

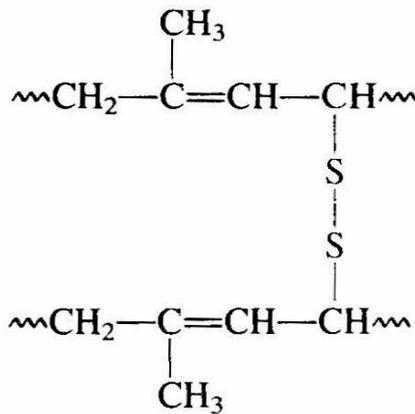


JURUSAN PENDIDIKAN TEKNIK OTOMOTIF
FAKULTAS TEKNIK
UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA

KODE MODUL

KIM.OTO 203-01

Konsep dasar Kimia



Penyusun :
Heri Wibowo, M.T.

Sistem Perencanaan Penyusunan Program dan Penganggaran (SP 4)

Jurusan Pendidikan Teknik Otomotif

2005

KATA PENGANTAR

Modul **Konsep dasar kimia** ini digunakan sebagai panduan kegiatan belajar mahasiswa untuk membentuk salah satu kompetensi, yaitu : Memahami hukum-hukum dasar dan istilah-istilah pada kimia dan penerapannya. Modul ini dapat digunakan untuk mahasiswa Pendidikan Teknik Otomotif jenjang S1 dan D3 Fakultas Teknik UNY.

Modul ini terdiri atas lima kegiatan belajar. Kegiatan belajar 1 membahas tentang hukum-hukum dasar kimia. Kegiatan belajar 2 membahas tentang unsur dan persenyawaan. Kegiatan belajar 3 membahas tentang konsep mol dan analisis konsep mol. Kegiatan belajar 4 membahas tentang persamaan reaksi kimia. Kegiatan belajar 5 membahas tentang rumus kimia dan komposisi kimia.

Yogyakarta, Agustus 2005

Penyusun.

Heri Wibowo, M.T.

DAFTAR ISI MODUL

	Halaman
HALAMAN DEPAN	i
KATA PENGANTAR	ii
DAFTAR ISI	iii
KEDUDUKAN MODUL KIMIA	v
PERISTILAHAN/GLOSARIUM	vi
PENDAHULUAN	
A. DESKRIPSI JUDUL	
B. PRASARAT	
C. PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL	
1. Petunjuk bagi mahasiswa.....	
2. Petunjuk bagi dosen	
D. TUJUAN AKHIR	
E. KOMPETENSI	
F. CEK KEMAMPUAN	
PEMBELAJARAN	
A.RENCANA BELAJAR MAHASISWA	
.....	
B. KEGIATAN BELAJAR	
1. Kegiatan Belajar 1 : Hukum-hukum dasar kimia.....	
a. Tujuan kegiatan pembelajaran 1	
b. Uraian materi 1.....	
c. Tes formatif 1	

2. Kegiatan Belajar 2 : Unsur dan persenyawaan
 - a. Tujuan kegiatan pembelajaran 2
 - b. Uraian materi 2
 - c. Tes formatif 2

3. Kegiatan Belajar 3 : Konsep mol dan analisis konsep mol
 - a. Tujuan kegiatan pembelajaran 3
 - b. Uraian materi 3
 - c. Tes formatif 3

4. Kegiatan Belajar 4 : Persamaan reaksi kimia
 - d. Tujuan kegiatan pembelajaran 4
 - e. Uraian materi 4
 - f. Tes formatif 4

5. Kegiatan Belajar 5 : Rumus dan komposisi kimia
 - g. Tujuan kegiatan pembelajaran 5
 - h. Uraian materi 5
 - i. Tes formatif 5

EVALUASI

- A. PERTANYAAN
- B. KUNCI JAWABAN
- C. KRITERIA KELULUSAN

PENUTUP

- DAFTAR PUSTAKA

PETA KEDUDUKAN MODUL

A. Kedudukan Modul

Modul dengan kode KIM. OTO-203-01 ini merupakan prasyarat untuk menempuh modul OTO-324-02.



Keterangan :

KIM.OTO 203-01

KIM.OTO 203-02

KIM.OTO 203-03

**Konsep dasar Kimia
Larutan, Gas dan Penerapan Kimia
Praktis
Pembakaran dan Kalor Reaksi**

PERISTILAHAN / GLOSSARY

Unsur yaitu zat yang tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat baru yang lebih sederhana baik dengan cara fisik maupun kimia, dan unsur memiliki ciri khas terhadap sifat kimianya .

Senyawa yaitu penggabungan dua atau lebih unsur yang sejenis maupun berlainan jenis yang membentuk satu kesatuan sehingga memiliki sifat yang berbeda dengan unsur-unsur penyusunnya.

Konsep mol yaitu konsep untuk menentukan jumlah atom pada suatu zat yang diberi satuan mol. Suatu unsur akan berjumlah 1 mol, jika unsur itu mengandung $6,02 \times 10^{23}$ butir atom. Suatu senyawa akan berjumlah 1 mol, jika senyawa itu mengandung $6,02 \times 10^{23}$ butir molekul.

Reaksi kimia yaitu suatu proses dimana zat-zat baru yaitu hasil reaksi, terbentuk dari beberapa zat aslinya, yang disebut pereaksi. Biasanya, suatu reaksi kimia disertai oleh kejadian-kejadian fisis, seperti perubahan warna, pembentukan endapan, atau timbulnya gas.

Komposisi kimia yaitu komposisi massa pada suatu senyawa yang menunjukkan adanya hubungan tetap yang terdapat antara bobot setiap unsur didalam senyawa itu, atau antara bobot setiap unsur manapun juga dengan bobot senyawa itu secara keseluruhan.

BAB I

PENDAHULUAN

A. DESKRIPSI

Modul Konsep dasar kimia ini membahas tentang beberapa hal mendasar yang perlu diketahui agar siswa dapat mengetahui dan menggunakan konsep tersebut dalam ilmu kimia. Cakupan materi yang akan dipelajari dalam modul ini meliputi : (a) Hukum-hukum dasar kimia, (b) Unsur dan persenyawaan, (c) Konsep mol dan analisis konsep mol, (d) Persamaan Reaksi Kimia dan (e) Rumus dan komposisi kimia.

Modul ini terdiri atas lima kegiatan belajar. Kegiatan belajar 1 membahas tentang hukum-hukum dasar pada kimia. Kegiatan belajar 2 membahas tentang unsur dan sifatnya serta persenyawaan beberapa unsur. Kegiatan belajar 3 membahas tentang konsep mol dan analisis konsep mol terhadap massa dan berat unsur. Kegiatan belajar 4 membahas tentang persamaan pada reaksi kimia. Kegiatan belajar 5 membahas tentang rumus kimia suatu senyawa dan komposisi kimia suatu senyawa dari beberapa unsur penyusunnya.

Setelah mempelajari modul ini peserta diklat diharapkan dapat memahami hukum-hukum dasar dan istilah-istilah pada kimia dan penerapannya.

B. TUJUAN AKHIR

Setelah mempelajari secara keseluruhan materi kegiatan belajar dalam modul ini peserta diklat diharapkan :

1. Memahami hukum-hukum dasar pada kimia.
2. Memahami jenis-jenis unsur dan sifatnya serta persenyawaan.
3. Memahami konsep mol dan analisisnya terhadap massa dan berat unsur.
4. Memahami dan mampu menganalisis persamaan pada reaksi kimia.
5. Memahami dan mampu menganalisis rumus dan komposisi kimia dari suatu senyawa terhadap unsur-unsurnya.

C. KOMPETENSI

Modul KIM.OTO-203-01 merupakan subkompetensi Prinsip dasar kimia yang menjadi salah satu unsur untuk membentuk kompetensi Ilmu Kimia dan Penerapan dalam Teknik Otomotif. Uraian subkompetensi ini dijabarkan seperti di bawah ini.

Sub Kompetensi	Kriteria Unjuk Kerja	Lingkup Belajar	Materi Pokok Pembelajaran		
			Sikap	Pengetahuan	Ketrampilan
A1. Konsep dasar Kimia	1.Hukum-hukum dasar pada kimia, unsur dan sifatnya serta persenyawaan unsur dipelajari dengan benar sehingga menjadi konsep dasar pada penerapan dalam teknik. 2.konsep mol, analisis konsep mol, persamaan reaksi kimia, rumus dan komposisi kimia dipelajari dengan benar sehingga menjadi dasar analisis	Hukum-hukum dasar pada kimia, unsur dan sifatnya serta persenyawaan, konsep mol dan analisis konsep mol	Teliti, cermat, dan kritis dalam memahami Hukum-hukum dasar pada kimia, unsur dan sifatnya serta persenyawaan, konsep mol dan analisis konsep mol	1.Hukum-hukum dasar pada kimia 2.Unsur dan sifatnya serta persenyawaan. 3.Konsep mol dan analisis konsep mol.	Menganalisa permasalahan kimia dengan konsep mol.

	penerapan dalam teknik.				
--	-------------------------	--	--	--	--

D. CEK KEMAMPUAN

Sebelum mempelajari modul **KIM.OTO-203-01**, isilah dengan cek list (√) kemampuan yang telah dimiliki peserta diklat dengan sikap jujur dan dapat dipertanggung jawabkan :

Sub Kompetensi	Pernyataan	Jawaban		Bila jawaban 'Ya', kerjakan
		Ya	Tidak	
Prinsip dasar Kimia	1. Saya mampu menjelaskan hukum-hukum dasar pada kimia.			Soal Tes Formatif 1.
	2. Saya dapat menjelaskan unsur dan sifatnya serta persenyawaan unsur dengan benar			Soal Tes Formatif 2
	3. Saya dapat menganalisa persoalan kimia dengan konsep mol dengan benar			Soal Tes Formatif 3.
	4. Saya dapat menganalisa suatu persamaan reaksi kimia dengan benar			Soal Tes Formatif 4.
	5. Saya dapat menentukan suatu rumus dan komposisi kimia dengan benar			Soal Tes Formatif 5.

Apabila peserta diklat menjawab **Tidak**, pelajari modul ini

BAB I

Hukum-hukum dasar pada kimia

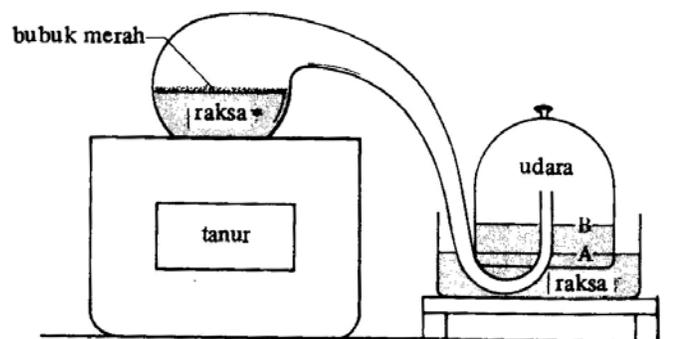
a. Tujuan Kegiatan Belajar 1 :

- 1). Mahasiswa dapat menjelaskan hukum-hukum dasar kimia antara lain hukum Lavoisier, hukum Proust, hukum Dalton, hukum Richter dan hukum Faraday.

b. Uraian Materi 1

1) Hukum Lavoisier

Hukum Lavoisier merupakan hukum tentang kekekalan massa, yang menyatakan bahwa Berat zat sebelum dan sesudah reaksi kimia adalah sama. Pada proses pembakaran bahan dengan oksigen dari udara, maka massa bahan tersebut akan mengalami perubahan. Gambar 1. menggambarkan salah satu percobaan Lavoisier, dimana cairan (merkuri) bereaksi dengan oksigen membentuk merkuri oksida yang berwarna merah. Bila merkuri oksida ini dipanaskan kembali, maka akan terurai menghasilkan sejumlah cairan merkuri dan gas oksigen yang jumlahnya sama dengan yang dibutuhkan waktu pembentukan merkuri oksida.



Gambar 1. Percobaan Lavoisier pada pemanasan merkuri dengan udara.

Mula-mula tinggi merkuri pada wadah yang berisi udara adalah A, tetapi setelah beberapa hari merkuri naik ke B. Beda tinggi A dan B menyatakan volume udara yang dipakai merkuri dalam pembentukan merkuri oksida. Bila merkuri oksida (bubuk merah) dipanaskan akan terurai menjadi cairan merkuri dan sejumlah volume gas yang jumlahnya sama dengan udara yang dibutuhkan dalam percobaan pertama.

2) Hukum Proust

Hukum Proust merupakan hukum yang menjabarkan tentang kekekalan susunan dalam suatu senyawa. Hukum ini berbunyi " Perbandingan berat unsur-unsur yang membentuk suatu senyawa adalah tetap".

Proust menemukan bahwa tembaga karbonat, baik dari sumber alami maupun dari sintesis dalam laboratorium, mempunyai susunan yang tetap. Data berikut ini didapat dari pemanasan logam magnesium dalam gas oksigen menghasilkan bubuk putih, magnesium oksida. Diperlihatkan bahwa data tersebut mengikuti hukum susunan tetap.

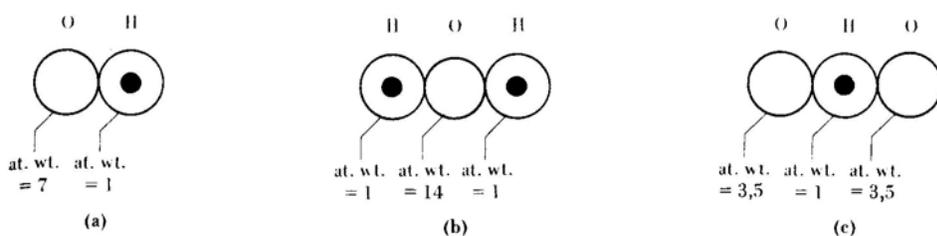
Menurut hukum susunan tetap, perbandingan massa magnesium dan magnesium oksida memiliki nilai tetap, tidak tergantung pada contoh awal. Kolom terakhir pada tabel membuktikan hal itu. Dengan ketepatan pengukuran ditentukan sampai $\pm 0,001$ gr, hukum susunan tetap ini dijelaskan.

3) Hukum Dalton

Hukum Dalton merupakan hukum teori yang meliputi dua hal yaitu teori yang melibatkan kejadian kimiawi seperti kejadian fisis dalam merumuskan gagasannya tentang atom dan teori yang mendasarkan asumsi pada data kuantitatif.

Asumsi-asumsi yang dikembangkan Dalton didasarkan pada tiga asumsi pokok.

1. Tiap unsur kimia tersusun oleh partikel-partikel kecil yang tidak biasa dihancurkan dan dibagi, yang disebut atom. Selama perubahan kimia, atom tidak bisa diciptakan dan tidak bisa dimusnahkan.
2. Semua atom dari suatu unsur mempunyai massa dari sifat yang sama, tetapi atom-atom dari suatu unsur berbeda dengan atom-atom dari unsur yang lain, baik massa (berat maupun sifat-sifatnya yang berlainan).
3. Dalam senyawa kimiawi, atom-atom dari unsur yang berlainan melakukan ikatan dengan perbandingan numerik yang sederhana, misalnya satu atom A dan satu atom B (AB), satu atom A dan dua atom B (AB_2).



Gambar 2. Bobot atom yang dirumuskan Dalton.

Hasil analisis yang diperoleh Dalton (87 % O dan 13 % H) menganggap bahwa air mengandung massa oksigen tujuh kali massa hidrogen. Dalton menganggap rumus paling sederhana $H : O = 1 : 7$, sedangkan zaman sekarang yang benar adalah $H : O = 2 : 16$.

4) Hukum Richter

Hukum Richter merupakan hukum proporsi ekuivalen. Bila unsur P yang tertentu beratnya dapat bersenyawa dengan a gram unsur Q, b gram unsur R dan d gram unsur T, maka unsur-unsur Q, R dan T dapat saling bersenyawa dengan perbandingan berat a, b dan c atau kelipatannya.

Jika 1 gram hidrogen dapat bersenyawa dengan ;

- a. 8 gram oksigen membentuk air
- b. 3 gram karbon membentuk metana
- c. 35,5 gram klor membentuk hidrogen klorida.

Maka :

- d. 3 gram karbon dapat bersenyawa dengan 8 gram oksigen membentuk karbon dioksida.
- e. 3 gram karbon dapat bersenyawa dengan 35,5 gram klor membentuk karbon tetraklorida.

5) Hukum Avogadro

Hukum Avogadro berbunyi " Gas-gas yang volumenya sama, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama, mengandung jumlah molekul yang sama pula". Misalnya 1 liter gas klor mengandung n molekul Cl_2 , maka 1 liter gas lain juga mengandung n molekul gas tersebut, pada suhu dan tekanan sama. Bila gas dengan jumlah molekul/ atom sama mempunyai jumlah mol yang sama pula maka dapat diartikan pula pada suhu dan tekanan sama : *gas-gas yang volumenya sama maka jumlah molnya sama.*

5) Hukum Faraday

Hukum Faraday menjelaskan tentang hubungan proses kimia dengan energi listrik. Proses ini sudah banyak dikenal diberbagai industri sebagai proses elektrolisis, yaitu proses perpindahan muatan listrik pada suatu larutan yang menghasilkan proses kimia pada larutan tersebut.

Hukum Faraday ini dirumuskan dengan :

$$W = e \cdot F$$

Dengan : W = massa zat hasil elektrolisis (gram)

E = berat ekuivalen zat hasil elektrolisis

F = jumlah arus listrik dalam satuan Faraday.

Michael Faraday melaporkan juga hasil percobaannya tentang muatan listrik melalui gas-gas. Ia menggunakan alat yang menggunakan tabung gelas dan elektroda diujung-ujungnya. Lempeng logam yang disebut elektroda ditempatkan diujung tabung gelas yang divakumkan (hampa), sehingga arus listrik dapat melewati ruang tersebut. Salah satu elektroda disebut katoda, dihubungkan dengan sumber listrik negatif dengan tegangan tinggi (beberapa ribu volts), sedang yang lain disebut anoda (kutub positif). Dari percobaan Faraday dikembangkan oleh Rontgen yang memberikan pengaruh sinar katoda pada suatu permukaan menghasilkan suatu jenis radiasi. Radiasi yang dihasilkan ini yang sekarang dikenal dengan sinar X.

c. Tes Formatif 1

1. Jelaskan cara kerja satu percobaan Lavoisier dengan cairan (merkuri) yang menyatakan hukum kekekalan massa !
2. Bagaimana pengertian Hukum Proust !
3. Bagaimana teori atom yang dikembangkan oleh Dalton !
4. Hukum Faraday yang mengungkapkan tentang elektrolisis, bagaimanakah perumusannya !

d. Kunci Jawaban Formatif 1

- 1). Cara kerja percobaan Lavoisier : mula-mula tinggi merkuri pada wadah yang berisi udara adalah A, tetapi setelah beberapa hari merkuri naik ke B. Beda tinggi A dan B menyatakan volume udara yang dipakai merkuri dalam pembentukan merkuri oksida. Bila merkuri oksida (bubuk merah) dipanaskan akan terurai menjadi cairan merkuri dan sejumlah volume gas yang jumlahnya sama dengan udara yang dibutuhkan dalam percobaan pertama.
- 2). Hukum Proust merupakan hukum yang menjabarkan tentang kekekalan susunan dalam suatu senyawa. Hukum ini berbunyi " Perbandingan berat unsur-unsur yang membentuk suatu senyawa adalah tetap".
- 3). Asumsi-asumsi yang dikembangkan Dalton didasarkan pada tiga asumsi pokok.
 - a. Tiap unsur kimia tersusun oleh partikel-partikel kecil yang tidak biasa dihancurkan dan dibagi, yang disebut atom. Selama perubahan kimia, atom tidak bisa diciptakan dan tidak bisa dimusnahkan.
 - b. Semua atom dari suatu unsur mempunyai massa dari sifat yang sama, tetapi atom-atom dari suatu unsur berbeda dengan atom-atom dari unsur yang lain, baik massa (berat maupun sifat-sifatnya yang berlainan.
 - c. Dalam senyawa kimiawi, atom-atom dari unsur yang berlainan melakukan ikatan dengan perbandingan numerik yang sederhana, misalnya satu atom A dan satu atom B (AB) , satu atom A dan dua atom B (AB₂).
- 4). Hukum Faraday ini dirumuskan dengan :
W = e . F Dengan : W = massa zat hasil elektrolisis (gram)
E = berat ekuivalen zat hasil elektrolisis
F = jumlah arus listrik dalam satuan Faraday.

BAB 2

Unsur dan Persenyawaan

a. Tujuan Kegiatan Belajar 2 :

Mahasiswa dapat menjelaskan unsur dan sifatnya serta persenyawaan beberapa unsur beserta sifatnya

b. Uraian Materi 2.

1). Unsur-unsur Kimia

Atom-atom suatu unsur semuanya merupakan satu jenis. Bagi ahli-ahli kimia jenis atom dicirikan oleh nomor atom, karena Z (nomor atom) merupakan sifat yang menentukan perilaku kimianya. Sampai kini telah diketahui atom dengan $Z = 1$ sampai $Z = 106$ sebanyak 106 unsur kimia yang telah diketahui. Tiap unsur kimia mempunyai nama dan lambang. Lambang umumnya merupakan bentuk singkatan sederhana dari nama inggris yang terdiri dari satu atau dua huruf, sebagai contoh :

Oksigen = O Nitrogen = N

Neon = Ne , dsb.

Beberapa unsur yang telah dikenal lama mempunyai simbol yang didasarkan atas nama latinnya, contohnya :

Besi = Fe (ferrum) Tembaga = Cu (cuprum)

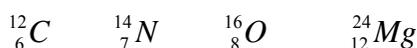
Timbal = Pb (Plumbum) , dsb.

Sebagian unsur mempunyai simbol-simbol yang didasarkan nama latin dari satu diantara senyawa-senyawanya, unsur unsur itu sendiri baru-baru saja diketemukan, contohnya :

Sodium = Na (natrium = sodium carbonat)

Potassium = K (Kalium = Potassium carbonat)

Lambang Tungsten, W , didasarkan pada nama Jerman, Wolfram. Daftar lengkap unsur-unsur terdapat pada tabel 1. tentang susunan berkala unsur-unsur. Keterangan tentang susunan dan inti atomnya dapat dicantumkan dalam lambang ${}^A_Z X$, misalnya :



Arti lambang ${}^A_Z X$ adalah jenis atom yang disebut nuklida dari unsur X, yang mempunyai nomor atom Z dan nomor massa A . Pada salah satu nuklida diatas, unsur karbon (C) adalah atom dengan 6 proton dan 6 neutron didalam intinya dan 6 elektron diluar inti.

Semua atom suatu unsur dapat mempunyai nomor atom sama, tetapi dapat mempunyai jumlah massa yang berlainan. Nuklida yang berbeda dari suatu unsur bersama-sama disebut dengan isotop dari suatu unsur. Atom neon dengan massa ${}^{22}_{20} Ne$ lebih besar dari atom neon yang biasa. Terdapat 3 nuklida yang berbeda, atau dapat disebut 3 **isotop neon**, dengan lambang ${}^{20}_{20} Ne$, ${}^{21}_{20} Ne$, dan ${}^{22}_{20} Ne$.

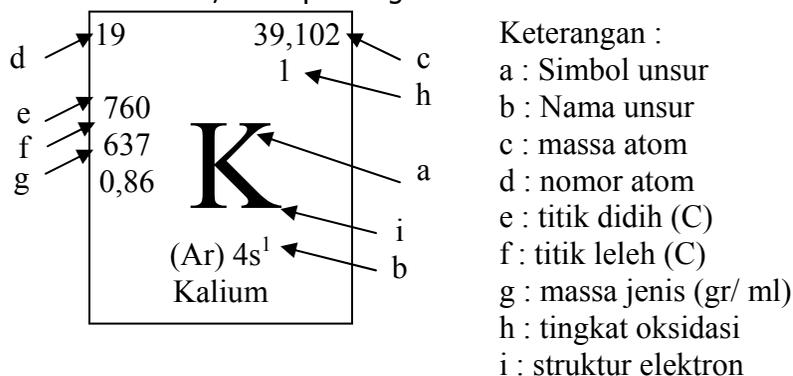
MODUL KIMIA

Penyebaran isotop-isotop ini di alam berturut-turut 90,0 % , 0,3 % , dan 8,8 % yang dinamakan persen kelimpahan alam isotop neon. Kadang-kadang, jumlah massa dari isotop itu dicantumkan pada nama unsur itu, misalnya neon-20, karbon-12, oksigen-16.

Dalam atom yang netral jumlah elektron harus sama dengan jumlah proton. Tetapi jika sebuah atom kehilangan atau mendapat tambahan elektron, maka akan timbul muatan listrik dan menjadi sebuah ion. Jenis ${}_{10}^{20}\text{Ne}^+$ dan ${}_{10}^{20}\text{Ne}^{2+}$ adalah ion. Ion pertama mempunyai 10 proton, 10 neutron dan 9 elektron sedangkan ion kedua mempunyai 10 proton, 10 neutron dan 8 elektron.

Lambang kimia dapat pula disusun dalam empat bilangan dalam indeks bawah dan indeks atas, yaitu ${}_B^A X_D^C$. Pada skema ini, A adalah jumlah atom, dan C adalah muatan listrik resik, seperti pada ${}_{10}^{20} X^{2+}$. Bilangan keempat indeks bawah kanan (D) menyatakan jumlah atom dalam molekul.

Dalam tabel susunan berkala unsur-unsur, dapat pula diperoleh informasi tentang sifat-sifat fisik maupun sifat sifat kimia unsur tersebut. Dicontohkan satu jenis unsur yang dilengkapi dengan data data sifat fisis dan kimia dalam satu kotak bagian dari susunan berkala unsur tersebut, ditampilkan gambar 1.



Gambar 1. Unsur K (kalium) dan sifat-sifatnya dalam kotak unsur.

Dalam unsur Kalium tersebut di cantumkan variabel-variabel yang memberi keterangan tentang nomor atom dan massa atom dari unsur tersebut. Seperti disebutkan sebelumnya bahwa nomor atom menunjukkan jumlah elektron yang ada pada unsur tersebut, maka nomor atom Kalium (K) = 19 memiliki arti bahwa jumlah elektron Kalium adalah 19, 19 neutron dan 19 proton.

Massa atom atau dalam dikenal dengan Atom relatif (Ar) unsur, merupakan massa dari satu buah atom yang tidak bersenyawa (tunggal) dari unsur tersebut. Dalam susunan berkala unsur K memiliki Ar = 39,102. Angka itu menunjukkan massa satu buah atom Kalium yang biasanya diberi satuan *amu*.

Apabila atom unsur tersebut bersenyawa dengan unsur lain, atau bersenyawa dengan unsur itu sendiri, maka momor massa dari atom tersenyawa tersebut disebut dengan "molekul relatif" atau Mr. Dicontohkan suatu senyawa H₂O, maka senyawa tersebut merupakan senyawa antara unsur H (2 atom H) dan unsur O (1 atom O). Besarnya massa molekul relatif (Mr) dari H₂O adalah

$$\begin{aligned} \text{Mr H}_2\text{O} &= (2 \times \text{Ar. H}) + (1 \times \text{Ar. O}) \\ &= 2 \times 1,0 + 1 \times 16 \\ &= 18 \end{aligned}$$

(Ar. H dan Ar. O dicari dari tabel susunan berkala unsur)

2). Pengelompokan unsur berdasarkan sifat-sifatnya

a. Unsur logam : pada suhu kamar berbentuk padat kecuali air raksa, mempunyai sifat kilau, dapat ditempa menjadi lembaran, dapat ditarik menjadi kawat, konduktor panas dan konduktor listrik yang baik.

Contoh : Aluminium (Al), Barium (Ba), Ferrum (Fe) Chromium (Cr). Calcium (Ca), Cobalt (Co), dan sebagainya.

b. Unsur bukan logam : Unsur ini pada suhu kamar berbentuk padat, cair dan gas, tidak menghantar panas atau listrik kecuali grafit, tidak berkilau kecuali karbon dan yodium, tidak dapat ditempa atau ditarik.

Contoh : Argon (Ar), Belerang (S), Brom (Br), Fosfor (P), Helium (He), Hidrogen (H), Oksigen (O), Silikon (Si), dan sebagainya.

c. Unsur kelompok metaloida : unsur-unsur yang mempunyai sifat sebagian seperti logam dan sebagian seperti bukan logam.

Contoh :

Antimon (Sb), Arsen (As), Boron (B), Germanium (Ge), Polonium (Po), dan Tellurium (Te).

Unsur-unsur ada yang dapat berdiri sendiri sebagai suatu zat ada yang tidak dapat berdiri sendiri. Unsur yang dapat berdiri sendiri dinamakan gas mulia, seperti He, Ne, Ar, Xe, dan Rn. Zat-zat yang terdiri dari 2 unsur misalnya : H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . dan sebagainya.

2). Persenyawaan

Persenyawaan merupakan penggabungan dua atau lebih unsur yang sejenis maupun berlainan jenis yang membentuk satu kesatuan sehingga memiliki sifat yang berbeda dengan unsur-unsur penyusunnya. Hal-hal yang berkaitan dengan persenyawaan adalah valensi. Valensi suatu unsur dalam senyawa merupakan kemampuan mengikat unsur H oleh satu atom unsur tersebut untuk membentuk satu molekul senyawa, atau dengan kata lain kemampuan mengikat separuh unsur O oleh satu atom unsur tersebut untuk membentuk satu molekul senyawa.

Unsur-unsur hanya mempunyai valensi kalau dalam keadaan terikat dalam suatu senyawa. Dalam keadaan bebas unsur tidak mempunyai valensi (valensi = 0). Fe sebagai unsur tidak mempunyai valensi, tetapi Fe dalam senyawa FeO dan Fe_2O_3 maka Fe mempunyai valensi masing-masing 2 dan 3.

Tabel 1. Susunan berkala unsur-unsur

TEKNOLOGI

D. Susunan Berkala Unsur-unsur

← GOLONGAN →

PERIODE

1 1 1.00794 H Hydrogen	2 4 6.941 Li Lithium	3 9 9.0122 Be Beryllium	4 12 12.011 B Boron	5 10 10.811 C Carbon	6 14 14.003 N Nitrogen	7 16 16.005 O Oxygen	8 18 18.998 F Fluorine	9 19 19.00 Ne Neon	10 20 20.180 Na Sodium	11 24 24.305 Mg Magnesium	12 28 28.086 Si Silicon	13 32 32.06 P Phosphorus	14 36 36.967 S Sulfur	15 40 40.078 Cl Chlorine	16 44 44.956 Ar Argon	17 52 52.004 Kr Krypton	18 60 60.924 Xe Xenon	19 72 72.04 Rn Radon																																	
19 39.098 K Kalium	20 39.098 Ca Kalsium	21 39.098 Scandium	22 39.098 Ti Titanium	23 39.098 V Vanadium	24 39.098 Cr Kromium	25 39.098 Mn Mangan	26 39.098 Fe Besi	27 39.098 Co Kobalt	28 39.098 Ni Nikel	29 39.098 Cu Tembaga	30 39.098 Zn Seng	31 39.098 Ga Gallium	32 39.098 Ge Germanium	33 39.098 As Arsenik	34 39.098 Se Selen	35 39.098 Br Brom	36 39.098 Kr Kripton	37 39.098 Rb Rubidium	38 39.098 Sr Strontium	39 39.098 Y Yttrium	40 39.098 Zr Zirkon	41 39.098 Nb Niobium	42 39.098 Mo Molibdenum	43 39.098 Tc Teknium	44 39.098 Ru Rodium	45 39.098 Rh Rodium	46 39.098 Pd Paladium	47 39.098 Ag Perak	48 39.098 Cd Kadmium	49 39.098 In Timah	50 39.098 Sn Stannum	51 39.098 Sb Antimon	52 39.098 Te Telurium	53 39.098 I Yodium	54 39.098 Xe Xenon	55 39.098 Ba Barium	56 39.098 La Lantan	57 39.098 Ce Selenium	58 39.098 Pr Praseodym	59 39.098 Nd Neodymium	60 39.098 Pm Prometium	61 39.098 Sm Samarium	62 39.098 Eu Europium	63 39.098 Gd Gadolinium	64 39.098 Tb Terbium	65 39.098 Dy Dysprosium	66 39.098 Ho Holmium	67 39.098 Er Erbium	68 39.098 Tm Thulium	69 39.098 Yb Ytterbium	70 39.098 Lu Lutetium
71 137.07 Fr Francium	72 137.07 Ra Radium	73 137.07 Actinium	74 137.07 Th Thorium	75 137.07 Pa Protactinium	76 137.07 U Uranium	77 137.07 Np Neptunium	78 137.07 Pu Plutonium	79 137.07 Am Americium	80 137.07 Cm Curium	81 137.07 Bk Berkelium	82 137.07 Cf Californium	83 137.07 Es Einsteinium	84 137.07 Fm Fermium	85 137.07 Md Mendelevium	86 137.07 No Nobelium	87 137.07 Lw Lawrencium																																			

1. Massa atom adalah am atas karbon 12.

2. Unsur yang letaknya gas, masa jenis dikur pada fourness a.

3. Yang ditetak miring, merupakan isotopnya yang paling stabil.

Daftar unsur-unsur penting dan valensinya :

Valensi :	1	2	3	4	5	6	7
	H	O	N	C	N	S	Mn
	K	S	P	Si	P	Cr	Cl
	Na	Mg	As	S	As	Mn	
	F	Ca	Sb	Sn	Sb		
	Cl	Zn	Al	Pt	Cl		
	Ag	Pb	Fe				
	Cu	Cu	Cr				
	Hg	Fe	Bi				

Hubungan valensi dengan rumus molekul :

Val 1 – val 2 : H_2O ; Na_2O ; K_2S ; dst

Val 3 - val 1 : AlCl_3 ; FeI_3 ; BF_3 ; dst

Molekul adalah sekumpulan atom-atom yang terikat dan merupakan kesatuan serta mempunyai sifat-sifat fisik dan kimiawi yang khas. Dari gambar 2. dapat dilihat bahwa satuan rumus CCl_4 adalah sebuah molekul. Sebaliknya, satuan rumus NaCl merupakan sepasang atom (ion) dari sekumpulan atom (ion yang banyak).

Bila sebuah senyawa mengandung molekul-molekul terkumpul, dapat juga didefinisikan bobot molekulnya. Bobot molekul adalah massa dari sebuah molekul nisbi terhadap massa yang telah ditentukan 12,000 untuk satu atom $^{12}_6\text{C}$. Untuk menentukan bobot molekul (molekul relatif – Mr) dari Carbon tetra clorida (CCl_4) dapat dilakukan sebagai berikut :

1 molekul CCl_4 terdiri dari 1 atom C dan 4 atom Cl

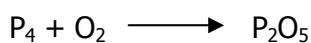
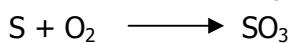
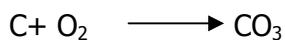
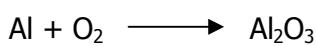
$$\begin{aligned}\text{Bobot molekul (Mr) } \text{CCl}_4 &= \text{Ar.C} + (4 \times \text{Ar. Cl}) \\ &= 12,01 + (4 \times 35,45) = 153,8.\end{aligned}$$

Bila molekul-molekul suatu senyawa terdiri dari 2 atau lebih satuan rumus, bobot molekul merupakan penggandaan dari bobot rumusnya.

Dalam pembentukan suatu senyawa, terjadi karena suatu reaksi kimia yang melibatkan unsur-unsur lain. Reaksi kimia yang terjadi dapat digolongkan menjadi 2 jenis reaksi, yaitu reaksi oksidasi dan reaksi reduksi.

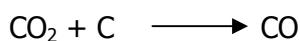
Reaksi Oksidasi didefinisikan sebagai reaksi antara satu unsur atau senyawa dengan oksigen atau zat lain yang dalam keadaan tertentu dapat menghasilkan oksigen.

Contoh reaksi oksidasi :



Al, C, S, dan P disebut bahan yang dioksidasi, dan O_2 disebut oksidator. Al_2O_3 , CO_2 , SO_2 , dan P_2O_5 disebut hasil oksidasi.

Reaksi reduksi didefinisikan sebagai reaksi pengurangan kadar oksigen atau penambahan kadar hydrogen dalam suatu zat. Contoh :



e. **Tes Formatif 2**

1. apakah yang dimaksud dengan isotop ? Isotop pada Ne (neon) ada 3 jenis, sebutkan dan jelaskan perbedaan pada ketiga jenis isotop neon tersebut !
2. Dalam susunan berkala unsur terdapat unsur Fe. Berapa nomor massa (atom relatif Fe), nomor atom Fe, titik leleh Fe, titik didih Fe, berat jenis Fe dan tingkat oksidasi Fe ? Hitung pula jumlah elektron, proton dan netron dalam satu atom netral Fe !
3. Berapakah bobot molekul dari senyawa FeCl_3 ! Mengapa bentuk senyawannya tersusun dari 1 Fe dan 3 Cl, jelaskan !

f. **Kunci Jawaban Formatif 2**

- 1). Isotop merupakan atom suatu unsur dapat mempunyai nomor atom sama, tetapi dapat mempunyai jumlah massa yang berlainan. Atom neon dengan massa ${}^{22}_{20}\text{Ne}$ lebih besar dari atom neon yang biasa. Terdapat 3 nuklida yang berbeda, atau dapat disebut 3 isotop neon, dengan lambang ${}^{20}_{20}\text{Ne}$, ${}^{21}_{20}\text{Ne}$, dan ${}^{22}_{20}\text{Ne}$. Ketiga jenis isotop terdapat perbedaan massa atomnya yaitu 20, 21 dan 22 amu.
- 2). Dalam susunan berkala, unsur Fe nomor massa = 55,85 amu, nomor atom Fe = 26, titik leleh Fe = 1536 C, titik didih Fe = 3080 C, berat jenis Fe = 7,86 gr/ ml, dan tingkat oksidasi Fe = 2 atau 3. Dari nomor atom Fe dapat dihitung pula jumlah elektron = 26, proton = 26 dan netron = 55 – 26 = 29.
- 3). Bobot molekul dari senyawa FeCl_3 dihitung :
Bobot molekul FeCl_3 = Ar.Fe + (3 x Ar. Cl)
= 55,85 + (3 x 35,45) = 162,2.
Bentuk senyawa tersusun dari 1 Fe dan 3 Cl karena valensi dari Fe adalah 3 dan valensi dari Cl adalah 1 negatif, sehingga senyawa $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^- = \text{FeCl}_3$ (FeCl_3 bermuatan netral)

Konsep mol & Analisisnya

a. Tujuan Kegiatan Belajar 3 :

Mahasiswa dapat Memahami konsep mol dan analisis konsep mol terhadap massa dan berat unsur.

b. Uraian Materi 3.

1). Konsep mol

Hubungan paling pokok pada perhitungan kimia meliputi jumlah relatif atom-atom ion atau molekul. Untuk menghitung jumlah atom erat hubungannya dengan massa. Untuk itu diperlukan pemantapan hubungan antara massa suatu unsur yang diukur dan beberapa atom yang diketahui tetapi tidak dapat dihitung dalam massa itu.

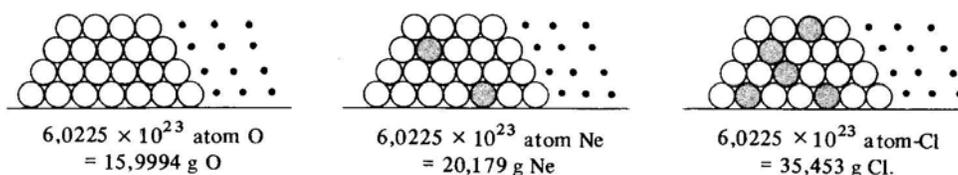
Jika dalam kehidupan sehari-hari kita mengenal satuan jumlah zat yang bernama lusin, maka dalam ilmu kimia kita mengenal satuan zat yang bernama mol. Dan jika lusin berhubungan dengan bilangan 12, maka mol berhubungan dengan bilangan yang sangat besar yaitu $6,02 \times 10^{23}$. Jadi zat apa saja akan kita katakan berjumlah 1 mol, asalkan jumlah butiran zat adalah $6,02 \times 10^{23}$.

$1 \text{ lusin} = 12 \text{ butir}$ $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ butiran zat}$
--

Suatu unsur akan berjumlah 1 mol, jika unsur itu mengandung $6,02 \times 10^{23}$ butir atom.

Suatu senyawa akan berjumlah 1 mol, jika senyawa itu mengandung $6,02 \times 10^{23}$ butir molekul.

Bobot atom dapat dihitung dengan membandingkan massa dari sejumlah besar atom dari satu jenis dan sejumlah atom yang sama dari berat atom baku, $^{12}_6C$. Tetapi berapa jumlah atom yang harus di ambil untuk tujuan perhitungan berat atom ? Jumlah yang diambil adalah jumlah atom yang terdapat dalam 12,000 gr $^{12}_6C$. Jumlah ini, yang nilainya adalah $6,0225 \times 10^{23}$ (biasanya dibulatkan menjadi $6,02 \times 10^{23}$) disebut **bilangan Avogadro**, N_A . Istilah lain yang hampir satu arti dengan bilangan Avogadro adalah **mol**.



Gambar 3. Sebuah gambaran dari satu mol atom-atom.

Keterangan : Bila atom-atom dapat ditempatkan dalam suatu wadah dan bila besarnya atom adalah sesuai dengan gambar diatas, maka akan banyak sekali diperlukan wadah

untuk menampung atom-atom satu mol. Dalam gambar diatas berhubung jumlah ^{17}O banyak sekali sedangkan ^{18}O sedikit sekali maka atom-atom O diperlihatkan sama. Pada neon, kira-kira ada satu dari setiap 10 atom, merupakan isotop terbesar, ^{22}Ne . Pada Clor secara kasar $\frac{3}{4}$ atom adalah ^{35}Cl dan $\frac{1}{4}$ adalah ^{37}Cl .

Satu mol zat juga bisa dikatakan sebagai jumlah dari suatu zat yang mengandung jumlah satuan dasar yang sama seperti halnya atom-atom ^{12}C dalam 12,000 gr ^{12}C .

Dalam Satuan International (SI) mol diakui sebagai suatu satuan untuk salah satu besaran tak gayut (bebas), yaitu kuantitas zat.

Massa 1 mol atom $^{12}\text{C} = N_A \times (\text{massa satu atom } ^{12}\text{C})$

Bila suatu zat mengandung atom-atom dari nuklida tunggal, bisa ditulis sebagai berikut :

1 mol ^{12}C mengandung $6,022 \times 10^{23}$ atom-atom ^{12}C , dan bobotnya 12, 000 gr.

1 mol ^{16}O mengandung $6,022 \times 10^{23}$ atom-atom ^{16}O , dan bobotnya 15, 995 gr \approx 16 gr.

Kebanyakan unsur-unsur terdiri dari campuran 2 atau lebih isotop."Jumlah atom yang digunakan untuk menghasilkan 1 mol zat tidak sama massanya.

2). Analisa Konsep mol

Hubungan mol dengan massa zat

Satu mol unsur adalah berat gram unsur itu yang sama dengan massa atom relatifnya (Ar).

Contoh : 1 mol unsur Fe = 56 gram, karena Ar dari Fe adalah 56 (diambil dari tabel berkala unsur).

Satu mol senyawa adalah berat gram senyawa itu yang sama dengan massa molekul relatifnya (Mr).

Contoh : 1 mol KOH = 56 gram, karena Mr dari KOH = 56
(Mr KOH = Ar.K + Ar.O + Ar.H).

Hubungan mol dengan volume gas

Volume gas sangat dipengaruhi oleh tekanan (P) dan temperatur (T). Pada keadaan STP (Standard Temperature Pressure) yaitu pada suhu 0°C dan tekanan 1 atmosfer, maka volume satu mol gas sembarang adalah 22,4 liter.

Contoh : volume gas dari 4,4 gram dari CO_2 dalam keadaan STP adalah 2,24 liter, karena 4,4 gram CO_2 berarti berjumlah 0,1 mol sehingga volumenya $0,1 \times 22,4 = 2,24$ liter.

Beberapa contoh analisa Konsep mol

1. Hitunglah jumlah mol dan jumlah partikel yang terdapat dalam 2 gram KOH (Mr. KOH = 56) ?

$$\text{Jumlah mol} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{2,0}{56} = 0,035 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Jumlah partikel} &= \text{mol} \times \text{bil Avogadro} \\ &= 0,035 \times 6,02 \times 10^{23} \\ &= 0,21 \times 10^{23} \text{ butir partikel molekul KOH} \end{aligned}$$

2. Tentukan volume gas-gas berikut pada keadaan STP

a. 4,4 gram gas CO₂ ! (Mr. CO₂ = 44)

b. 1,505 x 10²⁴ molekul gas N₂ ! (Mr. N₂ = 28)

jawab :

$$\begin{aligned} \text{a. 4,4 gram gas CO}_2 &= \frac{4,4 \text{ gr}}{44 \text{ gr}} \times 1 \text{ mol} \times 22,4 \text{ lt / mol} \\ &= 2,24 \text{ liter} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b. } 1,505 \times 10^{24} \text{ molekul N}_2 &= \frac{1,505 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} \times 1 \text{ mol} \times 22,4 \text{ lt / mol} \\ &= 56 \text{ liter} \end{aligned}$$

3. Berapakah massa (gram) dari 6,12 mol Ca (Kalsium) ?

Untuk mengetahui massa dari 6,12 mol Ca, harus dicari dahulu Ar.Ca yang ada ditabel berkala unsur (tabel 1)

Dari tabel Ar.Ca = 40,08 ≈ 40 , sehingga

$$\text{mol} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}}$$

$$\text{gram} = \text{mol} \times \text{Mr} = 6,12 \text{ mol} \times 40 = 245 \text{ gram Ca.}$$

B. Tes Formatif 3

1. Apa yang dimaksud dengan 1 mol unsur dan 1 mol senyawa ?
2. Tentukan volume gas NH₃ bermassa 3,4 kg pada keadaan STP ?
3. Berapakah massa (gram) dari 6,12 mol CH₃COOH (Asam cuka) ?

D. Kunci Jawaban Tes Formatif 3

1. Satu mol unsur merupakan jumlah atom yang terdapat dalam suatu zat yang berjumlah 6,02 x 10²³ butir atom atau merupakan berat gram unsur itu yang sama dengan massa atom relatifnya (Ar).

Satu mol senyawa merupakan jumlah molekul yang terdapat dalam suatu zat yang berjumlah 6,02 x 10²³ butir molekul atau merupakan berat gram senyawa itu yang sama dengan massa molekul relatifnya (Mr).

2. Volume gas NH₃ bermassa 3,4 kg

$$\begin{aligned} 3400 \text{ gram gas NH}_3 &= \frac{4,4 \text{ gr}}{44 \text{ gr}} \times 1 \text{ mol} \times 22,4 \text{ lt / mol} \\ &= 2,24 \text{ liter} \end{aligned}$$

3. Massa dari 6,12 mol CH₃COOH

Dari tabel Ar.C = 12 , Ar.H = 1 , Ar.O = 16, sehingga Mr CH₃COOH = 12 + (1x3) + 12 + (16x2) + 1 = 60

$$\text{mol} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}}$$

$$\text{gram} = \text{mol} \times \text{Mr}$$

$$= 6,12 \text{ mol} \times 60 = 367,2 \text{ gram CH}_3\text{COOH}$$

a. Tujuan Kegiatan Belajar 4 :

Mahasiswa dapat menjelaskan dan menganalisa suatu persamaan kimia dalam suatu reaksi kimia.

b. Uraian Materi 4.

1). Persamaan Reaksi

Reaksi kimia adalah suatu proses dimana zat-zat baru yaitu hasil reaksi, terbentuk dari beberapa zat aslinya, yang disebut pereaksi. Biasanya, suatu reaksi kimia disertai oleh kejadian-kejadian fisis, seperti perubahan warna, pembentukan endapan, atau timbulnya gas. Pada jaman sekarang, analisis kimia kadang-kadang menggunakan peralatan canggih. Hal ini diperlukan untuk membuktikan reaksi benar-benar telah terjadi.

Lambang-lambang yang menyatakan suatu reaksi kimia disebut persamaan kimia. Rumus-rumus pereaksi diletakkan disebelah kiri dan hasil reaksi diletakkan disebelah kanan. Antara dua sisi itu digabungkan oleh tanda kesamaan (=) tau tanda panah (\rightarrow). Dalam penulisan persamaan reaksi biasanya diperlukan tiga langkah, walaupun langkah pertama sering tidak ditulis.

a. Nama-nama pereaksi dan hasil reaksi ditulis, hasilnya disebut sebuah persamaan reaksi zat hasil.

Contoh :

Nitrogen oksida + oksigen \rightarrow nitrogen dioksida

b. Sebagai pengganti nama-nama zat diperlukan rumus-rumus kimia, hasilnya disebut persamaan kerangka.

Contoh :

$\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$

c. Persamaan kerangka kemudian disetarakan yang menghasilkan persamaan kimia.

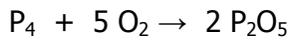
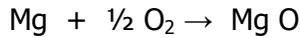
Contoh :

$2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$

Dalam persamaan diatas, terdapat tiga atom O disebelah kiri dan dua atom O disebelah kanan. Keadaan ini diperbaiki dengan menyediakan 2 molekul NO disebelah kiri dan 2 molekul NO_2 disebelah kanan. Dapat dikatakan "*Jumlah atom dari tiap jenis zat tidak berubah dalam reaksi kimia; atom tidak dapat dibentuk atau dihancurkan di dalam suatu reaksi*".

Dalam melakukan penyeimbangan, hanya koefisien yang dapat berubah, tidak pernah berubah rumus kimianya. Jadi salah bila menulis $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_3$ didalam menyeimbangkan persamaan diatas. Nitrogen dioksida hanya mempunyai rumus NO_2 . Angka-angka koefisien reaksi digunakan dalam persamaan reaksi untuk menunjukkan keseimbangan jumlah unsur-unsur bahan sebelum reaksi dan sesudah reaksi terjadi.

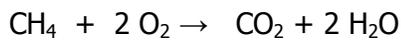
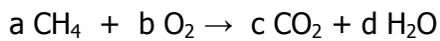
Contoh :



2. Koefisien Reaksi

Untuk persamaan reaksi yang sederhana, artinya melibatkan hanya sedikit bahan/ zat/ senyawa, maka penyelesaian koefisien reaksi akan mudah. Metode yang dipakai untuk reaksi yang sederhana dapat berupa penyeimbangan jumlah unsur yang terdapat pada sisi kiri tanda panah dan sebelah kanan tanda panah.

Contoh :



Penyeimbangan jumlah unsur dapat langsung dilakukan dengan menentukan $a = 1$. Kemudian menjumlahkan jumlah unsur disebelah kiri, seperti 1 C, 4 H dan 2 O untuk unsur sebelah kiri, maka jumlah unsur sebelah kanan tanda panah harus berjumlah sama dengan kiri. Unsur sebelah kanan 1 C, 2 H dan 3 O. Langkah pertama diseimbangkan jumlah H pada H_2O dengan koefisien $d = 2$. Kemudian langkah dua diseimbangkan jumlah O dengan mengambil $b = 2$.

Berlainan dengan reaksi yang terdiri dari banyak senyawa, maka penyelesaian koefisien reaksi yang melibatkan banyak senyawa dapat digunakan bantuan rumus a-b-c. Contoh :



Dicari berdasarkan unsur-unsur yang ada

$$\text{K} : 2a = 2d \quad \dots\dots\dots (1)$$

$$\text{Cr} : 2a = 2e \quad \dots\dots\dots (2)$$

$$\text{O} : 7a + 4b + c = 4d + 12e + f + 2g \quad \dots\dots\dots (3)$$

$$\text{H} : 2b + 6c = 2f + 4g \quad \dots\dots\dots (4)$$

$$\text{S} : b = d + 3e \quad \dots\dots\dots (5)$$

$$\text{C} : 2c = 2g \quad \dots\dots\dots (6)$$

Disini ada 6 persamaan untuk 7 bilangan yang tidak diketahui maka persamaan ini akan dapat diselesaikan dengan baik. Ambil pemisalan salah satu variabel (bilangan) yang tidak diketahui dengan angka berapa saja. Angka yang paling sederhana adalah angka 1. Walaupun pengambilan bilangan yang tidak diketahui boleh sembarang tentunya kita akan mengambil atau menentukan bilangan tak diketahui tersebut yang akan mempermudah perhitungan kita.

Ambil $a = 1$, maka

$$d = 1, \quad e = 1 \quad \text{dan} \quad b = 4$$

Sederhanakan persamaan (3) :

$$7 + 16 + c = 4 + 12 + f + 2g$$

$$7 + c = f + 2g \quad \dots\dots\dots (7)$$

Sederhanakan persamaan (4) :

$$8 + 6c = 2f + 4g \quad \dots\dots\dots (8)$$

Hilangkan f dari persamaan (7) dan (8) :

$$\begin{array}{r}
 7 + c = f + 2g \\
 4 + 3c = f + 2g \\
 \hline
 3 - 2c = 0
 \end{array}$$

diperoleh $c = 1 \frac{1}{2}$, maka $g = 1 \frac{1}{2}$ juga (dari persamaan 6).

Untuk mencari harga f cari dari salah satu persamaan yang mengandung f .

Ambil pers. (7) :

$$\begin{array}{r}
 7 + 1 \frac{1}{2} = f + 3 \\
 f = 5 \frac{1}{2}
 \end{array}$$

Koefisien reaksi ditemukan semua, beberapa diantaranya mengandung pecahan, maka sedapat mungkin pecahan dihilangkan. Maka persamaan reaksi yang diperoleh adalah :



3. Hubungan molekul dari Persamaan

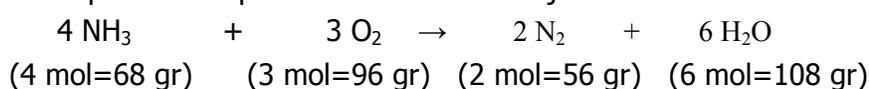
Perbandingan jumlah molekul-molekul yang bereaksi dan yang dihasilkan dari reaksi itu ditunjukkan dengan koefisien pada rumus yang menandai molekul itu. Umpamanya, pembakaran amonia dengan oksigen digambarkan dengan persamaan kimia yang seimbang sebagai berikut :



Dengan koefisien aljabar 4, 3, 2, dan 6 yang menunjukkan bahwa 4 molekul NH_3 dengan 3 molekul O_2 membentuk 2 molekul N_2 dan 6 molekul H_2O . Persamaan keseimbangan itu tidaklah berarti bahwa jika 4 molekul NH_3 dengan 3 molekul O_2 reaksi yang digambarkan itu akan berlangsung sampai selesai. Beberapa reaksi antara bahan-bahan kimia boleh dikatakan terjadi pada saat pencampuran, beberapa reaksi lain baru terjadi setelah beberapa waktu, dan ada pula reaksi yang hanya berlangsung sebagian walaupun sampai waktu tak terhingga. Penafsiran umum tentang persamaan yang seimbang yang berbagai jenis itu ialah sebagai berikut : Jika jumlah molekul NH_3 dan O_2 yang dicampur sangat besar, maka akan terbentuk sejumlah tertentu molekul N_2 dan H_2O . Tetapi ini tidak berarti bahwa NH_3 atau O_2 harus habis terpakai ; namun apabila reaksi terjadi, maka selalu dalam perbandingan molekul seperti ditentukan dalam persamaan itu.

4. Hubungan massa dari Persamaan

Oleh karena 1 mola zat mengandung N_A molekul (sejumlah bilangan Avogadro), perbandingan jumlah mol yang terlibat dalam reaksi sama dengan perbandingan jumlah molekul. Dengan bobot molekul $\text{NH}_3 = 17$, $\text{O}_2 = 32$, $\text{N}_2 = 28$ dan $\text{H}_2\text{O} = 18$, maka persamaan pembakaran diatas menjadi :



Dari persamaan diatas menunjukkan bahwa 4 mol NH_3 berarti memiliki massa 4×17 gr NH_3 yang bereaksi dengan 3 mol O_2 yang memiliki massa 3×32 gr O_2 dan menghasilkan produk reaksi berupa 2 mol N_2 yang memiliki massa 2×28 gr dan 6 mol H_2O yang memiliki massa 6×18 gr. Secara umum persamaan itu menunjukkan bahwa

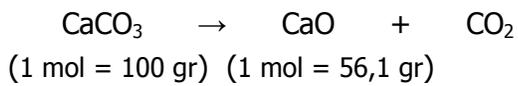
massa NH_3 , O_2 , N_2 dan H_2O yang terpakai atau terbentuk dalam reaksi itu dinyatakan dengan satuan massa apapun juga ialah perbandingan 68 : 96 : 56 : 108 (atau 17 : 24 : 14 : 27).

Contoh :

1. Hitung jumlah gamping (lime), CaO yang dapat dibuat dengan memanaskan 200 kg batu kapur yang mempunyai kemurnian 95 % CaCO_3 murni.

Jawab :

Kuantitas CaCO_3 murni dalam 200 kg batu kapur ialah $0,95 \times 200 \text{ kg} = 190 \text{ kg CaCO}_3$, bobot rumus atau Mr dari CaCO_3 dan CaO ialah 100 dan 56,1. Persamaan keseimbangan untuk reaksi itu adalah :



Metode pertama :

100 gr CaCO_3 memberikan 56,1 gr CaO

1 gr CaCO_3 memberikan $56,1/100$ gr CaO atau 0,561 gr CaO

1 kg CaCO_3 memberikan 0,561 kg CaO

190 kg CaCO_3 memberikan $190 \times 0,561 \text{ kg CaO} = 107 \text{ kg CaO}$

Metode mol :

$$\text{Mol CaCO}_3 = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{190 \times 10^3 \text{ g CaCO}_3}{100} = 1,9 \times 10^3 \text{ mol}$$

Dari kesetaraan persamaan reaksi

$$n(\text{CaO}) = n(\text{CaCO}_3)$$

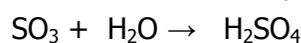
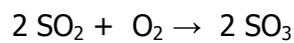
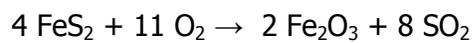
$$= 1,9 \times 10^3 \text{ mol CaO}$$

$$\text{gram CaO} = \text{mol CaO} \times \text{Mr CaO}$$

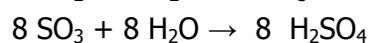
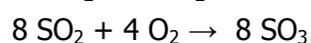
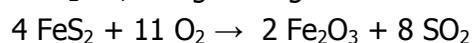
$$= 1,9 \times 10^3 \text{ mol CaO} \times 56,1$$

$$= 107 \times 10^3 \text{ gr CaO} \text{ atau } 107 \text{ kg CaO}$$

2. Berapa kilogram H_2SO_4 murni bisa didapatkan dari 1 kg pirit besi (FeS_2) murni menurut reaksi berantai sebagai berikut :



Pertama-tama perlu dicatat bahwa tidak ada hasil samping yang hilang, ataupun kehilangan belerang, sehingga kita hanya perlu menyeimbangkan persamaan itu sesuai jumlah atom pada setiap barisnya. Setiap atom belerang menghasilkan satu molekul H_2SO_4 mengandung 1 atom S. Jadi :



sehingga 4 mol FeS_2 menghasilkan 8 mol H_2SO_4 . Untuk setiap 1 kg pirit besi murni (FeS_2) dapat menghasilkan H_2SO_4 sesuai perhitungan mol sebagai berikut :

$$\text{Mol FeS}_2 = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{1000 \text{ g FeS}_2}{120} = 8,33 \text{ mol FeS}_2$$

Dari kesetaraan persamaan reaksi



$$\text{mol } (\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 8,33 \text{ mol } \text{FeS}_2 = 16,66 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{gram } \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times \text{Mr } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$= 16,66 \text{ mol} \times 98$$

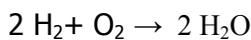
$$= 1,63 \times 10^3 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ atau } 1,63 \text{ kg } \text{H}_2\text{SO}_4$$

C. Tes Formatif 4

1. Carilah koefisien reaksi dari reaksi-reaksi dibawah ini :



2. Suatu campuran mengandung 100 gr H_2 dan 100 gr O_2 dicetuskan sehingga membentuk air menurut reaksi :



Berapa banyak air yang terbentuk ?

3. Pembentukan gas amonia menghasilkan 4250 gram amonia (NH_3). Tentukan volume N_2 dan H_2 yang telah bereaksi pada keadaan STP.

D. Kunci Jawaban Tes Formatif 4

1. a. Penyelesaian koefisien reaksi untuk persamaan sederhana dapat diselesaikan sebagai berikut :

misal $a = 1$, unsur Cu =1 sehingga $c = 1$, jika $e = 1$ maka unsur S hasil reaksi = 2, maka $b = 2$. Jumlah d dari jumlah H adalah 2. Dari analisa secara simpel diatas dapat ditulis koefisien reaksi pada persamaan diatas dan diteliti kembali kesesuaian jumlah masing-masing unsur dalam reaksi tersebut. Persamaan diatas menjadi :



b. Penyelesaian koefisien reaksi pada persamaan yang cukup rumit dapat digunakan bantuan rumus a-b-c.



Dicari berdasarkan unsur-unsur yang ada

$$\text{K} : a = 2d \quad \dots\dots\dots (1)$$

$$\text{Mn} : a = e \quad \dots\dots\dots (2)$$

$$\text{O} : 4a + 4b + 4c = 4d + 4e + f + 12g \quad \dots\dots\dots (3)$$

$$\text{H} : 2b = 2f \quad \dots\dots\dots (4)$$

$$\text{S} : b + c = d + e + 3g \quad \dots\dots\dots (5)$$

$$\text{Fe} : c = 2g \quad \dots\dots\dots (6)$$

Ambil $a = 14$, maka

$$d = 7$$

$$e = 14$$

Sederhanakan persamaan (3) :

$$4 (14) + 4b + 4c = 4 (7) + 4 (14) + f + 12g$$

$$4b + 4c = 28 + f + 12g \quad \dots\dots\dots (7)$$

Substitusi persamaan (4) dan (6) dalam persamaan (7) :

$$\begin{aligned} 4b + 4c &= 28 + f + 12g \\ 3b - 2c &= 28 \end{aligned} \quad \text{..... (8)}$$

Substitusi persamaan (6) dalam persamaan (5) :

$$\begin{aligned} b + c &= 7 + 14 + 1 \frac{1}{2} c \\ 2b - c &= 42 \end{aligned} \quad \text{..... (9)}$$

Selesaikan persamaan (8) dan (9) diperoleh :

$$3b - 2c - 28 = 4b - 2c - 84$$

$$b = 56$$

$$f = 56$$

$$c = 70$$

$$g = 35$$

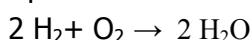
Maka persamaan reaksi sekarang :



Angka-angka koefisien reaksi merupakan kelipatan 7, maka semuanya boleh dibagi dengan angka 7 tersebut.

(Bandingkan perhitungan dengan menggunakan penentuan $a = 1$)

2. Pada persamaan reaksi :



Ciri khas soal ini adalah kuantitas awal kedua pereaksi ditentukan. Pertama-tama perlu ditentukan zat mana, kalau ada yang berlebihan. Metode yang paling sederhana untuk soal ini ialah metode mol.

$$\text{Mol H}_2 = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{100 \text{ g H}_2}{2,0} = 50 \text{ mol}$$

$$\text{Mol O}_2 = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{100 \text{ g O}_2}{32,0} = 3,13 \text{ mol}$$

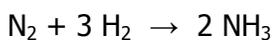
Jika semua hidrogen terpakai, maka diperlukan $\frac{1}{2} (50) = 25 \text{ mol O}_2$. Jelaslah tidak semua hidrogen akan terpakai. Oleh karena O_2 yang merupakan kuantitas pembatas, perhitungan harus kita dasrkan atas kuantitas O_2 . Dengan memperhitungkan hanya mol yang ikut bereaksi, maka :

$$\begin{aligned} \text{mol (H}_2\text{O)} &= 2 \times \text{mol (O}_2) \\ &= 2 \times 3,13 = 6,26 \text{ mol H}_2\text{O} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{gram H}_2\text{O} &= \text{mol H}_2\text{O} \times \text{Mr H}_2\text{O} \\ &= 6,26 \times 18 \\ &= 113 \text{ gr H}_2\text{O} \end{aligned}$$

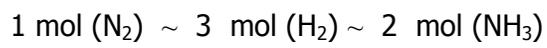
Kuantitas H_2 yang terpakai ialah $6,26 \times 2 = 12,52 \text{ gram}$. Campuran reaksi itu akan mengandung 113 gram H_2O dan 87 gram H_2 yang tidak bereaksi.

3. Persamaan reaksi dalam pembentukan amonia adalah :



$$\text{mol (NH}_3\text{)} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}} = \frac{4250 \text{ g H}_2}{17,0} = 250 \text{ mol}$$

Dari kesetaraan reaksi diatas :



$$\text{mol (H}_2\text{)} = 3/2 \times 250 \text{ mol} = 375 \text{ mol H}_2$$

$$\text{mol (N}_2\text{)} = 1/2 \times 250 \text{ mol} = 125 \text{ mol N}_2$$

Volume H₂ pada keadaan STP adalah 375 x 22,4 liter = 8400 liter H₂.

Volume N₂ pada keadaan STP adalah 125 x 22,4 liter = 2800 liter N₂.

Rumus dan Komposisi Kimia

a. Tujuan Kegiatan Belajar 5 :

Mahasiswa dapat menentukan rumus senyawa dari suatu zat yang telah diketahui komposisinya atau sebaliknya dapat menentukan komposisi kimia suatu senyawa dari rumus senyawanya.

b. Uraian Materi 5.

1). Rumus Empiris dan Rumus senyawa

Rumus empiris menunjukkan perbandingan jumlah atom unsur-unsur yang terdapat dalam satu senyawa, dimana perbandingan itu dinyatakan dalam bilangan bulat yang terkecil. Bilangan bulat ini bisa didapatkan dari analisis terhadap senyawa itu, yaitu dengan mengkonversikan hasil analisis menjadi kuantitas masing-masing unsur yang terdapat dalam suatu bobot tertentu senyawa itu, yang dinyatakan dalam mol atom-atom itu. Perhatikan suatu senyawa yang analisisnya 17,09 % magnesium, 37,93 % aluminium, dan 44,98 % oksigen. (Dalam hal ini persentase menyatakan persen bobot, yaitu banyaknya gram unsur itu per 100 gram senyawa. Skema sistematika pengolahan dapat diberikan dalam tabel berikut :

Tabel 1. Cara perhitungan penentuan rumus empiris

Unsur	massa	Ar	Mol=gr/Mr	$\frac{mol}{0,68} \text{ mol}$
Mg	17,09 gr	24,3	0,703	1
Al	37,93 gr	26,98	1,406	2
O	44,98 gr	16,0	2,812	4

Bilangan dalam kolom (4) menunjukkan banyaknya mol atom unsur komponen didalam jumlah tertentu senyawa itu, 100 gram, yang digunakan sebagai dasar. Setiap perangkat bilangan yang didapat dengan mengalikan atau membagi setiap bilangan didalam kolom (4) dengan faktor yang sama akan mempunyai perbandingan yang sama dengan angka-angka dalam kolom (4). Perangkat angka dalam kolom (5) merupakan perangkat yang demikian, yang didapat dengan membagi setiap nilai n (E) dalam (4) dengan angka yang paling rendah dalam kolom (4), yakni 0,703. Kolom (5) menunjukkan bahwa jumlah relatif mol atom, dan karena itu banyaknya atom-atom Mg, Al, dan O itu sendiri didalam senyawa itu adalah 1 : 2 : 4. Oleh karena itu rumus empirisnya ialah $(\text{Mg Al}_2 \text{O}_4)_n$.

Rumus senyawa merupakan rumus kimia yang menunjukkan jumlah atom unsur-unsur yang membentuk ikatan dalam satu senyawa dan memiliki massa molekul relatif yang pasti. Rumus senyawa bukan lagi dalam bentuk perbandingan, tetapi sudah merupakan bentuk final dari suatu rumus pada suatu senyawa. Massa molekul relatif juga sudah diketahui karena jumlah atomnya sudah pasti.

Bila satu senyawa dengan senyawa yang lain memiliki rumus empiris yang sama, belum tentu memiliki rumus senyawa yang sama. Sebagai contoh rumus empiris $(CH_2)_n$ dapat berarti rumus senyawanya adalah CH_2 atau C_2H_4 atau C_3H_6 dan seterusnya.

2). Komposisi Kimia

Adanya suatu rumus untuk setiap senyawa menunjukkan adanya hubungan tetap yang terdapat antara bobot setiap dua unsur didalam senyawa itu, atau antara bobot setiap unsur manapun juga dengan bobot senyawa itu secara keseluruhan. Hubungan ini dapat dengan mudah terlihat dengan menuliskan rumus itu dalam bentuk vertikal, sebagaimana terlihat pada tabel 2 untuk senyawa Al_2O_3 .

Tabel 2. Cara perhitungan penentuan komposisi kimia suatu senyawa

	Mol senyawa	Ar (bobot atom)	gr=mol x Mr	Persentase massa
Al_2	2 mol/ atom	27,0	54,0 gr	$\frac{54,0}{102,0} \times 100\% = 52,9\%$
O_3	3 mol/ atom	16,0	48,0 gr	$\frac{54,0}{102,0} \times 100\% = 47,1 \%$
Al_2O_3	1 mol/ atom		Mr= 102 gr	jumlah = 100 %

Jumlah bilangan-bilangan dalam kolom (4) untuk unsur-unsur itu sama dengan bobot rumus (Mr). Sedangkan angka-angka dalam kolom (5) menunjukkan kadar fraksi berbagai unsur itu didalam senyawa tersebut. Angka-angka dalam kolom (5) menunjukkan kadar fraksi berbagai unsur itu didalam senyawa tersebut. Angka-angka itu sebetulnya tak berdimensi dan mempunyai nilai sama, dan tidak bergantung pada unit massa yang digunakan. Jadi 1 gram Al_2O_3 mengandung 0,529 (52,9 %) gram Al dan 0,471 (47,1 %) gram O. Jelaslah bahwa jumlah seluruh bagian-bagian fraksi untuk setiap senyawa mestinya 1,00 (100%).

Persentase aluminium didalam Al_2O_3 ialah banyaknya bobot Al didalam 100 bobot Al_2O_3 . Hal ini berarti bahwa persentase dinyatakan dengan suatu bilangan yang besarnya 100 kali fraksi. Jadi, persentase aluminium dengan oksigen masing-masing adalah 52,9 % dan 47,1 %. Jumlah bagian-bagian yang membentuk persentase dalam suatu senyawa mestilah 100,0 %.

Contoh 1. penurunan rumus empiris :

Analisis suatu senyawa memberikan komposisi persentase sebagai berikut : K = 26,57 %, Cr = 35,36 %, O = 38,07 %. Turunkan rumus empiris senyawa tersebut.

Penyelesaian dengan tabel biasa yang diterapkan pada 100 gr senyawa.

Unsur	massa	Ar	Mol=gr/Ar	$\frac{mol}{0,68} \text{ mol}$	Bil. bulat terkecil
K	26,57	39,1	0,68	1	2
Cr	35,36	52,0	0,68	1	2
O	38,07	16,0	2,379	3,499	7

Dari tabel diatas dapat disimpulkan rumus empiris senyawa adalah $(K_2Cr_2O_7)_n$.

Contoh 2. penentuan komposisi kimia unsur penyusun senyawa :

Diketahui rumus senyawa K_2CO_3 , tentukan komposisi persentase masing masing unsur penyusun kalium karbonat tersebut.

Jawab :

Sebuah massa mekul K_2CO_3 mengandung :

2 massa atom K = $2 \times 39,1 = 78,20$ bagian massa K

1 massa atom C = $1 \times 12,01 = 12,01$ bagian massa C

3 massa atom O = $3 \times 15,99 = 47,99$ bagian massa O

massa molekul $K_2CO_3 = 138,20$ bagian massa K_2CO_3 .

$$\text{Fraksi K dalam } K_2CO_3 = \frac{78,20}{138,20} = 0,5658 = 56,58 \%$$

$$\text{Fraksi C dalam } K_2CO_3 = \frac{12,01}{138,20} = 0,0869 = 8,69 \%$$

$$\text{Fraksi O dalam } K_2CO_3 = \frac{47,99}{138,20} = 0,3473 = 34,73 \%$$

$$\text{Jumlah : } 100,00 \%$$

3). Rumus Empiris dengan Analisa Pembakaran

Untuk menentukan rumus empiris suatu senyawa, bisa dilakukan dengan membakar senyawa tersebut (bereaksi dengan oksigen) dan mengukur massa/ bobot senyawa sebelum dibakar serta mengukur massa dari senyawa lain hasil dari reaksi pembakaran.

Dicontohkan bila suatu senyawa organik seberat 1,367 gram dibakar dalam arus udara menghasilkan 3,002 gram CO_2 dan 1,640 gram H_2O . Jika senyawa asal hanya mengandung C,H dan O saja maka rumus empiris dapat diketahui dengan analisa sebagai berikut :

Massa C dalam CO_2 :

$$\begin{aligned} \text{Gram C} &= \frac{Mr.C}{Mr.CO_2} \times gr CO_2 \\ &= \frac{12}{44} \times 3,002 = 0,819 \text{ gram C} \end{aligned}$$

Massa H dalam H_2O :

$$\begin{aligned} \text{Gram H} &= \frac{2 \times Mr.H}{Mr.H_2O} \times gr H_2O \\ &= \frac{2}{18} \times 1,640 = 0,1835 \text{ gram H} \end{aligned}$$

Massa O :

$$\begin{aligned} m(O) &= m(\text{senyawa}) - m(C) - m(H) \\ &= 1,367 - 0,819 - 0,1835 \end{aligned}$$

$$= 0,364 \text{ gram O}$$

Sehingga perbandingan mol unsur penyusun senyawa adalah :

$$\begin{aligned} \text{C} : \text{H} : \text{O} &= \frac{0,819}{12} : \frac{0,1835}{1} : \frac{0,364}{16} \\ &= 0,068 : 0,183 : 0,0228 \\ &= 3 : 8 : 1 \end{aligned}$$

Rumus empiris senyawa tersebut $(\text{C}_3 \text{H}_8 \text{O})_n$

C. Tes Formatif 5

1. Bila 1,010 gr uap seng dibakar diudara, maka terbentuklah 1,257 gram oksida. Bagaimanakah rumus empiris oksida tersebut ?
2. Tentukan rumus paling sederhana dari suatu senyawa yang mempunyai komposisi berikut : Cr = 26,52 % , S = 24,52 % , O = 48,98 %
3. 1,500 gram contoh suatu senyawa mengandung C, H, O saja dibakar sampai habis. Hasil pembakaran ialah 1,738 gr CO_2 dan 0,711 gr H_2O . Bagaimana rumus empiris senyawa tersebut ?

D. Kunci Jawaban Tes Formatif 5

1. Rumus empiris senyawa didapatkan dari analisis terhadap senyawa itu, yaitu dengan mengkonversikan massa zat yang bereaksi untuk masing-masing unsur kedalam bentuk perbandingan mol.

Massa Zn adalah 1,010 gr, sedangkan massa O yang bereaksi adalah :

Gram O = gram senyawa (Zn_aO_b) – gram Zn (1,010 gr)

$$= 1,257 \text{ gr} - 1,010 \text{ gr} = 0,247 \text{ gr}$$

Cara perhitungan penentuan rumus empiris

Unsur	massa	Ar	Mol=gr/Ar	$\frac{\text{mol}}{0,68} \text{ mol}$
Zn	1,010 gr	65,3	0,015	1
O	0,247 gr	16,00	0,015	1

Dari tabel diatas, dapat ditentukan rumus empiris senyawa oksida adalah $(\text{Zn O})_n$.

2. Analisis senyawa dengan : Cr = 26,52 % , S = 24,52 % , O = 48,98 % .
Penyelesaian dengan tabel biasa yang diterapkan pada 100 gr senyawa.

Unsur	massa	Ar	Mol=gr/Ar	$\frac{\text{mol}}{0,68} \text{ mol}$	Bil. bulat terkecil
Cr	26,52	52,0	0,51	1	2
S	24,52	32,0	0,766	1,5	3
O	48,98	16,0	3,06	6	12

Dari tabel diatas dapat disimpulkan rumus empiris senyawa adalah $(\text{Cr}_2\text{S}_3\text{O}_{12})_n$.

3. Jika senyawa asal hanya mengandung C,H dan O saja maka rumus empiris dapat diketahui dengan analisa sebagai berikut :

Massa C dalam CO_2 :

$$\begin{aligned}\text{Gram C} &= \frac{Mr.C}{Mr.CO_2} \times gr CO_2 \\ &= \frac{12}{44} \times 1,738 = 0,474 \text{ gram C}\end{aligned}$$

Massa H dalam H_2O :

$$\begin{aligned}\text{Gram H} &= \frac{2 \times Mr.H}{Mr.H_2O} \times gr H_2O \\ &= \frac{2}{18} \times 0,711 = 0,078 \text{ gram H}\end{aligned}$$

Massa O :

$$\begin{aligned}m(O) &= m(\text{senyawa}) - m(C) - m(H) \\ &= 1,500 - 0,474 - 0,078 \\ &= 0,948 \text{ gram O}\end{aligned}$$

Sehingga perbandingan mol unsur penyusun senyawa adalah :

$$\begin{aligned}C : H : O &= \frac{0,474}{12} : \frac{0,078}{1} : \frac{0,948}{16} \\ &= 0,0395 : 0,078 : 0,05925 \\ &= 1 : 2 : 1,5\end{aligned}$$

Rumus empiris senyawa tersebut $(C_2 H_4 O_3)_n$

A. PERTANYAAN

1. Jelaskan cara kerja satu percobaan Lavoisier dengan cairan (merkuri) yang menyatakan hukum kekekalan massa!
2. Dalam susunan berkala unsur terdapat unsur Aluminium (Al). Berapa nomor massa (atom relatif Al), nomor atom Al, titik leleh Al, titik didih Al, berat jenis Al dan tingkat oksidasi Al ? Hitung pula jumlah elektron, proton dan neutron dalam satu atom netral Al !
3. KClO_4 dibuat dengan reaksi sebagai berikut :
$$\text{Cl}_2 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$$
$$3 \text{KClO} \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{KClO}_3$$
$$4 \text{KClO}_3 \rightarrow 3 \text{KClO}_4 + \text{KCl}$$
Berapa gram KOH yang dibutuhkan untuk membuat 1 kg (1000 gr) KClO_4 .
(Ar. Cl= 35,5 , K=39 , O= 16 , H= 1)
4. Suatu senyawa mengandung 21,6% Natrium(Na), 33,3% Clor (Cl) dan 45,1% Oksigen (O). Tentukan rumus empiris dari senyawa tersebut.
Catatan : Nomor massa dari S=32 , O=16 , Cr=52 , Na=23 , Cl=35,5 N = 14
5. Berapakah kadar (persentase) nitrogen (nilai pupuk) dari senyawa NH_4NO_3 !