Simbol SI adalah **u**). Pada mulanya dipilih hidrogen sebagai standar karena merupakan atom teringan. Kemudian diganti dengan oksigen karena dapat bersenyawa dengan hampir semua unsur lain. Jika atom hidrogen ditetapkan mempunyai massa 1 s. m. a (satuan massa atom), maka oksigen mempunyai massa 16 s. m. a. Dengan demikian yang disebut massa atom relatif (Ar) dari unsur X adalah:

$$\text{Ar X} = \frac{\text{massa 1 atom X}}{\text{massa 1 atom H}} \quad \text{atau} \quad \text{Ar X} = \frac{\text{massa 1 atom X}}{\frac{1}{16} \text{ massa atom O}}$$

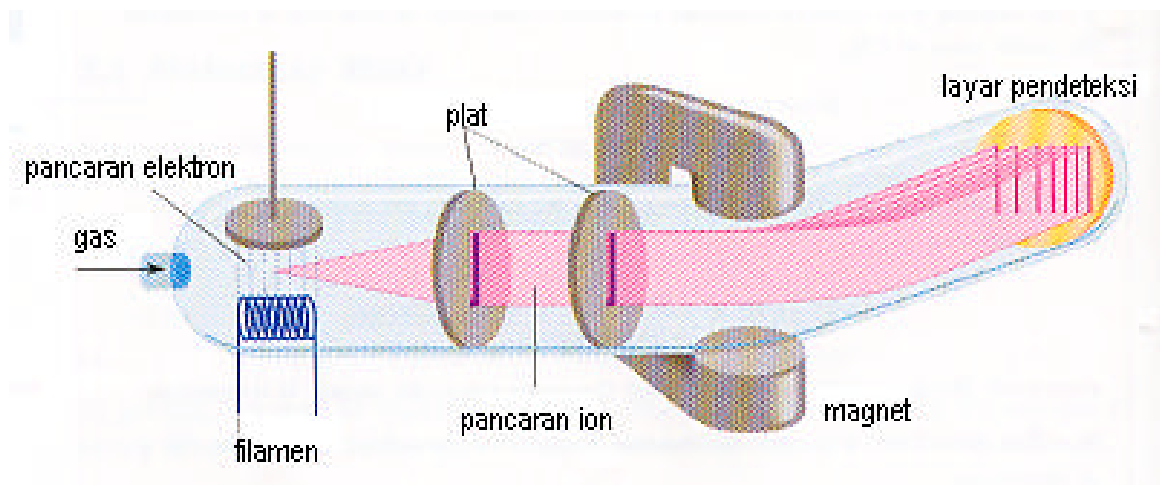
Salah satu syarat massa standar adalah stabil dan murni. Tetapi karena oksigen yang terdapat di alam merupakan campuran dari tiga isotop  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$  dan  $^{18}\text{O}$  dengan kelimpahan masing-masing 99,76%, 0,04%, dan 0,20%, akhirnya pada tahun 1960 berdasarkan kesepakatan internasional ditetapkan karbon-12 atau  $^{12}\text{C}$  sebagai standar dan mempunyai massa atom 12 s. m. a. Karena setiap unsur terdiri dari beberapa isotop, maka definisi massa atom relatif (Ar) diubah menjadi perbandingan *massa rata-rata* satu atom unsur terhadap massa atom  $^{12}\text{C}$ .

$$\text{Ar X} = \frac{\text{massa rata-rata 1 atom X}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C}} \cdot 12$$

Dan  $^{12}\text{C}$  ditetapkan mempunyai massa 12 s. m. a. Setelah diteliti dengan cermat, 1 s. m. a =  $1,66 \times 10^{-24}$  g dan massa isotop  $^{12}\text{C} = 1,99 \times 10^{-23}$  g.

Perlu dicatat bahwa massa atom relatif ( $A_r$ ) merupakan perbandingan massa, sehingga tidak mempunyai satuan. Massa atom relatif sangat penting dalam ilmu kimia untuk mengetahui sifat unsur dan senyawa. Yang menjadi masalah, bagaimana menentukannya secara tepat dan benar.

Saat ini penentuan massa atom relatif dan massa molekul relatif dilakukan dengan menggunakan **spektrometer massa (Gambar 2)**. Dengan alat ini, ternyata diketahui bahwa atom suatu unsur dapat memiliki massa yang berbeda-beda (disebut **isotop**). Pertama kali spektrometer massa dikembangkan oleh ahli fisika dari Inggris F. W. Aston pada tahun 1920. Dengan menggunakan alat tersebut, Aston menemukan 3 isotop neon di alam yaitu 90,92%  $^{20}\text{Ne}$  dengan massa 19,9924 sma; 0,26%  $^{21}\text{Ne}$  dengan massa 20,9940 sma; dan 8,82%  $^{22}\text{Ne}$  dengan massa 21,9914 sma (**Gambar 3**)

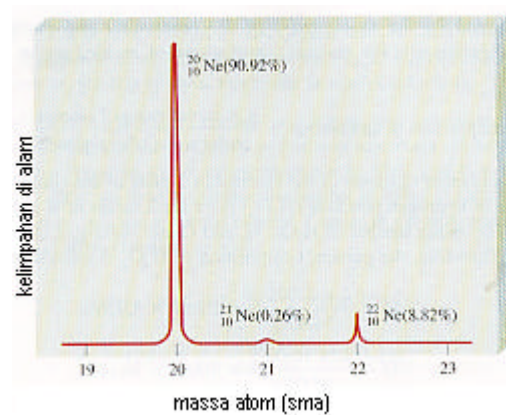


**Gambar 2**

Diagram skema salah satu jenis spektrometer massa

**Gambar 3**

Spektrum massa dari tiga isotop neon



Ada 20 unsur (Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, dan Bi) yang merupakan **monoisotop**. Sedangkan unsur-unsur yang lain mempunyai dua atau lebih isotop. Untuk unsur-unsur ini, massa atom relatif (Ar) merupakan nilai rata-rata massa dari setiap massa isotop atom dalam unsur tersebut dengan memperhitungkan kelimpahannya. Misalnya, untuk suatu unsur mempunyai dua macam isotop, berlaku rumus:

$$Ar = \frac{(\% \text{ kelimpahan isotop 1} \times \text{massa isotop 1}) + (\% \text{ kelimpahan isotop 2} \times \text{massa isotop 2})}{\% \text{ kelimpahan isotop 1} + \% \text{ kelimpahan isotop 2}}$$

Sebagai contoh yang baik adalah klor, yang mempunyai dua isotop yaitu,  $^{35}\text{Cl}$  dan  $^{37}\text{Cl}$ . Di alam 75,77% atom dalam keadaan  $^{35}\text{Cl}$  mempunyai massa 34,968852 sma dan 24,23% adalah  $^{37}\text{Cl}$  yang massa atom 36,965903. Sehingga massa atom sama dengan

$$0,7577 (34,968852) + 0,2423 (36,965903) = 26,496 + 8,957 = 35,453$$

Untuk unsur yang memiliki lebih dari dua isotop, rumus tersebut dapat disesuaikan.

Tahun 1961, IUPAC menetapkan standar penetapan massa atom relatif terhadap massa isotop karbon-12 ( $^{12}\text{C}$ ). Massa beberapa isotop ditunjukkan dalam **Tabel 1**.

**Tabel 1. Massa beberapa isotop (sma)**

Isotop	Massa	Isotop	Massa
H - 1	1,00783	Si - 28	27,9769
H - 2	2,01410	Si - 29	28,9765
H - 3	3,01605	Si - 30	29,9738
C - 12	12,00000	Cl - 35	34,9689
C - 13	13,00335	Cl - 37	36,9659
O - 16	15,9949	Ar - 38	37,9627
O - 17	16,9991	Ar - 40	39,9624
O - 18	17,9992		

**Contoh Soal 1**

Bila Ar Fe = 55,845 sma dan massa 1 atom  $^{12}\text{C} = 1,99 \times 10^{-23}$  g, tentukan massa 1 atom besi!

**Penyelesaian**

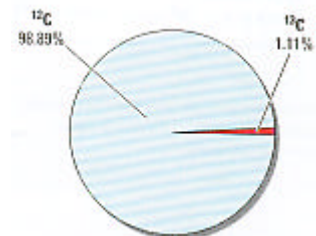
$$\text{Ar Fe} = \frac{\text{massa rata-rata 1 atom Fe}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa 1 atom Fe} &= \text{Ar Fe} \times \frac{1}{12} \times \text{massa 1 atom } ^{12}\text{C} \\ &= 55,845 \times \frac{1}{12} \times 1,99 \times 10^{-23} \text{ g} = 9,26 \times 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

Jadi, massa 1 atom besi =  $9,26 \times 10^{-23}$  g

**Contoh Soal 2**

Di alam terdapat isotop  $^{12}\text{C} = 12,0000$  sma yang memiliki kelimpahan 98,89% dan isotop  $^{13}\text{C} = 13,00335$  sma yang memiliki kelimpahan 1,11%. Tentukan Ar rata-rata karbon!



## Penyelesaian

$$\text{Ar C} = \frac{(98,89 \times 12,0000) + (1,11 \times 13,00335)}{98,89 + 1,11}$$

$$\text{Ar C} = \frac{1186,6800 + 14,4337}{100} = 12,0111 \text{ sma}$$

---

## Massa Molekul Relatif dan Massa Rumus Relatif

Konsep massa relatif tidak hanya untuk atom tetapi juga untuk molekul. Menurut Dalton, dua unsur/lebih dapat bergabung membentuk senyawa dengan perbandingan tertentu. Partikel terkecil senyawa adalah molekul yang mempunyai massa tertentu. Perbandingan massa molekul dengan massa standar disebut **massa molekul relatif (Mr)**, ditulis sebagai berikut:

$$\text{Mr} = \frac{\text{massa rata-rata 1 molekul senyawa}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

$$\text{Mr air} = \frac{\text{massa satu molekul air}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}} \cdot 18$$

Namun, beberapa senyawa tidak memiliki partikel dasar molekul melainkan ion. Untuk senyawa semacam ini, istilah yang dipakai adalah **massa rumus relatif** dengan lambang sama yaitu Mr.

Masih ingatkah Anda, bahwa molekul merupakan gabungan atom-atom? Berdasarkan hal tersebut, massa molekul relatif (Mr) merupakan penjumlahan Ar atom-atom penyusunnya.

$$\text{Mr} = \sum \text{Ar}$$

---

### Contoh Soal 3

Hitunglah Mr  $\text{CaBr}_2$ , bila Ar Ca = 40,078 dan Ar Br = 79,904

### Penyelesaian

$$\begin{aligned}\text{Mr CaBr}_2 &= 1 \times \text{Ar Ca} + 2 \times \text{Ar Br} = 1 \times 40,078 + 2 \times 79,904 \\ &= 40,078 + 159,808 = 199,886\end{aligned}$$

$$\text{Jadi Mr CaBr}_2 = 199,889$$

### Contoh Soal 4

Bila Ar H = 1,008, Ar O = 15,999 dan massa 1 atom  $^{12}\text{C} = 1,99 \times 10^{-23}$  g, tentukan massa 200 molekul air!

### Penyelesaian

$$\begin{aligned}\text{Mr H}_2\text{O} &= 2 \times \text{Ar H} + 1 \times \text{Ar O} = 2 \times 1,008 + 1 \times 15,999 \\ &= 2,016 + 15,999 = 18,015\end{aligned}$$

$$\text{Mr H}_2\text{O} = \frac{\text{massa satu molekul H}_2\text{O}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

$$\begin{aligned}\text{Massa 1 molekul H}_2\text{O} &= \text{Mr H}_2\text{O} \times \frac{1}{12} \times \text{massa 1 atom } ^{12}\text{C} \\ &= 18,015 \times \frac{1}{12} \times 1,99 \times 10^{-23} \text{ g} = 2,987 \times 10^{-23} \text{ g}\end{aligned}$$

$$\text{Jadi, massa 200 molekul air} = 200 \times 2,987 \times 10^{-23} \text{ g} = 5,974 \times 10^{-21} \text{ g}$$

---

### Konsep Mol dan Bilangan Avogadro

Jika suatu bahan mengandung banyak karbon, seperti batubara atau arang kayu dibakar, maka karbon dengan oksigen berikatan untuk menghasilkan karbon monoksida dan/atau karbon dioksida sebagai produk. Jika jumlah oksigen terbatas, maka hasilnya kaya akan karbon monoksida, yaitu gas beracun. Dengan oksigen berlebih, karbon diubah semuanya menjadi karbon dioksida. Bagaimanakah kita dapat menentukan jumlah minimum oksigen yang diperlukan untuk memastikan bahwa karbon seluruhnya telah diubah menjadi karbon dioksida?

Untuk menjawab pertanyaan semacam ini dapat digunakan ukuran yang disebut **mol**. **Mol** adalah *jumlah dari suatu zat yang mengandung jumlah satuan dasar (atom, molekul, ion) yang sama dengan atom-atom dalam 12 g isotop  $^{12}\text{C}$* . Dalam bidang kimia, seperti atom, molekul, ion-ion, atau satuan-satuan dasar digambarkan dengan simbol atau rumus. Mol adalah ukuran penting, yang merupakan satuan dasar SI untuk sejumlah zat.

Pengertian mol dapat kita analogikan sebagai berikut, bila kita menghitung telur dengan satuan lusin (12 telur), dan kertas dengan satuan rim (500 lembar), maka para ahli kimia menghitung jumlah atom-atom, molekul-molekul atau ion-ion dengan satuan jumlah yang disebut **mol**. Satu lusin merupakan angka yang sama, apakah kita mempunyai 1 lusin jeruk atau 1 lusin semangka. Walaupun 1 lusin jeruk dan satu lusin semangka tidak mempunyai massa yang sama. Demikian pula, 1 mol magnesium dan 1 mol besi mengandung atom-atom dengan angka yang sama tetapi mempunyai massa berbeda. Perhatikan **Gambar 4**, terlihat perbedaan massa dari masing-masing unsur dan senyawa, walaupun mempunyai jumlah mol yang sama.



**Gambar 4**

Masing-masing 1 mol untuk unsur dan senyawa yang berbeda. Searah jarum jam mulai dari kiri belerang, skharosa (gula), tembaga (II) sulfat pentahidrat, garam dapur, tembaga, raksa (II) oksida.

Jumlah partikel (atom, molekul atau ion) dalam satu mol disebut **bilangan Avogadro** (atau tetapan Avogadro) dengan lambang **L**. Amedeo Avogadro, adalah orang yang pertama kali mempunyai ide dari satuan ini. Harga L sebesar  $6,02 \times 10^{23}$  partikel  $\text{mol}^{-1}$ . Dapatkah Anda bayangkan

besarnya angka itu? Seandainya dapat dikumpulkan sebanyak  $6,02 \times 10^{23}$  butir jagung, jagung itu dapat tertimbun di permukaan bumi Indonesia dengan mencapai ketinggian beberapa kilometer. Dari uraian di atas, maka kita dapatkan :

$$1 \text{ mol} = L \text{ partikel}$$

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} / \text{mol}$$

Rumus yang menyatakan hubungan antara mol dan jumlah partikel sebagai berikut.

$$\text{Mol } A_n ? \frac{\text{jumlah partikel } A}{L} \text{ atau jumlah partikel } A ? n \times L$$

### Massa Molar Zat

Untuk keperluan pembuatan zat melalui reaksi, kita memerlukan sejumlah mol zat. Zat tersebut dapat diketahui massanya dengan mengetahui Ar atau Mr zat tersebut. Bagaimana hubungan mol dengan massa suatu zat? Untuk mengetahui jawabannya, amatilah tabel berikut!

**Tabel 2. Hubungan Mol dengan massa Zat**

Nama Zat	Rumus	Ar atau Mr	Jumlah Mol	Massa
Karbon	C	12,01	1 mol	12,01 gram
Oksigen	O <sub>2</sub>	16,00	1 mol	16,00 gram
Kalsium karbonat	CaCO <sub>3</sub>	100,09	1 mol	100,09 gram
Natrium hidroksida	NaOH	40,00	1 mol	40,00 gram

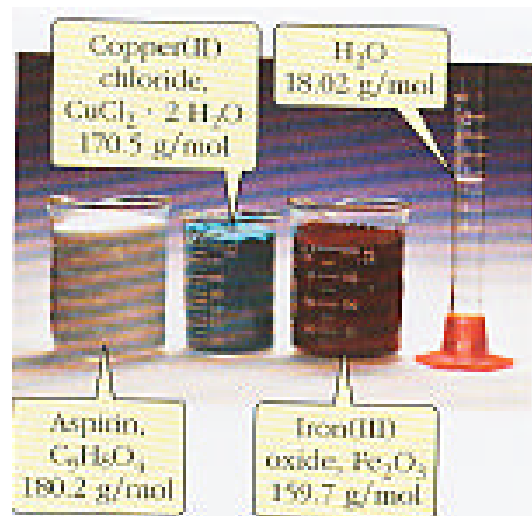
Berdasarkan tabel diatas, massa molar dari suatu zat adalah massa dari 1 mol zat tersebut. **Massa molar** adalah *bilangan yang sama dengan massa atom relatif atau massa molekul relatif, tetapi ditunjukkan dalam satuan g/mol*. Massa molar dari beberapa unsur ditunjukkan dalam **Gambar 5**.



**Gambar 5**

Massa molar dari beberapa unsur dari kiri kekanan 32 g belerang, 64 g tembaga, 201 g raksa, 4 g gas helium (dalam balon) dan 12 g karbon mengandung 1 mol atom ( $6,02 \times 10^{23}$  atom)

Sedangkan massa molar dari beberapa senyawa ditunjukkan dalam **Gambar 6** dan **Tabel 3**.



**Gambar 6**

Massa molar dari senyawa tembaga (II) klorida, air, aspirin dan besi (III) oksida.

**Tabel 3. Massa molar dari Beberapa Senyawa**

Senyawa	Rumus Struktur	Massa Molekul Relatif	Massa Molar
Amonia, NH <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$1 \text{ Ar N} + 3 \text{ Ar H} = 14,01 \text{ sma} + 3(1,01 \text{ sma}) = 17,04 \text{ sma}$	17,04 g/mol
Trifluorometana, CHF <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{F} \\   \\ \text{F} - \text{C} - \text{F} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$1 \text{ Ar C} + 1 \text{ Ar H} + 3 \text{ Ar F} = 12,011 \text{ sma} + 1,01 \text{ sma} + 3 (19,00 \text{ sma}) = 70,02 \text{ sma}$	70,02 g/mol
Belerang dioksida, SO <sub>2</sub>	$\text{O} = \text{S} - \text{O}$	$1 \text{ Ar S} + 2 \text{ Ar O} = 32,07 \text{ sma} + 2 (16,00 \text{ sma}) = 64,07 \text{ sma}$	64,07 g/mol
Gliserol, C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\   \\ \text{CHOH} \\   \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$	$3 \text{ Ar C} + 8 \text{ Ar H} + 3 \text{ Ar O} = 2 (12,011 \text{ sma}) + 8 (1,01 \text{ sma}) + 3 (16,00 \text{ sma}) = 92,11 \text{ sma}$	92,11 g/mol

Berdasarkan gambar dan tabel diatas, dapat kita katakan bahwa untuk massa atom relatif Natrium adalah 22,99 sma, massa molarnya 22,99 g/mol dan untuk massa molekul relatif karbon dioksida 44,01 sma, massa molarnya 44,01 g/mol.

Kita juga dapat menggunakan fakta-fakta tentang hubungan antara mol, bilangan Avogadro dan massa molar, dengan menulis hubungan berikut:

$$1 \text{ mol Na} = 22,99 \text{ g Na} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atom Na}$$

$$1 \text{ mol CO}_2 = 44,01 \text{ g CO}_2 = 6,02 \times 10^{23} \text{ molekul CO}_2$$

$$1 \text{ mol MgCl}_2 = 95,21 \text{ g MgCl}_2 = 6,02 \times 10^{23} \text{ unit rumus MgCl}_2$$

Bagaimana hubungan antara massa molar dan mol? Coba perhatikan uraian berikut.

Asumsikan kita memerlukan 0,25 mol Cu untuk sebuah eksperimen. Berapa gram Cu yang kita perlukan? Massa atom relatif Cu adalah 63,546 sma, maka massa molar dari Cu adalah 63,546 g/mol. Untuk menghitung massa dari 0,25 mol Cu, kita memerlukan faktor konversi 63,546 g Cu/1 mol Cu.

$$0,25 \text{ mol Cu} \times 63,546 \text{ g Cu/1 mol Cu} = 15,9 \text{ g Cu}$$

Berdasarkan contoh diatas, secara umum hubungan antara massa molar dan mol adalah sebagai berikut.

**Massa A  $\rightleftharpoons$  mol A**

$$\text{Gram A} \times \frac{1 \text{ mol A}}{\text{gram A}} = \text{mol A}$$

**mol A  $\rightleftharpoons$  massa A**

$$\text{mol A} \times \frac{\text{gram A}}{1 \text{ mol A}} = \text{gram A}$$

## Penggunaan Mol

Dalam subbab ini kita tekankan hubungan antara mol dengan massa dan volume yang didasarkan pada rumus kimia. Apakah untuk membuat obat-obatan, memperoleh logam-logam dari bijihnya, mempelajari pembakaran bahan bakar roket, mensintesis senyawa-senyawa baru, atau menguji hipotesis, ahli-ahli kimia juga memerlukan pertimbangan mol dan massa yang berhubungan dengan reaksi-reaksi kimia. Hubungan tersebut diperoleh dari persamaan kimia.

### 1. Penggunaan Massa Molar dalam Stoikiometri

Perhatikan reaksi pembakaran metana di udara untuk membentuk karbondioksida dan air, dengan persamaan reaksi berikut.



Koefisien reaksi dengan konsep mol merupakan angka banding mol zat yang tepat bereaksi dengan mol zat yang terjadi. Sehingga dalam reaksi pembakaran metana, dapat dinyatakan sebagai:

1 mol  $\text{CH}_4$  tepat bereaksi dengan 2 mol  $\text{O}_2$

1 mol  $\text{CO}_2$  dihasilkan untuk setiap 1 mol  $\text{CH}_4$  yang bereaksi

2 mol  $\text{H}_2\text{O}$  dihasilkan untuk setiap 1 mol  $\text{CO}_2$  yang dihasilkan.

Selanjutnya, kita dapat mengubah pernyataan tersebut ke dalam faktor konversi yang diketahui sebagai faktor-faktor stoikiometri. Faktor stoikiometri berhubungan dengan zat-zat yang terlibat dalam reaksi kimia yang didasarkan pada mol.

**Gambar 7**

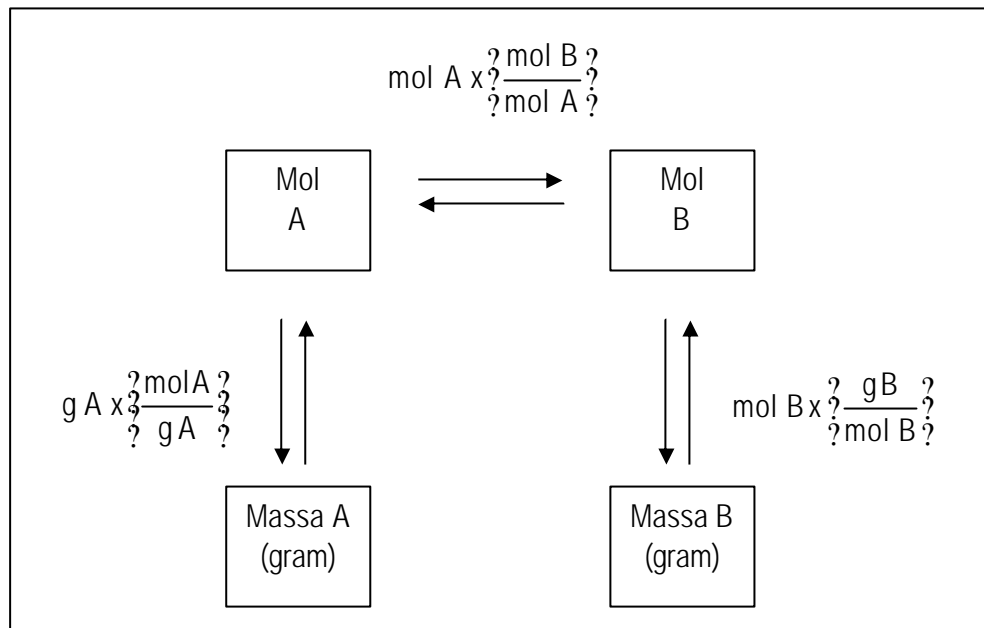
Metana merupakan komponen utama dari gas alam



Walaupun mol penting dalam dasar perhitungan persamaan kimia, kita tidak mengukur jumlah molar secara langsung. Kita menghubungkannya dengan jumlah tersebut bila mengukur massa dalam gram atau kilogram, volume dalam mililiter atau liter dan seterusnya. Jika jumlah zat-zat diketahui massanya, kita dapat menggunakan 4 tahap pendekatan seperti dibawah ini:

- |          |  |
|----------|--|
| Tahap 1. | Tulislah persamaan reaksi yang sudah disetarakan   |
| Tahap 2. | Ubahlah gram menjadi mol menggunakan massa molarnya (untuk reaktan dan produk)                                     |
| Tahap 3. | Faktor stoikiometri diperoleh dari persamaan yang telah disetarakan untuk perubahan dari mol zat-zat yang dimaksud |
| Tahap 4. | Gunakan massa molar untuk mengubah mol zat yang diinginkan menjadi massa dari zat tersebut                         |

Kita gambarkan 4 tahap pendekatan di atas dalam diagram berikut.



**Gambar 8**

Hubungan Stoikiometri dari massa reaktan (A) dan produk (B) pada persamaan kimia.

### **Contoh Soal 5**

Amonia,  $\text{NH}_3$  umumnya digunakan sebagai pupuk, dibuat dari reaksi antara hidrogen dan nitrogen dengan hati-hati pada temperatur dan tekanan tinggi. Berapa gram amonia dapat dibuat dari 60 gram hidrogen?

### **Penyelesaian**

- Tahap 1. Menulis persamaan reaksi yang setara  

$$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$$
- Tahap 2. Mengubah massa yang diketahui dari reaktan ( $\text{H}_2$ ) menjadi mol  

$$? \text{ mol H}_2 = 60 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 29,8 \text{ mol H}_2$$
- Tahap 3. Menggunakan koefisien dari persamaan yang telah

setara untuk menentukan faktor stoikiometri yang berhubungan dengan amonia dan hidrogen

$$? \text{ mol NH}_3 = 29,8 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 19,9 \text{ mol NH}_3$$

Tahap 4. Mengubah dari mol amonia menjadi massa dari amonia

$$? \text{ g NH}_3 = 19,9 \text{ mol NH}_3 \times \frac{17,03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 339 \text{ g NH}_3$$

Dari semua tahap diatas, dapat digabungkan menjadi satu tahapan, sebagai berikut

$$? \text{ g NH}_3 = 60 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,16 \text{ g H}_2} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \times \frac{17,03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 339 \text{ g NH}_3$$

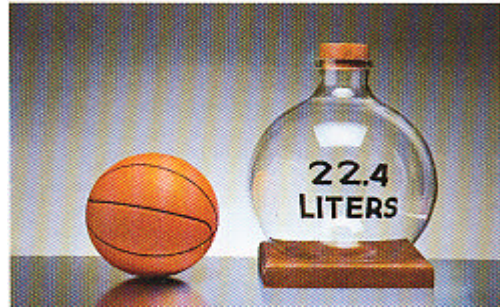
## 2. Penggunaan Volume Molar dalam Stoikiometri

Berdasarkan prinsip Avogadro dapat diketahui bahwa pada suhu dan tekanan sama, 1 mol gas apa saja akan mempunyai volume yang sama. Secara eksperimen telah diperoleh bahwa volume rata-rata yang dimiliki gas pada suhu dan tekanan standar (STP), yaitu suhu 0°C dan tekanan 1 atm adalah 22,4 dm<sup>3</sup> dengan anggapan gas ini adalah ideal. Volume ini dikenal sebagai **volume molar**. Namun, untuk volume gas gas nyata harganya berbeda-beda (Tabel 4).

**Tabel 4. Volume Molar dari Berbagai Gas Nyata pada STP**

Zat	Volume Molar (liter)
Oksigen, O <sub>2</sub>	22,397
Nitrogen, N <sub>2</sub>	22,402
Hidrogen, H <sub>2</sub>	22,433
Helium, He	22,434
Argon, Ar	22,397
Karbon dioksida, CO <sub>2</sub>	22,260
Amonia, NH <sub>3</sub>	22,079

Suatu eksperimen menunjukkan bahwa pada kondisi yang sama, 1 mol gas ideal (22,4 L), ternyata lebih besar dari volume bola basket seperti dalam **Gambar 9**. Seperti massa molar, volume molar juga digunakan dalam perhitungan stoikiometri.



**Gambar 9**

Perbandingan volume molar pada STP (hampir sama dengan 22,4 L) dengan bola basket

### **Contoh Soal 6**

Gas karbon dioksida bereaksi dengan litium hidroksida, dengan reaksi sebagai berikut.



Berapa gram litium hidroksida yang diperlukan untuk bereaksi dengan 500 L gas karbon dioksida pada 101 tekanan kPa dan 25<sup>0</sup>C?

### **Penyelesaian**

Untuk menyelesaikan soal ini dilakukan dalam beberapa langkah.

Pertama, volume gas pada 25<sup>0</sup>C dapat dikonversi pada volume STP, untuk mencari jumlah mol CO<sub>2</sub>.

$$V = 500 \text{ L CO}_2 \times \frac{273 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 458 \text{ L CO}_2$$

$$? \text{ mol CO}_2 = 458 \text{ L CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} = 20,45 \text{ mol CO}_2$$

Kedua, menggunakan koefisien dari persamaan yang telah setara untuk menentukan faktor stoikiometri yang berhubungan dengan litium hidroksida dan karbon dioksida

$$? \text{ mol LiOH} = 20,45 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ mol CO}_2} = 40,90 \text{ mol LiOH}$$

Ketiga, mengubah dari mol LiOH menjadi massa dari LiOH

$$? \text{ g LiOH} = 40,90 \text{ mol LiOH} \times \frac{23,90 \text{ g LiOH}}{1 \text{ mol LiOH}} = 977,51 \text{ g LiOH}$$

Dari semua tahap diatas, dapat digabungkan menjadi satu tahapan, sebagai berikut

$$? \text{ g LiOH} = 458 \text{ L CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \times \frac{2 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{23,90 \text{ g LiOH}}{1 \text{ mol LiOH}} = 977,51 \text{ g LiOH}$$

-----

### c. Rangkuman

- ☞ Massa atom relatif (Ar) adalah perbandingan massa rata-rata satu atom suatu unsur terhadap  $\frac{1}{12}$  massa satu atom karbon isotop – 12 ( $^{12}\text{C}$ ).

$$\text{Rumus: } Ar \text{ X} = \frac{\text{massa rata - rata 1 atom X}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

- ☞ Massa molekul relatif (Mr) adalah perbandingan massa satu molekul senyawa terhadap  $\frac{1}{12}$  massa satu atom karbon isotop – 12 ( $^{12}\text{C}$ ). Rumus:

$$\text{Mr} = \frac{\text{massa rata - rata 1 molekul senyawa}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

- ☞ Nilai massa molekul relatif merupakan jumlah total dari setiap massa atom relatif unsur penyusunnya.

$$\text{Mr} = ? \text{ Ar}$$

- ☞ Massa molar suatu zat adalah massa 1 mol zat yang nilainya sama dengan Ar atau Mr zat tersebut dalam satuan gram

Rumusan mol dalam hubungannya dengan massa:

$$\text{mol X} = \frac{\text{massa unsur X}}{\text{massa molar X}}$$

- ☞ Volume molar gas pada keadaan standar menyatakan volume 1 mol suatu gas pada keadaan standar (STP) yaitu pada suhu 0°C dan 1 atm.  $V_{STP} = 22,4 \text{ L/mol}$ .

Rumusan mol dalam hubungannya dengan volume:

$$\text{Mol X} = \frac{\text{volume gas X}}{V_{STP}}$$

#### d. Tugas

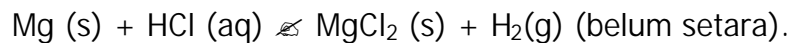
1. Massa atom dari dua isotop tembaga,  $^{63}\text{Cu}$  (69,09%) dan  $^{65}\text{Cu}$  (30,91%) masing-masing adalah 62,93 sma dan 64,9278 sma. Hitunglah massa atom relatif dari tembaga.
2. Seng (Zn) merupakan logam yang digunakan untuk membuat kuningan dan lapisan pada besi untuk mencegah korosi. Berapa gram seng yang ada dalam 0,356 mol Zn?
3. Belerang merupakan unsur non logam. Belerang dengan batubara dapat meningkatkan terjadinya hujan asam. Berapa banyak atom yang terdapat di dalam 16,3 g belerang?
4. Hitunglah massa molekul relatif dari senyawa-senyawa berikut: (a) belerang dioksida ( $\text{SO}_2$ ) dan (b) kafein ( $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ )
5. Metana ( $\text{CH}_4$ ) adalah komponen utama dalam gas alam. Berapa mol metana yang ada dalam 6,07 g  $\text{CH}_4$ ?
6. Makanan yang kita makan mengalami reaksi pembakaran dalam tubuh menghasilkan energi untuk pertumbuhan dan gerak. Reaksi pembakaran dalam tubuh adalah sebagai berikut  
$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$$

Bila 856 g  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  dikonsumsi oleh seseorang, berapakah massa  $\text{CO}_2$  dan  $\text{H}_2\text{O}$  yang dihasilkan?

### e. Tes Formatif

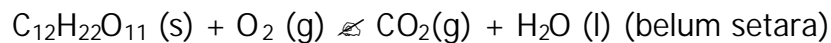
1. Bila massa dari besi, Fe adalah 16,8 g, berapa jumlah atom dari Fe tersebut?
2. Kalsium fosfat,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , adalah senyawa ion yang merupakan komponen utama dari tulang. Berapa mol  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  yang ada dalam 10,0 gram senyawa tersebut?
3. Logam magnesium bereaksi dengan gas oksigen di udara menghasilkan magnesium oksida. Berapa gram magnesium oksida yang terbentuk bila dalam reaksi diperlukan 12,15 gram magnesium?

4. Sebanyak 12 g logam magnesium direaksikan dengan asam klorida menurut reaksi:



Jika reaksi berlangsung pada STP, berapa volume gas hidrogen yang dihasilkan?

5. Sebuah permen mengandung 21,10 g sakharosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Bila permen tersebut dimakan, sakharosa mengalami metabolisme sesuai persamaan berikut



Hitung massa  $\text{O}_2$  yang diperlukan dan massa  $\text{CO}_2$  dan  $\text{H}_2\text{O}$  yang dihasilkan!

### f. Kunci Jawaban

1. Langkah pertama adalah konversi massa besi ke jumlah mol besi, kemudian kalikan dengan bilangan Avogadro untuk menemukan jumlah atom besi.

$$16,8 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ atom Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1,81 \times 10^{23} \text{ atom Fe}$$

2. Untuk mengkonversi massa menjadi mol, langkah pertama hitunglah massa molar  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , kemudian massa molar digunakan untuk mengkonversi massa menjadi mol.

$$3 \text{ Ar Ca} + 2 \text{ Ar P} + 8 \text{ Ar O} =$$

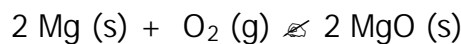
$$3 (40,08 \text{ sma}) + 2 (30,97 \text{ sma}) + 8 (16,00 \text{ sma}) = 310,18 \text{ sma}$$

$$\text{Massa molar } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310,18 \text{ g/mol}$$

$$10,0 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310,18 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 3,22 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

3. Untuk menghitung massa magnesium oksida yang terbentuk, digunakan tahap-tahap berikut.

Tahap 1. Menulis persamaan reaksi yang setara



Tahap 2. Mengubah massa yang diketahui dari reaktan (Mg) menjadi mol

$$? \text{ mol Mg} = 12,15 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,30 \text{ g Mg}} = 0,50 \text{ mol Mg}$$

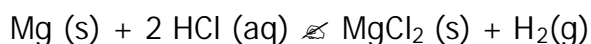
Tahap 3. Menggunakan koefisien dari persamaan yang telah setara untuk menentukan faktor stoikiometri yang berhubungan dengan magnesium oksida dan magnesium

$$? \text{ mol MgO} = 0,50 \text{ mol Mg} \times \frac{2 \text{ mol MgO}}{2 \text{ mol Mg}} = 0,50 \text{ mol MgO}$$

Tahap 4. Mengubah dari mol magnesium oksida menjadi massa dari magnesium oksida

$$? \text{ g MgO} = 0,50 \text{ mol MgO} \times \frac{40,30 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 20,15 \text{ g MgO}$$

4. Persamaan reaksi yang disetarakan:



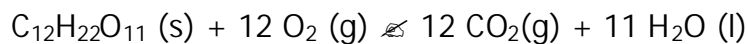
$$\text{Mol Mg} = 12 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,305 \text{ g Mg}} = 0,4937 \text{ mol}$$

$$\text{Mol H}_2 = 0,4937 \text{ mol Mg} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 0,4937 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Volume H}_2 \text{ pada STP} &= \text{mol H}_2 \times 22,4 \text{ L} \\ &= 0,4937 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L} = 11,059 \text{ L} \end{aligned}$$

5. Untuk menghitung massa O<sub>2</sub> yang diperlukan dan massa CO<sub>2</sub> dan H<sub>2</sub>O yang dihasilkan, gunakan tahap-tahap berikut.

Tahap 1. Menulis persamaan reaksi yang setara



Tahap 2. Mengubah massa yang diketahui dari reaktan (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) menjadi mol

$$\begin{aligned} ? \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} &= 21,10 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342,3 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \\ &0,062 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \end{aligned}$$

Tahap 3. Menggunakan koefisien dari persamaan yang telah setara untuk menentukan faktor stoikiometri yang berhubungan dengan O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O dan C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>

$$\begin{aligned} ? \text{ mol O}_2 &= 0,062 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{12 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \\ &= 0,74 \text{ mol O}_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} ? \text{ mol CO}_2 &= 0,062 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{12 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \\ &= 0,74 \text{ mol CO}_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} ? \text{ mol H}_2\text{O} &= 0,062 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{11 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \\ &= 0,68 \text{ mol H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Tahap 4. Mengubah dari mol O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O menjadi massa dari O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O

$$?g \text{ O}_2 = 0,74 \text{ mol O}_2 \times \frac{31,99 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 23,67 \text{ g O}_2$$

$$?g \text{ CO}_2 = 0,74 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 32,57 \text{ g CO}_2$$

$$?g \text{ H}_2\text{O} = 0,68 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 12,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

## 2. Kegiatan Belajar 2

### a. Tujuan kegiatan pembelajaran

Setelah mempelajari kegiatan belajar 2, diharapkan Anda dapat:

- Menjelaskan pengertian hukum Dalton, hukum Boyle, hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro.
- Menerapkan hukum Dalton, hukum Boyle, Hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro dalam perhitungan kimia.

### b. Uraian materi

Ilmu kimia adalah ilmu berlandaskan eksperimen, yang dimulai dengan pengamatan. Dari pengamatan ini akan diperoleh data yang akhirnya dapat ditemukan keteraturan. Data yang diperoleh dengan adanya ketentuan secara eksperimen disebut hukum.

Dalam perkembangan ilmu kimia, telah ditemukan beberapa hukum yang dikenal dengan hukum dasar Ilmu Kimia.

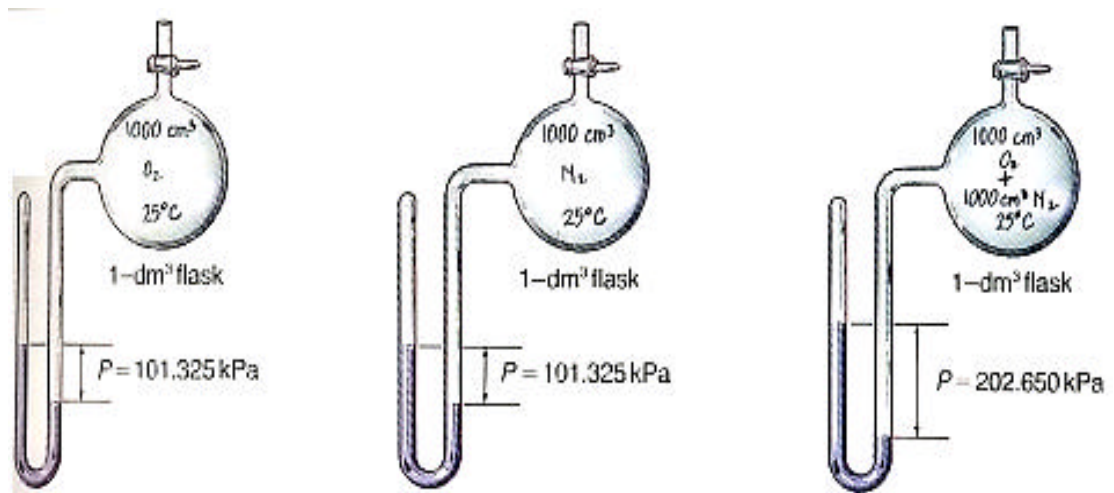
#### Hukum Dalton

Apakah yang terjadi pada tekanan gas apabila dua atau lebih gas yang tidak dapat bereaksi ditempatkan dalam satu wadah? John Dalton (1766 – 1844) seorang ilmuwan Inggris tertarik dengan pertanyaan ini. Perhatikan **Gambar 10** tentang eksperimen Dalton.

Dalam eksperimennya, Dalton menghasilkan hukum tekanan parsial yang dikenal pula dengan **hukum Dalton**. Tekanan parsial adalah tekanan atau desakan oleh setiap macam gas dalam campuran gas. Hukum ini menyatakan bahwa *tekanan total gas sama dengan jumlah tekanan parsial tiap gas dalam campuran*.

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + \dots$$

$P_a$  ,  $P_b$  , dan  $P_c$  , merupakan tekanan parsial dari komponen a, b, dan c  
 Simbol a, b, dan c dapat diganti dengan rumus kimia gas, misalnya  $p_{CO}$ ,  $p_{CO_2}$   
 dan sebagainya.



**Gambar 10**

Bila 1000 cm<sup>3</sup> O<sub>2</sub> (a) dan 1000 cm<sup>3</sup> N<sub>2</sub> (b) dicampurkan (c) , maka tekanan dari campuran merupakan jumlah dari tekanan parsial tiap gas. Masing-masing labu mempunyai volume dan temperatur yang sama.

**Contoh Soal 7**

Suatu campuran oksigen dan nitrogen mengandung oksigen pada tekanan 144 torr dan nitrogen pada tekanan 576 torr. Berapa tekanan campuran?

**Penyelesaian**

$$P_{\text{total}} = P_{N_2} + P_{O_2} = 576 \text{ torr} + 144 \text{ torr} = 720 \text{ torr}$$

Untuk gas ideal, bila ada campuran gas A dan gas B dengan tekanan total  $P_T$ , berdasarkan hukum Dalton didapat persamaan sebagai berikut.

$$P_T = P_A + P_B$$

Karena  $P_A = \frac{n_A R T}{V}$  dan  $P_B = \frac{n_B R T}{V}$ , maka

$$P_T = \frac{n_A R T}{V} + \frac{n_B R T}{V} = \frac{RT}{V} (n_A + n_B) = \frac{n RT}{V}$$

Dimana  $n$  adalah jumlah total mol dari gas yang ada.

Untuk mengetahui hubungan antara tekanan parsial dengan tekanan total, secara matematis diuraikan sebagai berikut.

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{\frac{n_A RT}{V}}{\frac{(n_A + n_B) RT}{V}} = \frac{n_A}{n_A + n_B} = X_A \quad \text{atau } P_A = X_A \cdot P_T$$

dengan  $X_A$  adalah fraksi mol A

---

### **Contoh soal 8**

Hitung jumlah total mol dalam 4,00 L sampel gas pada 295 K, mengandung  $O_2$  pada 0,205 atm dan  $N_2$  pada 0,790 atm. Hitung juga jumlah mol  $O_2$  yang ada.

### **Penyelesaian**

Tekanan total campuran gas = 0,205 atm + 0,790 atm = 0,995 atm

Jumlah total mol adalah

$$n_{\text{total}} = \frac{(0,995 \text{ atm}) (4,00 \text{ L})}{(0,0821 \text{ L.atm/mol.K}) (295 \text{ K})} = 0,164 \text{ mol}$$

Jumlah mol  $O_2$  adalah

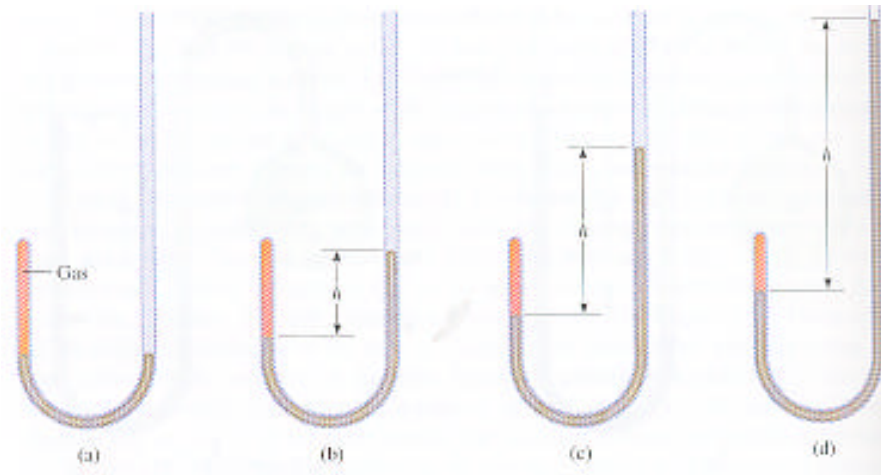
$$n_{O_2} = \frac{(0,205 \text{ atm}) (4,00 \text{ L})}{(0,0821 \text{ L.atm/mol.K}) (295 \text{ K})} = 0,0339 \text{ mol } O_2$$

---

## Hukum Boyle

Bagaimanakah perubahan volume gas jika tekanannya diubah? Pertanyaan ini dijawab oleh seorang berkebangsaan Inggris **Robert Boyle** (1627 – 1691) dengan eksperimennya yang sangat sederhana menggunakan tabung berbentuk huruf J (**Gambar 11**).

Ke dalam tabung dituangkan raksa sehingga ada udara yang terperangkap dalam tabung tertutup. Sehingga tekanan dari gas yang terperangkap sama dengan tekanan atmosfer (tekanan udara pada tabung terbuka) yaitu 1 atm atau 760 mmHg (**Gambar a**).

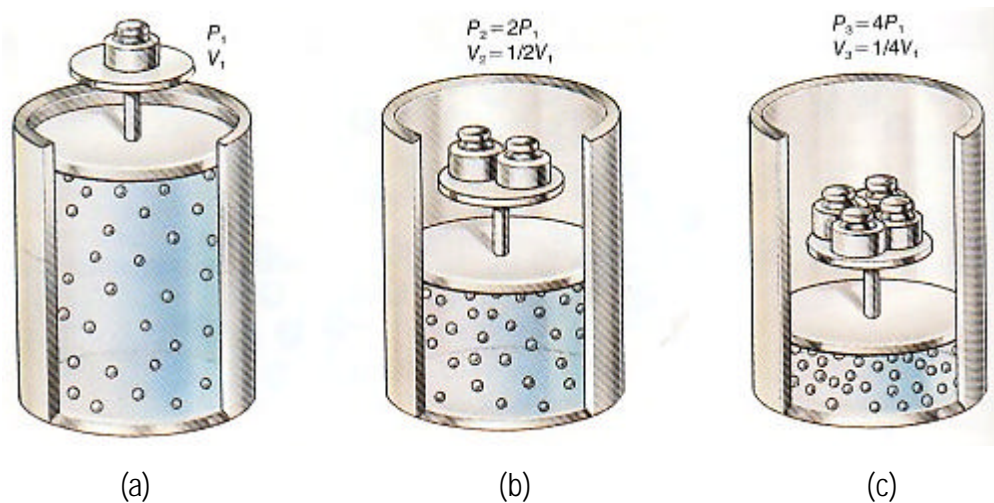


**Gambar 11**

Tabung berbentuk huruf J, pada tabung yang lebih panjang ujungnya terbuka, yang lebih pendek ujungnya tertutup

Bila raksa ditambah lagi sampai volume udara pada tabung tertutup menjadi separuh dari semula. Ternyata tekanan gas yang terperangkap lebih besar dari tekanan atmosfer, dimana perbedaan tinggi raksa pada tabung tertutup dan tabung terbuka sebesar 754 mmHg atau mendekati 1 atm. Dengan demikian tekanan udara pada kaki tabung tertutup menjadi 2 atm (**Gambar b**). Demikian seterusnya, sehingga dengan melipat duakan tekanan, volume udara menjadi berkurang separuhnya.

Untuk pemahaman lebih lanjut tentang hukum Boyle, perhatikan **Gambar 12** berikut. Berdasarkan Gambar tersebut, bila tekanan di dua kalikan, volume udara menjadi berkurang separuhnya (**Gambar b**) dan bila tekanan ditingkatkan menjadi empat kali, volume udara menjadi seperempatnya (**Gambar c**). Boyle telah mendapatkan hubungan yang sama untuk gas-gas lain asalkan suhunya tetap.



**Gambar 12**

Pada temperatur konstan, peningkatan tekanan pada gas akan menyebabkan penurunan volume pada gas tersebut. Jumlah molekul pada masing-masing tabung tetap.

Hubungan timbal balik antara tekanan dan volume gas disebut **hukum hubungan tekanan-volume** atau **hukum Boyle** (1661). Hukum ini menyatakan bahwa pada suhu tetap volume sejumlah tertentu gas berbanding terbalik dengan tekanan.

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ (T dan m tetap)}$$

$$V = \frac{1}{P} \text{ (konstan) atau } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Dengan,  $V_1 =$  volume gas pada tekanan  $P_1$   
(keadaan gas sebelum berubah)  
 $V_2 =$  volume gas pada tekanan  $P_2$   
(keadaan gas setelah berubah)

---

### **Contoh Soal 9**

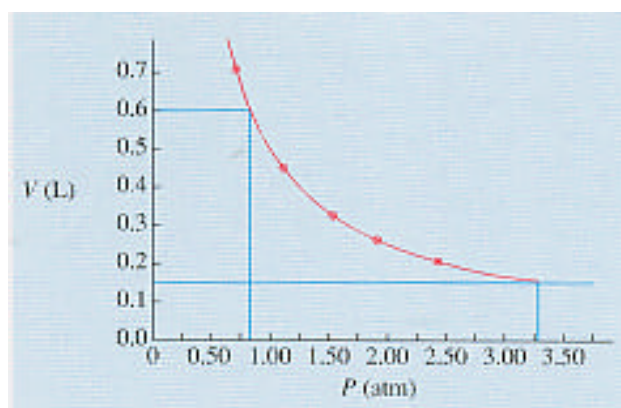
Berikut adalah data yang diperoleh dalam eksperimen

P (atm)	V (L)
0,700	0,707
1,102	0,450
1,524	0,325
1,902	0,261
2,420	0,205

- Buatlah grafik hubungan antara tekanan (P) dan volume (V).
- Tentukan berapa tekanan yang diperlukan untuk mendapatkan volume 0,600 L dan 0,150 L

### **Penyelesaian**

- Grafik hubungan antara P dan V



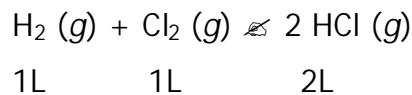
- b. Dari grafik,  $V = 0,600$  L, maka tekanan  $0,82$  atm; pada volume  $0,150$  L maka tekanannya  $3,3$  atm
- 

## Hukum Gay Lussac

Joseph Louis Gay Lussac (1778-1850), seorang ahli kimia berkebangsaan Perancis, pada tahun 1808 mengadakan penelitian dengan melakukan pengukuran terhadap volume gas-gas yang terlibat dalam suatu reaksi. Berdasarkan hasil penelitiannya, Gay Lussac merumuskan suatu hukum yang menyatakan bahwa "*pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi merupakan perbandingan bilangan bulat dan sederhana*".

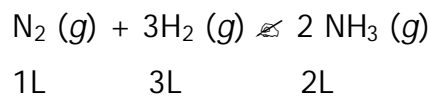
Untuk dapat lebih memahami hasil penelitian Gay Lussac, perhatikan contoh-contoh berikut ini.

- 1) Satu liter gas hidrogen bereaksi dengan satu liter gas klorin, menghasilkan dua liter gas hidrogen klorida.



Perbandingan volume gas  $\text{H}_2$  : gas  $\text{Cl}_2$  : gas  $\text{HCl}$  = 1 : 1 : 2

- 2) Satu liter gas nitrogen bereaksi dengan satu liter gas hidrogen menghasilkan dua liter gas amonia.



Perbandingan volume gas  $\text{N}_2$  : gas  $\text{H}_2$  : gas  $\text{NH}_3$  = 1 : 3 : 2

Dari beberapa contoh diatas, diperoleh perbandingan dengan bilangan yang bulat dan sederhana.

## Hukum Avogadro

Pada tahun 1811, Amedeo Avogadro (1776-1856), seorang ahli fisika dari Italia menjelaskan hukum Gay Lussac dengan mengajukan suatu hipotesis yang selanjutnya dikenal sebagai teori Avogadro.

Avogadro mengajukan suatu pemikiran bahwa bukan hanya senyawa saja, yang memiliki partikel dasar berupa atom-atom, tetapi juga beberapa unsur diatomik seperti hidrogen, oksigen, klorin, nitrogen, dan hidrogen klorida.

Menurut Gay-Lussac, perbandingan antara volume gas nitrogen, gas hidrogen, dan gas amoniak yang mempunyai persamaan reaksi  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$  adalah 1:3:2.

Dari gambaran di atas, terlihat bahwa satu atom nitrogen bereaksi dengan tiga atom hidrogen membentuk dua molekul amoniak. Lambang  $N_2$  menunjukkan satu molekul nitrogen yang terdiri atas dua atom nitrogen. Lambang  $H_2$  menunjukkan satu molekul hidrogen yang terdiri atas dua atom hidrogen, dan  $2 NH_3$  berarti dua molekul gas amoniak.

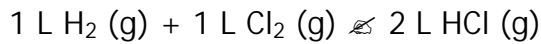
Berdasarkan data diatas ini, **hukum Avogadro** menyatakan bahwa *pada suhu dan tekanan yang sama, semua gas yang memiliki volume sama, akan memiliki jumlah molekul yang sama.*



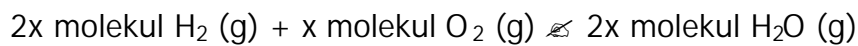
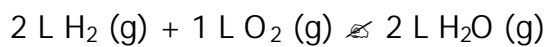
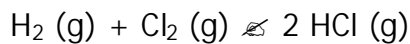
**Gambar 13**

Skema ilustrasi hukum Avogadro

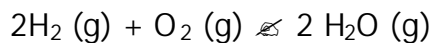
Berdasarkan **Gambar 13** diatas, pada P dan T tetap terdapat ketergantungan antara volume dengan jumlah molekul gas. Sebagai contoh, setiap 1 liter gas akan memiliki x molekul gas tersebut, perhatikan contoh-contoh reaksi berikut ini.



Persamaan reaksinya:



Persamaan reaksinya:



Dari contoh di atas, diperoleh kesimpulan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas sesuai dengan perbandingan jumlah molekul dan sesuai dengan perbandingan koefisien reaksinya. Karena jumlah molekul sama berarti jumlah molnya sama, maka jumlah mol gas berbanding lurus dengan dengan volumenya ( $V \propto n$ ). Berdasarkan prinsip ini, maka volume gas yang bereaksi dan gas hasil reaksi merupakan koefisien persamaan reaksi.

Secara umum pada suatu reaksi gas:  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Misalnya p liter A setara dengan q molekul. Untuk menghitung volume atau jumlah molekul zat lain (B, C atau D) dilakukan cara sebagai berikut.

$$\text{Volume B} = \frac{\text{koefisien B}}{\text{koefisien A}} \times \text{volume A} = \frac{b}{a} \times p \text{ liter}$$

$$\text{Jumlah molekul B} = \frac{\text{koefisien B}}{\text{koefisien A}} \times \text{jumlah molekul A} = \frac{b}{a} \times q \text{ molekul}$$

Analog untuk C, dan D

$$\text{Volume C} = \frac{c}{a} \times p \text{ liter}$$

$$\text{Jumlah molekul C} = \frac{c}{a} \times q \text{ molekul}$$

$$\text{Volume D} = \frac{d}{a} \times p \text{ liter}$$

$$\text{Jumlah molekul D} = \frac{d}{a} \times q \text{ molekul}$$

Berdasarkan contoh tersebut, dapat dibuat suatu rumus yang berlaku khususnya untuk reaksi gas, yaitu:

$$\text{Volume yang dicari?} \frac{\text{koefisien yang dicari}}{\text{koefisien yang diketahui}} \times \text{volume yang diketahui}$$

$$\text{Jumlah molekul yang dicari?} \frac{\text{koefisien yang dicari}}{\text{koefisien yang diketahui}} \times \text{jumlah molekul yang diketahui}$$

### c. Rangkuman

☞ Hukum Dalton menyatakan bahwa tekanan total gas sama dengan jumlah tekanan parsial tiap gas dalam campuran

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + \dots$$

☞ Hukum Boyle menyatakan bahwa pada suhu tetap volume sejumlah tertentu gas berbanding terbalik dengan tekanan

$$V = \frac{1}{P} \text{ (konstan) atau } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

☞ Hukum Gay Lussac menyatakan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi merupakan perbandingan bilangan bulat dan sederhana.

☞ Hukum Avogadro menyatakan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, semua gas yang memiliki volume sama, dan memiliki jumlah molekul yang sama.

#### d. Tugas

1. Uraikan dengan kata-kata Anda sendiri tentang eksperimen Dalton tentang hubungan antara tekanan parsial dan tekanan total gas!
2. Bagaimana cara Boyle untuk membuktikan bahwa pada suhu tetap volume sejumlah tertentu gas berbanding terbalik dengan tekanan?
3. Jelaskan hubungan antara hukum Gay Lussac tentang perbandingan volume dengan hukum Avogadro!

#### e. Tes Formatif

1. Campuran gas mengandung 4,46 mol Neon, 0,74 mol Argon dan 2,15 mol Xenon. Hitunglah tekanan parsial dari masing-masing gas bila tekanan totalnya 2 atmosfer pada temperatur tertentu.
2. Berapakah volume 300 mL sampel gas pada tekanan 625 torr bila tekanan diubah menjadi 750 torr, pada suhu tetap.
3. Hitung volume oksigen yang diperlukan dan volume  $\text{SO}_2$  yang terbentuk, dalam reaksi pembakaran 100 L  $\text{H}_2\text{S}$  sesuai dengan persamaan reaksi:  $2 \text{H}_2\text{S} (g) + 3 \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (g) + 2 \text{SO}_2 (g)$ . Semua gas diukur pada suhu dan tekanan yang sama.
4. Hitung volume (dalam liter) dari 7,40 g  $\text{CO}_2$  pada suhu dan tekanan standar (STP).
5. Gas nitrogen dapat bereaksi dengan gas hidrogen membentuk amoniak sesuai dengan persamaan reaksi yang belum setara berikut:  
$$\text{N}_2 (g) + \text{H}_2 (g) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (g)$$
Jika 6 liter gas hidrogen yang bereaksi maka, tentukan:
  - a. Kesetaraan persamaan reaksi
  - b. Volume gas amoniak yang dihasilkan
  - c. Volume gas nitrogen yang bereaksi

## f. Kunci Jawaban

1. Untuk menghitung tekanan parsial, langkah pertama kita tentukan fraksi mol Ne

$$X_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}} = \frac{4,46 \text{ mol}}{4,46 \text{ mol} + 0,74 \text{ mol} + 2,15 \text{ mol}} = 0,067$$

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} \cdot P_{\text{T}} = 0,067 \times 2 \text{ atm} = 1,21 \text{ atm}$$

Dengan cara yang sama, didapat  $P_{\text{Ar}} = 0,2 \text{ atm}$  dan  $P_{\text{Xe}} = 0,586 \text{ atm}$

2. Naiknya tekanan menyebabkan volume berkurang

Jadi volume gas pada tekanan 750 torr

$$= 300 \text{ mL} \times \frac{625 \text{ torr}}{750 \text{ torr}} = 250 \text{ mL}$$

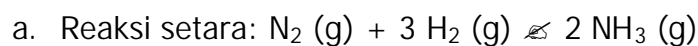
3. Sesuai dengan hukum Gay-Lussac,

$$\text{Volume O}_2 \text{ yang diperlukan} = \frac{3}{2} \times 100 \text{ L} = 150 \text{ L}$$

$$\text{Volume SO}_2 \text{ yang terbentuk} = \frac{2}{2} \times 100 \text{ L} = 100 \text{ L}$$

4.  $V = 7,40 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \times \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2} = 3,77 \text{ L}$

5. Untuk reaksi antara gas nitrogen dan gas hidrogen membentuk gas amoniak, maka



- b. Volume gas amoniak yang dihasilkan =

$$\frac{\text{koefisien NH}_3}{\text{koefisien H}_2} \times \text{volume H}_2 = \frac{2}{3} \times 6 = 4 \text{ liter}$$

- c. Volume gas nitrogen yang bereaksi =

$$\frac{\text{koefisien N}_2}{\text{koefisien H}_2} \times \text{volume H}_2 = \frac{1}{3} \times 6 = 2 \text{ liter}$$

# BAB III. EVALUASI

---

## Tes Tertulis

1. Di alam antimon terdiri dari 57,25%  $^{121}\text{Sb}$  mempunyai massa 120,9038 sma, dan 42,75%  $^{123}\text{Sb}$ , dengan massa 122,9041 sma. Hitung massa atom relatif antimon.
2. Hitung massa rumus dari (a)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  dan (b)  $\text{Ni}(\text{ClO}_2)_2$
3. Hitung jumlah mol dalam 172 g senyawa yang mempunyai massa molar 48,1 g/mol.
4. Hitung jumlah molekul dalam 17,9 mol trinitrotoluen (TNT),  $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$ .
5. Berapa jumlah molekul  $\text{O}_2$  yang bereaksi dengan gas  $\text{H}_2$  bila dihasilkan 75,0 mmol  $\text{H}_2\text{O}$ .
6. Berapa jumlah molekul  $\text{CO}_2$  yang dihasilkan oleh reaksi pembakaran dari 44,9 gas  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .
7. Hitung massa  $\text{H}_2\text{O}$  yang diperlukan untuk reaksi dari molekul  $7,68 \times 10^{22}$   $\text{O}_2$  dengan gas hidrogen
8. Hitung jumlah mol atom nitrogen dalam amonium fosfat,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  yang dihasilkan oleh reaksi amonia dengan 155 mol asam fosfat
9. Hitung massa  $\text{PCl}_5$  diperlukan sejumlah  $\text{HCl}$  yang mengandung  $5,00 \times 10^{23}$  atom klor dengan reaksi sebagai berikut:  
$$\text{PCl}_5 (\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{l}) + 5 \text{HCl} (\text{g})$$
10. Hitung jumlah mol dari  $\text{H}_3\text{PO}_4$  yang bereaksi dengan 1,34 mol larutan  $\text{KOH}$  membentuk  $\text{K}_3\text{PO}_4$
11. Berapa banyak mol  $\text{CaCl}_2$  yang dihasilkan bila 2,88 mol  $\text{CO}_2$  dibentuk dari reaksi antara  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  dan  $\text{HCl}$ .

12. Butana,  $C_4H_{10}$ , dibakar dengan oksigen menghasilkan karbon dioksida dan air.
- Tulis persamaan reaksi yang setara
  - Hitung jumlah mol karbon dioksida dalam 975 g karbon dioksida
  - Hitung jumlah mol butana yang diperlukan untuk menghasilkan jumlah mol karbon dioksida
  - Hitung massa butana dalam jumlah mol tersebut
  - Gabungkan hasil perhitungan Anda.
13. Perak dapat dibuat dari perak nitrat bereaksi dengan logam tembaga (II), menghasilkan tembaga (II) nitrat
- Tulis persamaan reaksi yang setara
  - Hitung jumlah mol tembaga dalam 8,04 g tembaga
  - Hitung jumlah mol perak yang dihasilkan dari jumlah mol tembaga
  - Hitung massa dari jumlah mol perak
14. Berapa mol LiOH yang diperlukan untuk menetralkan secara sempurna 27,8 g  $H_2C_2O_4$ .
15. Sampel gas dengan volume 4,00 L mempunyai tekanan 2,25 atm. Hitung volume setelah tekanan naik 4,50 atm pada suhu konstan
16. Hitung tekanan yang diperlukan untuk mengubah 6,17 L gas pada 2,50 atm ke 1170 mL pada suhu konstan.
17. Suatu sampel gas di kompresi pada temperatur konstan dari 1,73 L pada 1,12 atm menjadi 944 mL.
- Ubah jumlah mililiter menjadi liter
  - Hitung tekanan final dari sampel
18. Hitung tekanan final dari sampel gas yang diubah pada temperatur konstan untuk 6,62 L dari 3,92 L pada 757 torr
19. Hitung tekanan yang diperlukan untuk mengubah 212 mL sampel gas pada 755 torr dan  $25^{\circ}C$  menjadi 1,07 L pada  $25^{\circ}C$
20. Hitung tekanan final yang diperlukan untuk meningkatkan volume 5,00 L sampel gas awal pada 1,00 atm (a) oleh 7,00 L dan (b) menjadi 7,00 L

# KUNCI JAWABAN

## Tes Tertulis

1. Massa atom relatif rata-rata antimon

$$(0,5725)(120,9038 \text{ sma}) + (0,4275)(122,9041 \text{ sma}) = 121,76 \text{ sma}$$

2. a.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = (2 \times 14,01) + (8 \times 1,008) + 1 \times 32,06 + (4 \times 16,00) = 132,14 \text{ sma}$

b.  $\text{Ni}(\text{ClO}_2)_2 = (1 \times 58,71) + (2 \times 35,45) + (4 \times 16,00) = 193,61 \text{ sma}$

3.  $172 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{48,1 \text{ g}} = 3,58 \text{ mol}$

4.  $17,9 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molekul}}{1 \text{ mol}} = 1,08 \times 10^{25} \text{ molekul}$

5. Reaksi:  $2 \text{ H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$

$$75,0 \text{ mmol H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{O}}{1000 \text{ mmol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molekul O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 2,26 \times 10^{23} \text{ molekul O}_2$$

6. Reaksi:  $2 \text{ C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + 13 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 8 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$

$$44,9 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \times \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,1 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molekul CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,86 \times 10^{24} \text{ molekul CO}_2$$

7. Reaksi:  $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$

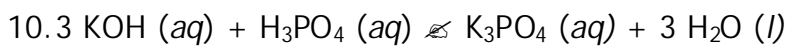
$$7,68 \times 10^{22} \text{ molekul O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,02 \times 10^{23} \text{ molekul O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$= 4,59 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$8. 155 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \times \frac{1 \text{ mol (NH}_4)_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \times \frac{3 \text{ mol N}}{1 \text{ mol (NH}_4)_3\text{PO}_4} = 465 \text{ mol N}$$

$$9. 5,00 \times 10^{23} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{6,02 \times 10^{23} \text{ Cl}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}} \times \frac{1 \text{ mol PCl}_5}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{208 \text{ g PCl}_5}{1 \text{ mol PCl}_5}$$

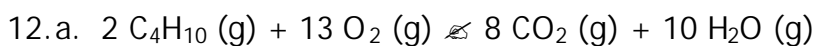
$$= 34,6 \text{ g PCl}_5$$



$$1,34 \text{ mol KOH} \times \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol KOH}} = 0,447 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$



$$2,88 \text{ mol CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ mol CO}_2} = 1,44 \text{ mol CaCl}_2$$

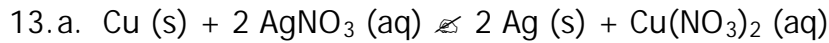


$$b. 975 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 22,16 \text{ mol CO}_2$$

$$b. 22,16 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{8 \text{ mol CO}_2} = 5,54 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

$$c. 5,54 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \times \frac{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 321 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

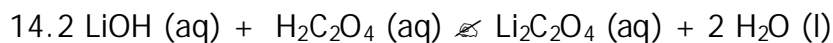
$$d. 975 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \times \frac{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{8 \text{ mol CO}_2} \times \frac{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 321 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$



b.  $8,04 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} = 0,1265 \text{ mol Cu}$

a.  $0,1265 \text{ mol Cu} \times \frac{2 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,2530 \text{ mol Ag}$

b.  $0,2530 \text{ mol Ag} \times \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 27,3 \text{ g Ag}$



$27,8 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{90,0 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times \frac{2 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,618 \text{ mol LiOH}$

15. Pada soal diatas dapat ditabulasikan

Tekanan	Volume
---------	--------

2,25 atm	4,00 L
----------	--------

4,50 atm	$V_2$
----------	-------

Sehingga kita dapatkan

$(2,25 \text{ atm})(4,00 \text{ L}) = (4,50 \text{ atm}) V_2 \rightarrow V_2 = 2,00 \text{ Liter}$

16.  $P_1V_1 = P_2V_2$

$(2,50 \text{ atm}) (6,17 \text{ L}) = P_2 \cdot (1,17 \text{ L})$

$P_2 = 13,2 \text{ atm}$

17.a.  $944 \text{ mL} \times \frac{0,001 \text{ L}}{1 \text{ mL}} = 0,944 \text{ L}$

b.  $P_2 ? \frac{P_1 V_1}{V_2} ? \frac{(1,12 \text{ atm}) (1,73 \text{ L})}{0,944 \text{ L}} ? 2,05 \text{ atm}$

18.  $P_2 ? \frac{P_1 V_1}{V_2} ? \frac{(757 \text{ torr}) (3,92 \text{ L})}{6,62 \text{ L}} ? 448 \text{ torr}$

19. Kita buat tabulasi data:

	P	V
1.	755 torr	212 mL
2.	P <sub>2</sub>	1070 mL

berdasarkan persamaan  $P_1V_1 = P_2V_2$

$$P_2 ? \frac{P_1 V_1}{V_2} ? \frac{(755 \text{ torr})(212 \text{ L})}{1070 \text{ mL}} ? 150 \text{ torr}$$

20.  $V_2 = 5,00 \text{ L} + 7,00 \text{ L} = 12,00 \text{ L}$

$$P_2 ? \frac{P_1 V_1}{V_2} ? \frac{(1,00 \text{ atm})(5,00 \text{ L})}{12,00 \text{ L}} ? 0,417 \text{ atm}$$

$V_2 = 7,00 \text{ L}$

$$P_2 ? \frac{P_1 V_1}{V_2} ? \frac{(1,00 \text{ atm})(5,00 \text{ L})}{7,00 \text{ L}} ? 0,714 \text{ atm}$$

## BAB IV. PENUTUP

---

Setelah menyelesaikan modul ini, Anda berhak untuk mengikuti tes praktek untuk menguji kompetensi yang telah Anda pelajari. Apabila Anda dinyatakan memenuhi syarat kelulusan dari hasil evaluasi dalam modul ini, maka Anda berhak untuk melanjutkan ke topik/modul berikutnya.

Mintalah pada guru untuk melakukan uji kompetensi dengan sistem penilaian yang dilakukan langsung oleh pihak industri atau asosiasi yang berkompeten apabila Anda telah menyelesaikan seluruh evaluasi dari setiap modul, maka hasil yang berupa nilai dari guru atau berupa portofolio dapat dijadikan bahan verifikasi oleh pihak industri atau asosiasi profesi. Kemudian selanjutnya hasil tersebut dapat dijadikan sebagai penentu standar pemenuhan kompetensi dan bila memenuhi syarat Anda berhak mendapatkan sertifikat kompetensi yang dikeluarkan oleh dunia industri atau asosiasi profesi.

# DAFTAR PUSTAKA

---

- Chang, Raymond. 2003. *General Chemistry: The Essential Concepts*. Third Edition. Boston: Mc Graw-Hill.
- Goldberg, David E. 2004. *Fundamentals of Chemistry*. Fourth Edition. New York The McGraw – Hill Companies, Inc.
- Heyworth, Rex. 1990. *Chemistry A New Approach*. Hongkong: Macmillan Publishers (HK) Limited.
- Hill, John W. , and Kolb, Doris K. 1998. *Chemistry for Changing Times*. Eighth Edition. London: Prentice Hall International (UK) Limited.
- Hill, John W. , Baum, Stuart J. , Feigl, Dorothy M. 1997. *Chemistry and Life*. Fifth Edition. London: Prentice Hall International (UK) Limited.
- Kelter, Paul B. , Carr, James D. , and Scott, Andrew. 2003. *Chemistry A World of Choices*. Boston: Mc Graw Hill.
- Moore, John W, Stanitski and Jurs, Peter C. 2005. *Chemistry The Molecular Science*. Second Edition. United States: Thomson Learning, Inc.
- Petrucci, Ralph H. , and Hill, John W. 1996. *General Chemistry*. New Jersey: Prentice-Hall.
- Stanitski, Conrad L,. Et all. 2003. *Chemistry In Context: Applying Chemistry to Society*. Boston: Mc Graw Hill.
- Winstrom, Cheryl, Phillips, John, Stozak, Victor. 1997. *Chemistry: Concepts and Application Students Edition*. New York: GLENCOE McGraw-Hill