



STOIKIOMETRI KIMIA

PENGANTAR

Saudara tentu masih ingat tentang “perubahan kimia dari materi”. Perubahan kimia atau reaksi kimia dapat dinyatakan ke dalam suatu persamaan yang disebut *persamaan reaksi*. Bagian lain dari Ilmu Kimia yang membahas hubungan kuantitatif (jumlah) antar zat-zat yang terlibat dalam suatu reaksi kimia dikenal dengan istilah **stoikiometri** (berasal dari kata “*stoicheion*” berarti unsur; dan “*metron*” berarti *mengukur* atau *menghitung*). Pengukuran dalam Kimia dimulai pada tahun 1790 oleh *Lavoisier* dan kimiawan lainnya pada saat itu.

Pada bagian ini akan dibahas prinsip dan konsep yang mendasari stoikiometri seperti hukum-hukum dasar kimia dan konsep mol, hubungan mol dengan jumlah partikel, massa, dan volum dari suatu zat, dan kaitannya dengan persamaan reaksi kimia.

Tujuan-tujuan khusus yang hendak dicapai setelah mempelajari BBM-4 ini adalah agar mahasiswa dapat:

- 1) Menjelaskan Hukum Lavoisier terhadap zat-zat yang terlibat reaksi.
- 2) Menjelaskan Hukum Proust tentang unsur-unsur pembentuk sebuah senyawa.
- 3) Menjelaskan Hukum Avogadro tentang sifat molekul zat dalam keadaan gas.
- 4) Menggunakan Hukum Boyle Gay-Lussac untuk menentukan keadaan suatu gas.
- 5) Menggunakan daftar massa atom untuk tujuan perhitungan dalam kimia.
- 6) Menetapkan massa atom relatif suatu unsur.
- 7) Menghitung massa molekul relatif suatu zat.
- 8) Menjelaskan hubungan mol zat dengan jumlah partikel, massa, dan volum zat.
- 9) Menerapkan mol sebagai satuan sentral/utama dalam konversi ukuran zat.
- 10) Menghitung kadar komponen unsur pembentuk senyawa.
- 11) Melakukan analisis hitung penetapan rumus empirik atau rumus molekul senyawa
- 12) Menerapkan satuan mol satuan sentral/utama terhadap zat-zat yang terlibat dalam suatu persamaan reaksi.

BBM-4 akan disajikan ke dalam 3 (tiga) Kegiatan Belajar seperti berikut.

- (1) Kegiatan Belajar 4.1: Hukum-Hukum Dasar Kimia Dan Massa Atom/Molekul.
- (2) Kegiatan Belajar 4.2: Konsep Mol.
- (3) Kegiatan Belajar 4.3: Kaitan Mol dengan Rumus Kimia Dan Persamaan Reaksi.



4.1. HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA DAN MASSA ATOM/MOLEKUL

A. HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA

1. Hukum Kekekalan Massa

Berdasarkan hasil eksperimen, Lavoisier menyatakan bahwa “jumlah massa zat-zat, sebelum dan sesudah reaksi adalah sama”. Pernyataan ini dikenal sebagai Hukum Kekekalan Massa (disebut juga sebagai Hukum Lavoisier).

Contoh penerapan Hukum Lavoisier:

Sebelum reaksi			Sesudah reaksi	
air kapur	+	Larutan asam sulfat	→	Zat baru (air keruh)
20 gram		15 gram		35 gram
a gram		b gram		(a + b) gram
x gram		y gram		(x + y) gram

Percobaan Lavoisier dapat menjelaskan lebih jauh tentang reaksi kimia bahkan mendorong ilmuwan lain pada zamannya untuk melakukan berbagai percobaan yang menghasilkan berbagai hukum dalam kimia.

2. Hukum Perbandingan Tetap

Pada tahun 1799 Joseph Louis Proust (Perancis) mempublikasikan hasil penemuannya tentang sifat senyawa. Perhatikanlah data pengamatan salah satu percobaan Proust berikut terhadap pembentukan senyawa air dari unsur hidrogen dan unsur oksigen berikut.

Tabel 4.1. Data Percobaan Dan Perbandingan Massa Unsur Pada Pembentukan Senyawa Air dari Unsur Hidrogen Dan Unsur Oksigen.

Sebelum Reaksi		Sesudah Reaksi			Perbandingan massa dalam senyawa (H : O)
Hidrogen (H)	Oksigen (O)	Seny. Air (H ₂ O)	Sisa H	Sisa O	
1 g	8 g	9 g	0	0	1 : 8
3 g	8 g	9 g	2 g	0	1 : 8
2 g	16 g	18 g	0	0	2 : 16 = 1 : 8
5 g	45 g	45 g	0	5 g	5 : 40 = 1 : 8

Dari data percobaan di atas ini memperlihatkan bahwa,

- (1) senyawa yang terbentuk selalu memiliki perbandingan massa antar unsur pembentuknya yang tetap yakni H : O = 1 : 8.
- (2) dalam H berlebih, H bereaksi dengan O menurut perbandingan tersebut; dan kelebihan H ditemukan sebagai sisa reaksi; begitu juga dalam kelebihan O.
- (3) keempat percobaan menunjukkan bahwa massa sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, atau tidak bertentangan dengan Hukum Kekekalan Massa.

Berdasarkan eksperimen seperti di atas terhadap beberapa senyawa, Proust kemudian menyimpulkan bahwa “setiap senyawa memiliki perbandingan massa antar unsur pembentuknya yang tetap dan tertentu”. Pernyataan ini kemudian dikenal sebagai Hukum Perbandingan Tetap atau Hukum Komposisi Tetap (atau disebut Hukum Proust).

Selain Hukum Lavoisier, Hukum Proust pun memiliki peranan penting karena dapat menunjukkan hubungan kuantitatif antara zat-zat yang terlibat dalam reaksi kimia. Untuk memperjelas hal ini dapat diikuti contoh soal berikut.

Contoh soal 1.

Perbandingan massa unsur dalam senyawa air (H_2O) adalah $H : O = 1 : 8$. Jika 20 g oksigen telah bereaksi, maka hitunglah berapa g hidrogen telah reaksi dan berapa g air dihasilkan.

Penyelesaian:

Acuan: $H : O = 1 : 8$ dengan faktor H adalah 1, dan faktor O adalah 8.

Banyaknya H yang bereaksi,

$$\text{Massa H} : \text{massa O} = \text{massa H} : 20\text{g} = 1 : 8$$

$$\text{massa H} = \frac{20 \times 1}{8} \text{g} = 2,5 \text{g}$$

Banyaknya senyawa H_2O yang terbentuk adalah,

$$\text{massa } H_2O = \frac{(1+8)}{8} \times 20 \text{g} = \frac{9}{8} \times 20 \text{g} = 9 \times 2,5 \text{g} = 22,5 \text{g}.$$

Contoh Soal 2.

Dari hasil pemeriksaan lab, 100 g pupuk campuran mengandung 30 g pupuk K (KCl) . Jika perbandingan massa $K : Cl = 10 : 9$, berapa g kandungan unsur K per 100 g pupuk campuran?

Penyelesaian:

Acuan: $K : Cl = 10 : 9$ dengan faktor K adalah 10, dan faktor KCl adalah 19.

Banyaknya massa kandungan unsur K:

$$\text{massa K} = \frac{10}{19} \times 30 \text{g} = 15,8 \text{g}.$$

∴ kandungan unsur K per 100 g pupuk campuran adalah 15,8 g.

3. Hukum Avogadro

Pada tahun 1811, Amadeo Avogadro (Italia), mengajukan hipotesisnya yang terkenal, yaitu:

“Gas (atau uap) apa saja bervolum sama akan mengandung jumlah molekul yang sama jika kondisi (suhu dan tekanan) gas itu sama”

Hipotesis ini selanjutnya dinyatakan sebagai Hukum Avogadro, karena berhasil dibuktikan di kemudian hari ($\frac{1}{2}$ abad) oleh 2 ilmuwan lain. Bentuk lain dari pernyataan hukum Avogadro:

“22,4 L gas (atau uap) apa saja pada suhu $0^{\circ}C$ dan tekanan 1 atm akan mengandung jumlah partikel yang sama sebesar 6×10^{23} partikel”.

“1 mol gas (atau uap) apa saja pada suhu $0^{\circ}C$ dan tekanan 1 atm akan memiliki volum yang sama, yakni 22,4 L”.

Catatan:

- Bilangan 6×10^{23} ini kemudian disebut bilangan Avogadro (simbol N) sebagai penghormatan kepada Avogadro.
- Istilah “mol” akan dibahas di bagian berikutnya pada BBM ini.

Selain itu, hukum Avogadro juga memperlihatkan adanya hubungan antara volum dan koefisien masing-masing gas dalam persamaan reaksinya.

Untuk reaksi $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ pada suhu dan tekanan yang sama berlaku:

$$\text{volum gas H}_2 : \text{volum gas O}_2 : \text{volum uap H}_2\text{O} = \text{koef H}_2 : \text{koef O}_2 : \text{koef H}_2\text{O} \\ = 2 : 1 : 2$$

Hukum Avogadro memiliki aplikasi cukup luas di dalam perhitungan kimia yang berhubungan dengan gas-gas.

4. Hukum Boyle-Gay Lussac

Hukum ini merupakan perpaduan dua hukum gas: [1] hubungan P-V (antara tekanan dan volum) dengan [2] hubungan antara tekanan, P dan suhu, T. Hukum ini berguna untuk memperkirakan gas dari satu keadaan ke keadaan lain melalui perbandingan berikut:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \text{ dimana } P = \text{tekanan (dalam atm); } V = \text{volum (L); dan } T = \text{suhu (K).}$$

Contoh Soal 3.

Sebagai contoh penerapannya, misal keadaan gas A adalah volum 5 L pada suhu 25°C dan tekanan 1 atm.

a) Hitung volum gas A pada suhu 0°C dan tekanan 1 atm

Jawab:

$$25^\circ \text{C} = (25 + 273) \text{K} = 298 \text{K}; \text{ dan } 0^\circ \text{C} = (0 + 273) \text{K} = 273 \text{K}.$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} \Leftrightarrow V_2 = \frac{(1 \text{ atm})(5 \text{ L})(273 \text{ K})}{(298 \text{ K})(1 \text{ atm})} = 4,6 \text{ L}.$$

b) Hitung tekanan gas A pada volum 1 L dan suhu 45°C . (Jawab: tekanan gas A = 5,3 atm.)

B. MASSA ATOM DAN MASSA MOLEKUL

1. Massa Atom Relatif

Atom merupakan partikel amat kecil, dan penentuan massanya diperlukan alat khusus, yakni Spektrometer-massa. Hasil penetapan massa sebuah atom hidrogen, H adalah $1,6736 \times 10^{-24}$ gram. Betapa kecilnya massa atom H ini bahkan atom yang paling besar sekali pun, massanya $< 5,000 \times 10^{-24}$ gram. Bilangan berpangkat ini kurang praktis penggunaannya; maka para ahli sepakat untuk menggunakan satuan khusus untuk massa atom. Satuan ini diberi nama: satuan massa atom (sma; atau amu = atomic mass units) dengan simbol: μ .

Melalui pertimbangan ilmiah, atom C-12 dipilih sebagai atom acuan, dan hasil pengukuran massa 1 atom C-12 adalah $19,9268 \times 10^{-24}$ g. Bilangan massa ini agar praktis penggunaannya, disederhanakan dengan menggunakan satuan penyederhana (μ) sehingga diperoleh massa 1 atom C-12 adalah tepat sebesar 12,0000 μ . Besarnya bilangan penyederhana (μ) adalah $1,66 \times 10^{-24}$ g.

Bila satuan μ diterapkan pada atom H di atas, maka massa 1 atom H dalam μ , besarnya,

$$\text{Massa 1 atom H} = \frac{1,6736 \times 10^{-24}}{1,66 \times 10^{-24}} = 1,0078 \mu.$$

Keberadaan unsur di alam, umumnya sebagai campuran isotopnya, karenanya harga massa atom merupakan rata-rata dari massa isotop atom unturnya di alam. Dan istilah yang diterapkan adalah massa atom relatif (simbol: A_r). Massa atom H rata-rata dari massa campuran isotopnya adalah 1.00798μ (**disingkat**: $A_r \text{ H} = 1,00798$; di daftar dibulatkan: $A_r \text{ H} = 1,008$).

Catatan:

Harga A_r dari setiap unsur telah ditabelkan dan dapat ditemukan dalam berbagai buku/literatur kimia. Harga A_r tidak perlu dihafal, dan bila diperlukan dapat langsung dicatat dari tabelnya; bahkan di dalam perhitungan atau soal-soal kimia, harganya selalu dicantumkan. Tabel 4.2 hanya mencakup beberapa nilai A_r unsur (disertai nilai pembulatan untuk penyederhanaan perhitungan); tabel lengkap mengenai A_r setiap unsur dapat dilihat pada bagian akhir buku ini.

Tabel 4.2 Massa Atom Relatif Beberapa Unsur

Nama Unsur	Nilai A_r		Nama Unsur	Nilai A_r	
	Dari tabel	P'bulatan*		Dari tabel	P'bulatan*
hidrogen; H	1,008	1	belerang; S	32,066	32
helium; He	4,003	4	klor; Cl	35,453	35,5
karbon; C	12,011	12	kalium; K	39,098	39
nitrogen; N	14,007	14	kalsium; Ca	40,078	40
oksigen; O	15,999	16	besi; Fe	55,847	56
natrium; Na	22,990	23	tembaga; Cu	63,546	63,5
magnesium; Mg	24,305	24	brom; Br	79,904	80
aluminium; Al	26,982	27	perak; Ag	107,868	108
silikon; Si	28,086	28	iodium; I	126,905	127
fosfor; P	30,974	31	Dst.		

Keterangan:

(*) Nilai pembulatan biasanya digunakan untuk menyederhanakan perhitungan. Sering nilai A_r tidak diikuti dengan satuannya (sma atau amu) hanya alasan kepraktisan.

2. Massa Molekul Relatif

Kita telah tahu bahwa molekul merupakan hasil penggabungan atom-atom. Oleh karena itu massa molekul harus merupakan penjumlahan massa dari atom-atom pembentuknya. Karena harga massa atom yang yang diterapkan merupakan massa relatif atom (A_r) maka massa molekul yang diperoleh dari penjumlahan A_r juga merupakan massa molekul relatif, simbol: M_r . Berikut contoh penghitungan nilai M_r untuk beberapa tipe rumus kimia suatu senyawa.

Contoh Perhitungan:

Rumus:	Jumlah & jenis atom pembentuk	Perhitungan	Nilai M_r Rumus
H_2	2 atom H	$2 \times (1) = 2$	$M_r H_2 = 2$
H_2O	2 atom H 1 atom O	$2 \times (1) = 2$ $1 \times (16) = 16$ Jumlah = 18	$M_r H_2O = 18$
$C_{12}H_{22}O_{11}$	12 atom C 22 atom H 11 atom O	$12 \times (12) = 144$ $22 \times (1) = 22$ $11 \times (16) = 176$ Jumlah = 342	$M_r C_{12}H_{22}O_{11} = 342$

$K_3[Fe(CN)_6]$	3 atom K 1 atom Fe 6 atom C 6 atom N	3 x (39) = 117 1x (56) = 56 6 x (12) = 72 6 x (14) = 84 Jumlah = 329	$M_r K_3[Fe(CN)_6] = 329$
$H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$	6 atom H 2 atom C 6 atom O	6 x (1) = 6 2 x (12) = 24 6 x (16) = 96 Jumlah = 126	$M_r H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O = 126$

Contoh Soal 6.4.

Hitunglah nilai M_r dari rumus berikut ini bila diketahui: A_r dari H=1; C=12; N=14; O=16; Na=23; P=31; dan Br=80.

a) Br_2 ; b) $(NH_4)_3PO_4$; c) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

Jawab: a) $M_r Br_2 = (2)(A_r Br) = (2)(80) = 160$. Atau **$M_r Br_2 = 160$** .

$$b) M_r (NH_4)_3PO_4 = (3 \text{ at N}) + (12 \text{ at H}) + (1 \text{ at P}) + (4 \text{ at O}) \\ = (3 \times 14) + (12 \times 1) + (1 \times 31) + (4 \times 16) = 149.$$

$$\therefore M_r (NH_4)_3PO_4 = 149.$$

$$c) M_r Na_2CO_3 \cdot 10H_2O = (2 \text{ at Na}) + (1 \text{ at C}) + (13 \text{ at O}) + (20 \text{ at H}) \\ = (2 \times 23) + (1 \times 12) + (13 \times 16) + (20 \times 1) = 286.$$

$$\therefore M_r Na_2CO_3 \cdot 10H_2O = 286.$$



L

LATIHAN 4.1

01. Dalam air kapur terlarut kalsium hidroksida, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sedangkan dalam air aki terlarut asam sulfat, H_2SO_4 . Disediakan:
- Larutan 1 (diukur 5 mL air aki dan ditimbang: 5,05 g).
 - Larutan 2 (diukur 50 mL air kapur dan ditimbang: 50,20 g).
- Jika larutan 1 dituangkan perlahan ke dalam larutan 2 dan kemudian campuran menjadi keruh, jawablah pertanyaan di bawah ini.
- Apakah perubahan yang terjadi merupakan reaksi kimia? Mengapa?
 - Berapakah massa dari campuran sebelum dan sesudah reaksi?
 - Apakah perubahan tersebut memenuhi Hukum Lavoisier? Beri penjelasan singkat.
02. Jika 5 volum gas A (pada T dan P) bereaksi dengan 15 volum gas B (pada T dan P) menghasilkan 5 volum gas C (pada T dan P), berapakan perbandingan volum antar ketiga gas tersebut ?
03. Sebuah tabung berisi 10 liter berisi N molekul gas X pada suhu T dan tekanan P. Berdasarkan hipotesis Avogadro, berapakah volum gas yang memiliki jumlah partikel yang sama pada T dan P yang sama? (Jawab: 10 liter.)
04. Diketahui dua jenis gas, yakni gas A dan B. Jika kedua gas ini memiliki jumlah molekul yang sama pada suhu dan tekanan yang sama, berapa besar volum gas A terhadap volum gas B?
05. Suatu gas berada pada sebuah bejana baja bervolum 10 liter pada suhu 0°C dan tekanan 1 atm. Kemudian bejana itu dipanaskan hingga suhunya mencapai 25°C .
- Manakah yang mengalami perubahan, apakah volum gas atau tekanan gas?
 - Hitunglah berapa besar perubahan yang terjadi.
06. Gunakan Tabel 4.2 atau Tabel Periodik Unsur untuk menjawab pertanyaan berikut.
- Berapa nilai A_r dari unsur perak dan tembaga lengkap dengan satuannya.
 - Nyatakanlah nilai A_r dari unsur perak dan unsur tembaga dalam 1 desimal.
07. Hitunglah M_r dari zat berikut di bawah ini berdasar Tabel 4.2.
- NH_4NO_3
 - $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
 - $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$
- (Jawab: a. 80; c. 690.)

R**RANGKUMAN 4.1**

- Hukum Kekekalan Massa (sering disebut Hukum Lavoisier) menyatakan bahwa massa zat-zat, sebelum dan sesudah reaksi adalah sama.
- Hukum Perbandingan Tetap (atau disebut Hukum Proust) menyatakan bahwa setiap senyawa selalu berlaku perbandingan massa antar unsur pembentuknya selalu tetap dan tertentu.
- Hukum Avogadro tentang gas berbunyi bahwa gas-gas pada volum sama yang diukur pada suhu dan tekanan yang sama akan mengandung jumlah partikel yang sama.
- Istilah amu atau sma (dengan simbol: μ) merupakan satuan massa untuk atom, dimana $1 \mu = 1 \text{ sma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$. (amu = *atomic mass unit*; sma = satuan massa atom.)
- Massa atom relatif (simbol: A_r) didefinisikan sebagai perbandingan massa 1 atom unsur itu terhadap $1/12$ x massa 1 atom C-12. (Baca: massa satu atom C dua belas.)
- Massa molekul relatif (simbol: M_r) didefinisikan sebagai penjumlahan aljabar harga A_r dari atom-atom unsur penyusun rumus atau molekul itu.

TF**TES FORMATIF 4.1**

01. Hukum Lavoisier menyatakan bahwa,
- A. Zat sebelum dan sesudah reaksi, volumenya sama.
 - B. Zat sebelum dan sesudah reaksi, tekanannya sama.
 - C. Zat sebelum dan sesudah reaksi, massanya sama.
 - D. Zat sebelum dan sesudah reaksi, jumlah partikelnya sama.
02. Hasil pengamatan reaksi di dalam bejana tertutup menunjukkan bahwa 40 g zat A habis bereaksi dengan 100 g zat B membentuk 120 g zat AB_2 . Pernyataan berikut yang tidak sesuai dengan hasil percobaan adalah,
- A. Ada 20 g zat pereaksi yang keluar dari bejana.
 - B. Ada 20 g zat pereaksi yang tersisa dalam bejana.
 - C. Massa isi bejana tidak berubah.
 - D. Massa isi bejana ada 2 jenis zat.
03. Hasil percobaan menunjukkan bahwa 25 g zat P bereaksi dengan 10 g zat Q menghasilkan 35 g zat PQ. Berdasarkan Hukum Proust,
- A. $P : Q : PQ = 25 : 10 : 35$
 - B. $P : Q : PQ = 5 : 2 : 7$
 - C. $P : Q = 25 : 10$
 - D. $P : Q = 5 : 2$
04. Perbandingan antar massa unsur dalam senyawa A_2Z adalah $A : Z = 3 : 5$. Jika 6 g unsur Z habis bereaksi dengan unsur A, maka unsur A yang telah bereaksi adalah ...
- A. 10,00 g.
 - B. 3,75 g.
 - C. 3,60 g.
 - D. 2,25 g.
05. Senyawa X_2O memiliki perbandingan massa antar unsur pembentuknya sebagai $X : O = 8 : 7$. Jika telah terbentuk 60 g senyawa X_2O maka menurut Hukum Proust,
- A. Telah bereaksi 28,0 g unsur X.
 - B. Telah bereaksi 32,0 g unsur X.
 - C. Telah bereaksi 32,0 g unsur O.
 - D. Telah bereaksi 52,5 g unsur O.

06. Sebuah balon diisi dengan gas karbid pada siang hari. Pada pagi hari yang dingin, balon tersebut akan ...
- A. mengkerut volumenya C. membesar tekanannya.
B. mengembang volumenya D. mengecil tekanannya.
07. Suatu gas berada pada sebuah bejana baja bervolum 10 liter pada suhu 0 °C dan tekanan 1 atm. Kemudian bejana itu dipanaskan hingga suhunya mencapai 25 °C. Pernyataan yang tepat terhadap hasil percobaan tersebut adalah ...
- A. Volum gas akan berubah membesar.
B. Volum gas akan berubah mengecil.
C. Tekanan gas akan berubah mengecil.
D. Tekanan gas akan berubah membesar.
08. Diketahui Nilai A_r suatu unsur (Z) adalah 55,847. Operasi berikut yang tidak tepat mengenai nilai A_r tersebut yaitu,
- A. Nilai A_r Z dalam 2 desimal adalah 55,85.
B. Nilai A_r Z dalam 1 desimal adalah 55,9.
C. Nilai A_r Z dalam 1 desimal adalah 55,8.
D. Nilai A_r Z dalam bilangan bulat adalah 56.
09. Zat berikut ini mana yang memiliki nilai M_r paling rendah?
- A. Cl_2 C. N_2
B. O_2 D. H_2
10. Jika A_r dari Al=27; S=32; dan O=16, berapakah M_r $Al_2(SO_4)_3$?
- A. 150 C. 342
B. 225 D. 375



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 4.1 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 4.1 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: } TP = \frac{JJB}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

90% - 100% = Baik sekali

80% - 89% = Baik

70% - 79% = Cukup

< 69% = Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk melaksanakan Kegiatan Belajar 4.2. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 4.1 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



Di sekitar kita dijumpai berbagai takaran atau ukuran untuk materi seperti: satuan jumlah (lusin, kodi, gross), satuan massa (kwintal, ons, kg, g, dst.), dan satuan volum (barel, galon, dm^3 , L, mL).

Satuan yang sering diterapkan terutama dalam Kimia adalah satuan yang disebut **mol**. Satuan mol merupakan satuan dasar SI dan menjadi salah satu ukuran yang paling sering digunakan dalam pengukuran dan perhitungan kimia (stoikiometri).

Untuk memperoleh pengertian lengkap tentang mol, bergantung pada batasan atau hubungan yang diterapkan.

1. Mol Sebagai Ukuran Jumlah Partikel

Mol didefinisikan (1) sebagai:
ukuran zat yang mengandung partikel sebanyak 6×10^{23} partikel.

Contoh:

Nama Zat	Rumus	Jenis Partikel	Hubungan dengan mol
karbon	C	atom	1 mol C mengandung 6×10^{23} atom C
besi	Fe	atom	1 mol Fe $\equiv 6 \times 10^{23}$ atom Fe
oksigen	O ₂	molekul	1 mol O ₂ $\equiv 6 \times 10^{23}$ molekul O ₂
air	H ₂ O	molekul	1 mol H ₂ O $\equiv 6 \times 10^{23}$ molekul H ₂ O
gula pasir	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	molekul	1 mol C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ $\equiv 6 \times 10^{23}$ molekul C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁

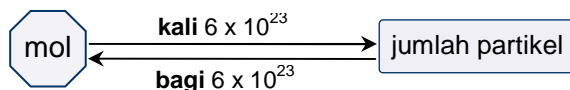
dst.

Keterangan:

Bilangan 6×10^{23} disebut bilangan Avogadro (simbol: N) sebagai penghormatan kepada Avogadro atas hasil eksperimennya (hipotesis/hukum Avogadro).

Dari contoh tersebut dapat disimpulkan bahwa 1 mol zat apa saja selalu mengandung jumlah partikel yang sama banyak yakni sebesar 6×10^{23} .

Hubungan ini dapat dinyatakan dalam bentuk skema hubungan sebagai berikut.



Gbr 4.1 Skema Hubungan Mol Dan Jumlah Partikel

Catatan:

Partikel kimia dapat berupa atom, molekul, dan ion.

Bagaimana menerapkan skema hubungan di atas, contoh-contoh soal di bawah ini dapat memperjelas hal yang dimaksud.

Contoh Soal 5.

Berapakah banyaknya partikel yang terdapat di dalam sejumlah senyawa berikut?

- a. 0,5 mol besi b. 2 mol gas nitrogen. c. 0,015 mol air d. 1 mol NaCl.

Jawab:

- a) $0,5 \text{ mol Fe} = (0,5) \times (6 \times 10^{23} \text{ partikel}) = 3,0 \times 10^{23} \text{ atom Fe.}$
 b) $2 \text{ mol N}_2 = (2) \times (6 \times 10^{23} \text{ partikel}) = 12,0 \times 10^{23} \text{ partikel} = 1,2 \times 10^{24} \text{ molekul N}_2$
 c) $0,015 \text{ mol H}_2\text{O} = (0,015) \times (6 \times 10^{23} \text{ partikel}) = 0,090 \times 10^{23} = 9,0 \times 10^{22} \text{ molekul H}_2\text{O}$
 d) $1 \text{ mol NaCl} = (1) \times (6 \times 10^{23} \text{ partikel}) = 6,0 \times 10^{23} \text{ partikel NaCl}$

Catatan:

Partikel Fe berupa atom Fe; partikel N₂ berupa molekul N₂ (juga H₂O).

Contoh Soal 6.

Hitunglah berapa besar mol air dalam ruangan yang berisi 6 juta molekul air?

Jawab:

$$\text{mol H}_2\text{O} = (6 \text{ juta}) : (6 \times 10^{23}) \text{ mol}$$

$$= \frac{6 \times 10^6}{6 \times 10^{23}} \text{ mol} = \frac{1}{10^{17}} \text{ mol} = 10^{-17} \text{ mol.}$$

2. Mol Sebagai Ukuran Massa Zat

Massa zat dapat pula dinyatakan (atau dikonversi) ke dalam satuan mol.

Mol didefinisikan (2) sebagai:

ukuran zat yang mengandung jumlah partikel yang massanya sebesar nilai A_r atau nilai M_r rumus zat itu dalam satuan gram.

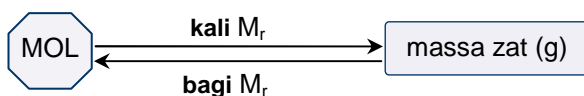
Untuk memahami hubungan antara kedua satuan (mol dan massa), perhatikanlah contoh di bawah ini.

Zat (<u>unsur</u>)	Rumus	A_r	Hubungan mol dan massa:
besi	Fe	56	1 mol Fe = 56 g Fe
Zat (<u>unsur</u>)	Rumus	M_r	Hubungan mol dan massa:
oksigen	O ₂	32	1 mol O ₂ = 32 g O ₂
Zat (<u>senyawa</u>)	Rumus	M_r	Hubungan mol dan massa:
karbon dioksida	CO ₂	44	1 mol CO ₂ = 44 g CO ₂
air	H ₂ O	18	1 mol H ₂ O = 18 g H ₂ O

Perhatikan besaran A_r atau M_r pada dua kolom terakhir.

Tampak bahwa besaran A_r atau M_r menjadi penghubung satuan mol dan satuan massa (g) suatu zat. Dengan kata lain, hubungan mol-massa setiap zat dapat dinyatakan ke dalam istilah massa molar zat (simbol: M_m), yakni massa zat (satuan gram) per mol zat itu.

Dari contoh di atas dapat disimpulkan bahwa 1 mol setiap zat selalu akan memiliki jumlah massa sesuai dengan bilangan A_r atau M_r zat dalam satuan gram. Hubungan ini dapat dinyatakan dalam bentuk skema hubungan sebagai berikut.



Gbr 4.2 Skema Hubungan Mol Dan Massa Zat

Catatan:

Untuk senyawa molekuler dan unsur molekuler gunakan M_r ; dan terapkan A_r untuk unsur atomik

Contoh soal berikut akan memperjelas pengertian tentang hubungan mol-massa beserta satuannya.

Contoh Soal 7.

- Berapakah massa dari 2 mol besi (A_r , 56)?
- Hitunglah massa (dalam g) dari 0,4 mol NaCl (M_r , 58,5)!

Jawab:

- 2 mol Fe = $(2)(56)$ g Fe = 112 g Fe.
- 0,4 mol NaCl = $(0,4)(58,5)$ g NaCl = 23,4 g NaCl.

Contoh Soal 8.

- Berapa mol yang terkandung dalam 1 kg air?
- Telah ditimbang 36 g glukosa (M_r 180). Nyatakan ukuran zat ini dalam satuan mol.

Jawab:

- 1 kg air = 1000 g H_2O = $(1000) : (18)$ mol H_2O = 55,56 mol H_2O .
- 36 g glukosa = $(36) : (180)$ mol = 0,2 mol glukosa.

3. Mol Sebagai Ukuran Volum Gas

Pembahasan stoikiometrik atau mol yang berhubungan dengan volum gas selalu melibatkan Hukum Avogadro yang telah dikemukakan pada Subbab 6C3. Hukum Avogadro berbunyi: "gas apa saja yang diukur pada volum, suhu, dan tekanan yang sama akan mengandung jumlah partikel yang sama".

Hasil kajian penting dari para ahli terhadap hukum itu menyimpulkan bahwa,

1 mol gas apa saja yang diukur pada suhu $0^{\circ}C$ dan tekanan 1 atm akan memiliki volum sebesar 22,4 L.

Catatan:

- Gas-gas pada keadaan suhu $0^{\circ}C$ dan tekanan 1 atm disebut pada keadaan suhu dan tekanan standar (atau **keadaan STP** atau disingkat keadaan standar).
- **STP** = standard temperature and pressure.

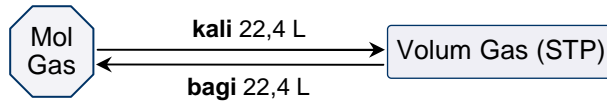
Sebagai contoh volum 1 mol gas pada STP adalah seperti berikut:

Zat (berwujud gas)	Keadaan standar	Hubungan dengan mol:
oksigen, O_2	$0^{\circ}C$; 1 atm	1 mol gas O_2 ($0^{\circ}C$; 1 atm) = 22,4 L gas O_2
karbon dioksida, CO_2	$0^{\circ}C$; 1 atm	1 mol gas CO_2 ($0^{\circ}C$; 1 atm) = 22,4 L gas CO_2

Dari uraian di atas, diperoleh batasan mol untuk gas terhadap volumnya bahwa:

Mol didefinisikan (3) sebagai:
ukuran gas yang mempunyai volum sebesar 22,4 liter pada keadaan standar
(keadaan suhu 0°C dan tekanan 1 atm).

Secara singkat hubungan mol gas dan volum gas dapat diikhtisarkan menurut skema hubungan mol-volum berikut:



Gbr 4.3 Skema Hubungan Mol Dan Volum Gas (pada STP)

Catatan:

Pada STP = pada keadaan suhu 0° dan tekanan 1 atm.

Contoh soal berikut akan memperjelas penerapan skema hubungan di atas.

Contoh Soal 9.

1. Berapa volum 2 mol gas oksigen, O₂ pada STP?
2. Pada suatu reaksi diperlukan 0,05 mol gas karbon dioksida, CO₂. Berapa volum gas ini diukur pada keadaan STP?

Jawab:

1. 2 mol O₂(STP) = (2)(22,4) L O₂ = 44,8 L O₂.
2. 0,05 mol CO₂(STP) = (0,05)(22,4) L CO₂ = 1,12 L CO₂.

Contoh Soal 10.

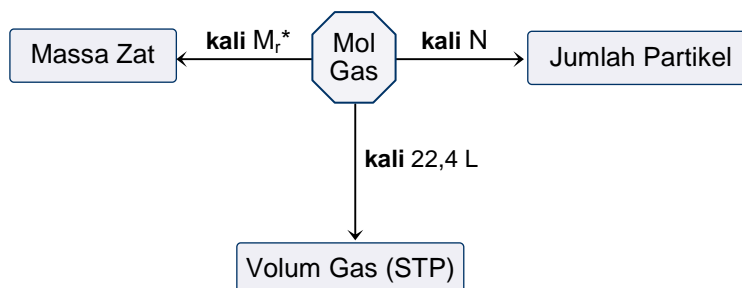
Sebuah tabung 20 L berisi gas oksigen, O₂ pada 0°C dan 1 atm. Berapa besar mol gas ini?

Jawab:

$$20 \text{ L O}_2 = \frac{20}{22,4} \text{ mol O}_2 = 0,9 \text{ mol O}_2.$$

4. Hubungan Mol Dengan Jumlah Partikel, Massa, Dan Volum

Dapat dinyatakan bahwa mol merupakan satuan kimia yang penting, dan dapat menjadi pusat konversi (pengubahan) antar satuan. Dari ketiga skema hubungan (Gbr 4.1, 4.2, dan Gbr 4.3) dapat dinyatakan ke dalam satu skema hubungan seperti berikut:



Gbr 4.4 Skema Hubungan Mol dengan Jumlah Partikel, Massa, dan Volum Zat

Catatan:

- Untuk unsur atomik, ganti M* dengan A_r; N (bil. Avogadro) = 6x10²³;
- STP = keadaan pada 0° C & 1 atm.
- Kebalikan arah panah lakukan operasi **bagi**.

Contoh soal berikut untuk memperjelas penerapan skema Gbr 4.4.

Contoh Soal 11.

Hitunglah berapa banyaknya partikel yang terkandung di dalam 10 g air!

Jawab:

$$10 \text{ g H}_2\text{O} = \frac{10}{M_r} \times N_{\text{partikel H}_2\text{O}} = \frac{10 \times 6}{18} \times 10^{23} \text{ molekul} = 3,3 \times 10^{23} \text{ molekul H}_2\text{O}.$$



L

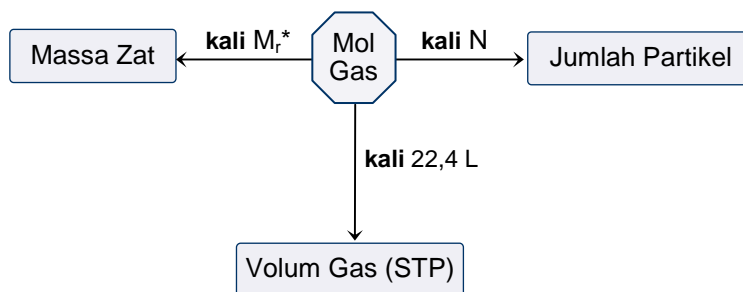
LATIHAN 4.2

01. Berapa banyaknya molekul yang terkandung dalam 0,25 mol asam sulfida, H_2S
02. Berapa banyaknya atom yang terkandung dalam 0,25 mol asam sulfida, H_2S ?
(Jawab: $4,5 \times 10^{23}$ atom.)
03. Diketahui ada $4,5 \times 10^{12}$ atom besi. Berapa besar mol besi tersebut?(Jawab: $7,5 \times 10^{-12}$ mol Fe.)
04. Berapa massa (dalam g) dari 0,1 mol $CaCO_3$? Diketahui A_r Ca=40; C=12; O=16.
(Jawab: 10 g.)
05. Hasil penimbangan 1 lembar kawat Cu adalah 1,27 g. Tetapkanlah banyaknya kawat ini dalam satuan mmol. (Jawab: 20 mmol.)
06. Udara terdiri dari 20%(volum) O_2 dan 80% N_2 . Hitung berapa mol gas oksigen yang terkandung dalam 10 L udara pada keadaan standar. (Jawab: 0,09 mol O_2 .)
07. Tetapkan besarnya mol gas O_2 yang memiliki volum 2,24 L pada suhu $27^\circ C$ dan tekanan 5 atm. (Jawab: 0,445 mol.)

R

RANGKUMAN 4.2

Mol merupakan satuan kimia yang dapat dikonversi ke satuan jumlah partikel zat, satuan massa zat, dan satuan volum gas. Skema berikut menggambarkan pengertian mol dan sifat konversi (pengubahan) antar satuan melalui satuan utama mol.



Skema Hubungan Mol dengan Jumlah Partikel, Massa, dan Volum Zat { M_r^* untuk molekuler, dan dapat diganti dengan A_r (bila atomik); N (bil. Avogadro) = 6×10^{23} ; dan 1 mol gas setara 22,4 L(pada $0^\circ C$ & 1 atm)}.



TES FORMATIF 4.2

01. Kandungan jumlah partikel paling banyak terdapat pada:
- A. 1 g gas H_2
 - B. 1 g gas CO
 - C. 1 g NH_3
 - D. 1 g $NaCl$
02. Satu mol PCl_5 mengandung jumlah atom yang sama dengan
- A. 1 mol NH_3
 - B. 1 mol CH_4
 - C. 1 mol N_2O_4
 - D. Setiap 1 mol zat
03. Jika $A_r H=1$; $N=14$; dan $O=16$, maka senyawa berikut yang massanya setara dengan 1 mol adalah:
- A. 18 g H_2O_2
 - B. 17 g NH_3
 - C. 36 g air
 - D. 14 g gas nitrogen
04. Diketahui A_r dari $H=1$; $C=12$; $N=14$; $O=16$. Molekul berikut yang paling ringan adalah molekul ...
- A. Gas hidrogen
 - B. Gas nitrogen
 - C. Gas oksigen
 - D. Gas karbon monoksida
05. Pada suhu $0^\circ C$ dan tekanan 1 atm, 0,1 mol gas N_2 mempunyai volum 2,24 L. Hubungan yang tidak tepat untuk gas berikut pada kondisi yang sama adalah:
- A. 1 mol gas O_2 mempunyai volum 22,4 L
 - B. 0,05 mol gas CO_2 mempunyai volum 1,12 L
 - C. 8 L gas CO setara dengan 0,36 mol gas CO
 - D. 1 L gas SO_3 setara dengan 22,4 mol gas SO_3
06. Untuk membuat 1 L larutan $Ca(OH)_2$ dengan kadar tertentu membutuhkan 0,01 mol $Ca(OH)_2$. Berapa mg $Ca(OH)_2$ yang harus ditimbang? Diketahui $A_r Ca=40$; $O=16$; $H=1$.
- A. 0,57 mg
 - B. 0,74 mg
 - C. 0,57 g
 - D. 0,74 g
07. Jika $N = 6 \times 10^{23}$ dan $A_r C = 12,000$ maka 1 atom karbon beratnya:
- A. 12,00 mg
 - B. 12,000 g
 - C. $2,00 \times 10^{-23}$ g
 - D. $2,00 \times 10^{-23}$ kg
08. 1 L gas O_2 ($A_r O=16$) pada P dan T massanya adalah 1,200 g. Bila ($A_r H=1$; $N=14$), maka pada P dan T yang sama berlaku:
- A. 1 L gas N_2 massanya 1,300 g
 - B. 1 L gas H_2 massanya 1,300 g
 - C. 1 L gas NO massanya 1,125 g
 - D. 1 L gas NH_3 massanya 0,650 g
09. 1 mol gas CO_2 pada keadaan standar volumenya 22,4 L. Pada keadaan suhu $25^\circ C$ dan 1 atm gas itu memiliki:
- A. mol yang lebih besar dari 1 mol.
 - B. mol yang lebih kecil dari 1 mol.
 - C. volum yang lebih kecil dari 22,4 L.
 - D. volum yang lebih besar dari 22,4 L.
10. Hasil penimbangan gas CO_2 ($M_r = 44$) pada keadaan standar (keadaan STP) adalah 5,50 g. Maka volum gas CO_2 pada keadaan itu adalah ...
- A. 2,24 L
 - B. 2,80 L
 - C. 2,56 L
 - D. 3,08 L



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 4.2 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 4.2 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: TP} = \frac{\text{JJB}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

90% - 100%	=	Baik sekali
80% - 89%	=	Baik
70% - 79%	=	Cukup
< 69%	=	Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk melaksanakan Kegiatan Belajar 4.3. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 4.2 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



4.3. KAITAN MOL DENGAN RUMUS KIMIA DAN KADAR UNSUR

1. Hubungan Mol Senyawa Dan Mol Unsur Pembentuknya

Perhatikanlah hubungan antara jumlah molekul dan jumlah atom untuk glukosa (dengan rumus kimia $C_6H_{12}O_6$) berikut ini:

(1)	1 molekul $C_6H_{12}O_6$	\equiv	6 atom C	\equiv	12 atom H	\equiv	6 atom O
(2)	N molekul $C_6H_{12}O_6$	\equiv	6N atom C	\equiv	12N atom H	\equiv	6N atom O
(3)	1 mol $C_6H_{12}O_6$	\equiv	6 mol C	\equiv	12 mol H	\equiv	6 mol O
(4)	180 g $C_6H_{12}O_6$	\equiv	72 g C	\equiv	12 g H	\equiv	96 g O

Persamaan (2) diperoleh dari penggandaan (1) dengan N; persamaan (3) diperoleh dengan konversi persamaan (2) ke satuan mol; dan konversi persamaan (3) dari mol ke massa diperoleh persamaan (4).

Tampak bahwa, bila rumus kimia suatu senyawa diketahui, maka dari rumus ini dapat diperkirakan beberapa hal berikut:

1. Komposisi unsur pembentuk senyawa	Dari tabel di atas, komposisi unsur C dalam %(massa) dapat dihitung, sbb.: $\%(\text{massa}) \text{ C} = \frac{72 \text{ g}}{180 \text{ g}} \times 100\% = 40\%.$
2. Perbandingan antar mol unsur pembentuk senyawa.	Dari tabel juga diperoleh <u>perbandingan antar mol</u> unsur pembentuk, sbb.: $\text{mol C} : \text{mol H} : \text{mol O} = 6 \text{ mol} : 12 \text{ mol} : 6 \text{ mol} = 1 : 2 : 1$ (Ditulis, perbandingan mol unsur, C : H : O = 1 : 2 : 1.)
3. Perbandingan antar massa unsur pembentuk senyawa itu (Hukum Perbandingan Tetap atau Hukum Proust)	Dari tabel diperoleh <u>perbandingan antar massa</u> unsur pembentuk, sbb.: $m_C : m_H : m_O = 72 \text{ g} : 12 \text{ g} : 96 \text{ g} = 6 : 1 : 8$ (Ditulis, perbandingan massa unsur, C : H : O = 6 : 1 : 8.)

Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa,

1) Dari rumus kimia senyawa dapat ditetapkan:

- perbandingan antar massa unsur pembentuknya; dan
- kadar atau persen-massa unsur pembentuknya; atau sebaliknya,

2) Dari massa unsur pembentuk senyawa dapat ditetapkan rumus kimia senyawa itu.

Contoh Soal 12.

Ditimbang: 60 g pupuk urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ 80%.

1. Tentukanlah berapa g urea murni yang terkandung dalam sejumlah pupuk tersebut.
2. Berapa mol N yang ada di dalam pupuk itu.
3. Berapa g N yang terdapat di dalam pupuk di atas.
4. Tetapkanlah %(massa) N dalam pupuk di atas.

Penyelesaian / Jawaban:

1. **Urea murni** dalam pupuk urea 80% adalah $80\% \times 60 \text{ g} = \mathbf{48 \text{ g}}$ urea murni.

2. Dari rumus dan hasil no 1 diperoleh:

▪ hubungan **1 mol $(\text{NH}_2)_2\text{CO} \equiv 2 \text{ mol N}$.**

$$\text{48 g } (\text{NH}_2)_2\text{CO} = \frac{48}{M_r} = \frac{48}{60} \text{ mol.}$$

$$= 0,8 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO.}$$

Perbandingan mol:

$$\text{mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO} : \text{mol N} = 1 : 2 = 0,8 : y \Leftrightarrow$$

$$y = (2)(0,8) \Leftrightarrow \mathbf{y = 1,6.}$$

$$\therefore \text{mol N} = 1,6 \text{ mol.}$$

3. **Massa N** = $(1,6)(14) \text{ g} = \mathbf{22,4 \text{ g}}$.

4. **Persen massa N** adalah

$$\%(\text{massa}) \text{ N} = \frac{22,4 \text{ g}}{60 \text{ g}} \times 100\% = 37,33\%.$$

2. Penetapan Rumus Empirik Dan Rumus Molekul Senyawa

Telah difahami bahwa, antara senyawa dan unsur pembentuknya, selalu memiliki hubungan antar rumus kimia–mol–massa–%(massa). Jika kadar unsur dalam suatu senyawa diketahui, maka dapat diperkirakan “perbandingan mol” dan “rumus empirik” untuk senyawa itu. Dan bila diketahui M_r senyawanya, maka selanjutnya dapat ditetapkan “rumus molekul” senyawa tersebut.

Perhatikanlah contoh soal di bawah ini, untuk memperoleh gambaran lebih jelas tentang bagaimana cara menetapkan “perbandingan mol”, “rumus empirik”, dan “rumus molekul” suatu senyawa berdasar data persen massa dari unsur pembentuknya.

Contoh Soal 13.

Hasil penelitian terhadap suatu senyawa ditemukan bahwa,

- 1) Senyawa itu mengandung hanya unsur C dan unsur H.
- 2) Senyawa itu memiliki komposisi 85,71%(massa) C dan 14,29% H.
- 3) M_r senyawa itu adalah 70.

Berdasarkan hasil penelitian tersebut, tetapkanlah:

(a) Rumus empirik senyawa, dan (b) Rumus molekul senyawa.

Penyelesaian:

Tetapkan dulu perbandingan massa, kemudian perbandingan mol.

Perbandingan massa adalah

$$\text{C} : \text{H} = 85,71 : 14,2 = 6 : 1$$

Perbandingan mol adalah

$$\text{C} : \text{H} = \frac{6}{12} : \frac{1}{1} = 0,5 : 1 = 1 : 2$$

a. Rumus empirik senyawa adalah **CH_2** . (Karena perbandingan molnya = 1 : 2)

b. Misal rumus molekul senyawa itu: **$(\text{CH}_2)_n$**

$$M_r (\text{CH}_2)_n = 70$$

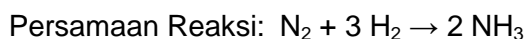
$$M_r (\text{CH}_2)_n = \{ (1)(12) + (2)(1) \} n = \{ 12 + 2 \} n = 14n$$

$$\text{Diperoleh persamaan: } 14n = 70 \Leftrightarrow n = 5$$

Dapat disimpulkan, **rumus molekul** senyawa itu adalah $(\text{CH}_2)_5$ atau **C_5H_{10}** .

3. Konsep Mol Dan Persamaan Reaksi

Telah dikemukakan bahwa persamaan reaksi menjadi acuan dalam perhitungan zat-zat yang terlibat reaksi. Koefisien reaksi menjadi bilangan bermakna yang menyatakan banyak mol dari zat-zat yang terlibat. Untuk memperjelas pernyataan ini, perhatikan contoh berikut.



Koefisien reaksi: 1; 3; 2.

Acuan hitung: 1 mol $N_2 \equiv 3$ mol $H_2 \equiv 2$ mol NH_3

Berdasar acuan ini, jika zat yang terlibat diketahui jumlah perubahannya, maka zat terlibat lainnya dapat dihitung besarnya. Jelaslah konsep mol menjadi satuan sentral terhadap satuan lainnya seperti satuan massa, satuan volum, atau satuan jumlah partikel.

Contoh soal dengan penyelesaiannya di bawah ini memperlihatkan hubungan antara persamaan reaksi dengan satuan mol dan satuan lainnya.

<p>Contoh Soal 1. Adanya gas karbon dioksida (CO_2) di udara antara lain disebabkan oleh peristiwa pembakaran. Jika seseorang membakar 120 g arang (C), berapakah:</p> <ol style="list-style-type: none"> banyaknya mol gas oksigen yang bereaksi? massa gas karbon dioksida yang terbentuk (dalam g)? <p>Diketahui Ar C=12; dan O=16.</p>	<p>Penyelesaian Persamaan reaksi: $C + O_2 \rightarrow CO_2$ Membakar 120 g arang (C) = $120/12$ mol = 10 mol C. Diperoleh acuan utama: 1 mol C \equiv 1 mol $O_2 \equiv$ 1 mol CO_2</p> <ol style="list-style-type: none"> Gunakan acuan turunan: 1 mol C \equiv 1 mol O_2 Diperoleh: 10 mol C \equiv 10 mol O_2; \therefore gas O_2 yang bereaksi sebesar 10 mol. Gunakan acuan turunan: 10 mol C \equiv 10 mol CO_2 $M_r CO_2 = 44$ (bagaimana memperoleh harga ini?) \therefore massa $CO_2 = 10 \times M_r CO_2 = 10 \times 44 = 440$ g.
--	--

<p>Contoh Soal 2. Di alam, logam besi ditemukan antara lain dalam bentuk bijih besi. Bijih besi umumnya berupa senyawa oksida besi di antaranya sebagai Fe_2O_3. Salah satu tahap pengolahannya adalah melibatkan reaksi:</p> $Fe_2O_3 + 3 C \rightarrow 2 Fe + 3 CO$ <ol style="list-style-type: none"> Berapa kg besi dapat dihasilkan dari pengolahan 1 kg bijih besi? Berapa massa kokas, C (dalam kg) yang diperlukan untuk menghasilkan 1 kg besi? <p>Diketahui: Ar dari C=12; O=16; dan Fe=56.</p>	<p>Penyelesaian. Diketahui: Persamaan Reaksi: $Fe_2O_3 + 3 C \rightarrow 2 Fe + 3 CO$ 1 kg Fe_2O_3. Diperoleh acuan utama: 1 mol $Fe_2O_3 \equiv 3$ mol C $\equiv 2$ mol Fe $\equiv 3$ mol CO</p> <p>Jawab:</p> <ol style="list-style-type: none"> Acuan turunan: 1 mol $Fe_2O_3 \equiv 2$ mol Fe $M_r Fe_2O_3 = 160$ (coba Sdr hitung). 1 kg $Fe_2O_3 = (1) : (160)$ kmol Fe_2O_3 $= 1/160$ kmol Fe_2O_3 Berlaku perbandingan mol = $Fe_2O_3 : Fe = 1 : 2$. Diperoleh, $Fe_2O_3 : Fe = 1 : 2 = 1/160 : x$ Diperoleh, $(1) \times (x) = (2) \times (1/160)$ $x = 2/160$. Besi yang didapat = $2/160$ kmol Fe $= (2/160) \times (56 \text{ kg}) = 112/160$ kg $= 0,7$ kg Acuan turunan: 1 mol $Fe_2O_3 \equiv 3$ mol C Diperoleh, $Fe_2O_3 : C = 1 : 3 = 1/160 : y$ Diperoleh, $y = 3/160$. Kokas y. diperlukan = $(3/160) \times (12 \text{ kg}) = 36/160$ kg $= 0,225$ kg.
---	---

L

LATIHAN 4.3

01. Sumber unsur N untuk tanaman dapat diperoleh dari pupuk ZA dengan rumus molekul $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Hitunglah berapa komposisi N dalam pupuk tersebut!
02. Hasil penyelidikan terhadap suatu senyawa hidrokarbon yaitu senyawa yang hanya mengandung C dan H menunjukkan bahwa 2,000 g senyawa itu mengandung 1,875 g C; sedangkan hasil pengujian M_r senyawa itu adalah 128,0 g/mol.
 - a. Tetapkanlah rumus empirik senyawa hidrokarbon itu. (Jawab: C_5H_4 .)
 - b. Tentukanlah rumus molekul senyawa yang bersangkutan.
03. Secara industrial (besar-besaran), gas amoniak, NH_3 dibuat dari gas nitrogen dan gas hidrogen. Untuk menghasilkan 1 kg NH_3 .
 - a. berapa liter gas nitrogen (pada STP) yang diperlukan? (Jawab: 658,8 L.)
 - b. berapa liter gas hidrogen (pada STP) yang diperlukan? (Jawab: 1976,5 L.)
 (Petunjuk: Tuliskan persamaan reaksi, lalu lengkapi koefisien reaksinya.)

R

RANGKUMAN 4.3

- Rumus empirik senyawa diturunkan dari perbandingan mol antar unsur pembentuknya. Rumus molekul suatu senyawa dapat ditetapkan berdasarkan pada rumus empirik senyawa itu.
- Komposisi dari unsur yang membentuk suatu senyawa dapat ditetapkan berdasar rumus molekul senyawanya.
- Persamaan reaksi merupakan acuan dasar utama pada perhitungan jumlah zat yang terlibat dalam reaksinya melalui penerapan satuan utama mol dan satuan lainnya.
- Koefisien reaksi merupakan bilangan penting sebagai penentu acuan dasar utama.

TF

TES FORMATIF 4.3

01. Senyawa dengan rumus molekul $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, memiliki perbandingan mol sebagai ...

A. 2 : 2 : 4	C. 2 : 1 : 1
B. 1 : 1 : 2	D. 4 : 2 : 2
02. Tanah mengandung senyawa silikat yang berasal dari senyawa SiO_2 . Jika 100 g tanah mengandung 42% SiO_2 , berapa komposisi unsur silikon (Si) dalam tanah? (Diketahui: A_r Si = 28; O = 16.)

A. 19,6% Si	C. 46,7% Si
B. 28,0% Si	D. 53,3% Si
03. Dalam 50 g zat yang mengandung Ca, C, dan O terdapat 31,20% Ca, 18,72% C, dan 50,08% O. Jika A_r Ca=40, C=12, dan O=16, maka perbandingan jumlah atom Ca : C : O dalam molekul zat itu adalah:

A. 5 : 3 : 8	C. 1 : 1 : 4
B. 1 : 1 : 3	D. 1 : 2 : 4



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 4.3 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 4.3 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: } TP = \frac{\text{JJB}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

90% - 100%	=	Baik sekali
80% - 89%	=	Baik
70% - 79%	=	Cukup
< 69%	=	Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk membuka Bahan Belajar Mandiri 5. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 4.3 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



KUNCI JAWABAN TES FORMATIF

Tes Formatif 4.1	Tes Formatif 4.2	Tes Formatif 4.3
01. C	01. A	01. B
02. B	02. C	02. A
03. D	03. B	03. D
04. C	04. A	04. C
05. B	05. D	05. B
06. A	06. D	06. A
07. D	07. C	07. C
08. B	08. C	08. D
09. D	09. D	09. D
10. C	10. D	10. C



DAFTAR PUSTAKA

- Blank, Emanuel. *Et al.* (1979). *Foundations of Life Science*. New York: Holt, Rinehart and Winston, Inc.
- Brown, Theodore L. and LeMay Jr, H. Eugene. (1977). *Chemistry: The Central Science*. Englewood, New Jersey: Prentice-Hall Inc.
- Chandler, John and Barnes, Dorothy. (1981). *Laboratory Experiments in General Chemistry*. Encino, California: Glencoe Publishing Co., Inc.
- Lippincott, W.T., Garret, A.B., dan Verhoek, F.H. (1980). *Chemistry – A Study of Matter*. Fourth Edition, New York: John Willey & Sons.
- Miller Jr., G.T. (1981). *Living in the Environment*. Edisi III. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company, Inc.
- Miller Jr, G. Tyler. (1982). *Chemistry: A Basic Introduction*. Second Edition. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company.
- Mortimer, C.E. (1985). *Chemistry*. Edisi V. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company, Inc.
- Mulyono HAM. (2002). *Kimia 1 untuk SMU/MA Kelas 1*. Edisi Kedua. Bandung: Penerbit CV. Acarya Media Utama.
- Mulyono HAM. (2006a). *Kamus Kimia*. Edisi Kedua. Jakarta: Penerbit PT. Bumi Aksara.
- Mulyono HAM. (2006b). *Pembuatan Reagen Kimia di Laboratorium*. Edisi Pertama. Jakarta: Penerbit PT. Bumi Aksara.
- Neidig, H.A. and Spencer, J.N. (1978). *Introduction to the Chemistry Laboratory*. Boston, Massachusetts: Willard Grant Press.
- Pessenden, Ralf J. and Pessenden, Joan S. (1983). *Chemical Principles for The Life Science*. Second Edition. Boston: Allyn and Bacon, Inc.
- Russell, J.B., (1981), *General Chemistry*, Singapore: McGraw-Hill Book, Co.
- Sackheim, G. I., and Schultz, R. M. (1979). *Chemistry for the Health Science*. New York: Macmillan Company.
- Washton, Nathan S. (1974). *Teaching Science In Elementary and Middle Schools*. New York: David McKay Company, Inc.

