

SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2016
MATA PELAJARAN/PAKET KEAHLIAN
ILMU KIMIA

BAB II
HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA, STOIKIOMETRI



Prof. Dr. Sudarmin, M.Si
Dra. Woro Sumarni, M.Si
Cepi Kurniawan, M.Si, Ph.D

KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN
DIREKTORAT JENDERAL GURU DAN TENAGA KEPENDIDIKAN
2016

BAB II

HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA, STOIKIOMETRI

1. Pengantar

Setelah mempelajari sumber belajar ini diharapkan mampu memahami dan menerapkan konsep, hukum-hukum dasar kimia, dan teori-teori kimia serta menyebutkan contoh penerapan hukum-hukum dasar kimia dalam pengembangan teknologi, terutama yang dapat ditemukan dalam kehidupan sehari-hari, mampu menggunakan bahasa simbolik dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/kimia, mampu bernalar secara kualitatif maupun kuantitatif tentang proses dan hukum kimia, dan memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah

2. Kompetensi Inti Guru :

Menguasai materi, struktur, konsep, dan pola pikir keilmuan yang mendukung mata pelajaran yang diampu

3. Kumpulan kompetensi Guru Mata Pelajaran [KKD]

- 1.1 Memahami konsep-konsep, hukum-hukum, dan teori-teori kimia yang meliputi struktur, termodinamika, energetika dan kinetika serta penerapannya secara fleksibel.
- 1.2 Menggunakan bahasa simbolik dalam mendeskripsikan proses dan gejala alam/kimia.
- 1.5 Bernalar secara kualitatif maupun kuantitatif tentang proses dan hukum kimia.
- 1.7 Menjelaskan penerapan hukum-hukum kimia dalam teknologi yang terkait dengan kimia terutama yang dapat ditemukan dalam kehidupan sehari-hari.
- 1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah

4. Indikator Pencapaian Pembelajaran:

Setelah mempelajari sumber belajar ini peserta mampu:

1. memahami dan menerapkan konsep-konsep kimia esensial yang penting serta penerapannya secara fleksibel.
2. memahami dan menerapkan hukum-hukum dasar dan teori-teori Kimia dalam konteks pembelajaran kimia di Sekolah Menengah
3. menerapkan konsep mol dalam menyelesaikan soal-soal stokiometri

4. menganalisis perbedaan secara simbolik antara rumus empiris dan rumus molekul dalam senyawa kimia
5. menganalisis secara kualitatif maupun kuantitatif hubungan antara jumlah zat dalam suatu reaksi kimia atau di dalam proses industri.
6. menyebutkan contoh penerapan hukum-hukum dasar kimia dalam pengembangan teknologi, terutama yang dapat ditemukan dalam kehidupan sehari-hari
7. memahami dan menerapkan konsep dalam penyelesaian soal Kimia Sekolah

5. Uraian Materi

5.1 HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA

1. Hukum Kekekalan Massa

Antoine Laurent Lavoisier (1783) merupakan orang pertama yang melakukan pengamatan ilmiah yang tepat untuk mempelajari perubahan kimia. Ia menimbang zat-zat sebelum dan sesudah perubahan kimia terjadi. Penimbangan ini dilakukannya bukan hanya untuk zat-zat yang berupa padatan maupun cairan saja, tetapi juga gas. Sejumlah besar pengamatannya menunjukkan bahwa massa semua zat yang mengalami perubahan kimia sama dengan massa zat-zat yang terbentuk pada perubahan kimia itu. Tentu saja penimbangan yang dilakukannya terbatas pada batas-batas ketelitian pengamatan massa yang dapat dilakukan pada saat itu. Oleh karena sifatnya yang sangat mendasar dan umum, maka penemuan Lavosier itu disebut sebagai suatu hukum yang kemudian dikenal sebagai **hukum kekekalan massa**, yang sampai dengan saat ini hukum ini dinyatakan sebagai berikut:

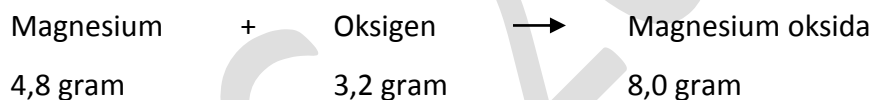
Dalam system tertutup, massa zat-zat sebelum dan sesudah reaksi kimia adalah tetap

Dengan cara pengamatan seperti itu, Lavosier dapat menunjukkan bahwa suatu logam bila dipanaskan di udara, massanya bertambah, karena membentuk apa yang dinamakan oksida. Demikian pula, perubahan materi yang kita amati dalam kehidupan sehari-hari umumnya berlangsung dalam wadah terbuka. Jika hasil reaksi ada yang berupa gas (seperti pada pembakaran kertas), maka massa zat yang tertinggal menjadi lebih kecil daripada

massa semula. Sebaliknya, jika reaksi mengikat sesuatu dari lingkungannya (misalnya oksigen), maka hasil reaksi akan lebih besar daripada massa semula. Misalnya, reaksi logam magnesium dengan oksigen sebagai berikut. Magnesium yang mempunyai massa tertentu akan bereaksi dengan sejumlah oksigen di udara membentuk senyawa baru magnesium oksida.

Penemuan Lavoisier tersebut sangat bertentangan dengan “teori” flogiston yang telah menguasai kimia pada abad sebelumnya. **“Teori” flogiston** menyatakan bahwa bila zat terbakar atau membentuk oksida, maka dari zat itu akan keluar apa yang disebut flogiston, sehingga massa oksida zat itu lebih ringan dari zat itu sendiri. Pengamatan Lavoisier menunjukkan bahwa massa oksida logam lebih besar daripada massa logamnya. Berdasarkan kenyataan ini Lavoisier menunjukkan adanya suatu zat di udara yang berupa gas yang dapat membentuk oksida dengan logam-logam. Zat tersebut disebut sebagai OKSIGEN yang berarti membentuk oksida.

Contoh



2. Hukum Perbandingan Tetap

Joseph Louis Proust (1799) menganalisis berbagai macam senyawa. Ia menunjukkan bahwa susunan dan perbandingan jumlah unsur-unsur yang membentuk senyawa tertentu, tak bergantung kepada tempat senyawa itu diperoleh ataupun cara pembentukan senyawa itu. Perbandingan massa hidrogen dan oksigen dalam air adalah tetap 1:8, tidak bergantung apakah air tersebut berasal dari air sumur, air laut, ataupun yang berasal dari pembakaran minyak bumi. Dalam FeS, massa Fe : massa S selalu 7 : 4. Massa Ca : Massa O dalam CaO selalu 5 : 2. Pengamatan Proust ini kemudian dikenal sebagai hukum perbandingan tetap, yang dinyatakan sebagai berikut:

Perbandingan massa unsur-unsur yang membentuk senyawa tertentu yang murni, adalah tetap

Apabila dua buah unsur direaksikan dan salah satu diantaranya dalam jumlah yang berlebihan, maka jumlah unsur yang berlebihan dari yang diperlukan untuk membentuk senyawa, tidak akan bereaksi.

Salah satu aplikasi hukum Proust adalah untuk menentukan kadar unsur-unsur dalam suatu persenyawaan. Kita ambil H₂O sebagai contoh. Dalam H₂O, M_H : M_O = 1 : 8. Jumlah perbandingannya adalah 9. Dengan demikian:

$$\text{Kadar H dalam H}_2\text{O} = \frac{1}{9} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar O dalam H}_2\text{O} = \frac{8}{9} \times 100 \%$$

Angka 1 pada pembilang adalah nilai banding H, angka 8 adalah nilai banding O sedang angka 9 adalah jumlah perbandingan. Jadi untuk H₂O berlaku:

$$\text{Kadar H dalam H}_2\text{O} = \frac{\text{nilai banding H}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar O dalam H}_2\text{O} = \frac{\text{nilai banding O}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

Bagaimana jika logika ini kita generalisasikan untuk molekul A_pB_q.

$$M_A : M_B = p \text{ Ar A} : q \text{ Ar B}$$

jadi:

$$\text{nilai banding A} = p \text{ Ar A}$$

$$\text{nilai banding B} = q \text{ Ar B}$$

$$\text{jumlah perbandingan} = p \text{ Ar A} + q \text{ Ar B} .$$

Kita tahu bahwa (p Ar A + q Ar B) adalah massa rumus atau Mr A_pB_q. Jumlah Perbandingan = Mr A_pB_q

Jadi dalam molekul A_pB_q:

$$\text{Kadar A} = \frac{\text{nilai banding A}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar B} = \frac{\text{nilai banding B}}{\text{jumlah perbandingan}} \times 100 \%$$

Jika nilai banding dan jumlah perbandingan dimasukkan maka diperoleh :

Dalam Persenyawaan A_pB_q

$$\text{Kadar A} = \frac{p \text{ Ar A}}{\text{Mr } A_pB_q} \times 100 \%$$

$$\text{Kadar B} = \frac{q \text{ Ar B}}{\text{Mr } A_pB_q} \times 100 \%$$

Selain kadar, massa unsur-unsur penyusun suatu persenyawaan juga dapat diperhitungkan dengan rumus yang mirip dengan rumus kadar, bedanya adalah, jika pada rumus penentuan kadar, faktor yang digunakan sebagai pengali adalah 100 %, maka pada penentuan massa penyusun suatu senyawa, faktor pengali 100 % diganti dengan faktor massa persenyawaan, jadi rumusnya adalah:

Dalam Persenyawaan A_pB_q

$$\text{Massa A} = \frac{p \text{ Ar A}}{\text{Mr } A_pB_q} \times \text{Massa } A_pB_q$$

$$\text{Massa B} = \frac{q \text{ Ar B}}{\text{Mr } A_pB_q} \times \text{Massa } A_pB_q$$

Hukum Proust juga dapat digunakan untuk menentukan *rumus empirik* atau *rumus perbandingan yang paling sederhana* dari suatu persenyawaan jika massa unsur-unsur penyusunnya diketahui. Dalam hal ini, yang akan kita cari adalah berapa harga $p : q$ yang paling sederhana dalam persenyawaan A_pB_q . Telah kita ketahui bahwa:

Dalam persenyawaan A_pB_q :

$$M_A : M_B = p \times \text{Ar A} : q \text{ Ar B}$$

Bentuk di atas juga dapat ditulis:

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{p \times \text{Ar A}}{q \times \text{Ar B}}$$

Dalam Persenyawaan A_pB_q

$$p : q = \frac{M_A}{\text{Ar A}} : \frac{M_B}{\text{Ar B}}$$

Karena massa unsur dalam suatu persenyawaan adalah sebanding dengan kadarnya maka pernyataan di atas juga dapat ditulis:

Dalam Persenyawaan A_pB_q

$$p : q = \frac{\text{Kadar A}}{\text{Ar A}} : \frac{\text{Kadar B}}{\text{Ar B}}$$

Contoh:

1. Suatu persenyawaan dibentuk oleh unsur C dan H. Massa C dalam persenyawaan tersebut adalah 24 gram sedang massa H nya adalah 6 gram. Bagaimana rumus empiriknya jika Ar C = 12 ; H = 1 ?
2. Kadar Fe dalam senyawa yang dibentuk oleh Fe dengan O adalah 70 % . Bagaimana rumus empirik oksida yang terbentuk jika Ar Fe = 56 , O = 16

Jawab:

1. Karena pembentuknya C dan H, kita misalkan senyawanya adalah C_pH_q .

$$\begin{aligned} p : q &= \frac{\text{massa C}}{\text{Ar C}} : \frac{\text{massa H}}{\text{Ar H}} \\ &= \frac{24 \text{ gr}}{12} : \frac{6 \text{ gr}}{1} = 2 \text{ gr} : 6 \text{ gr} = 1 : 3 \end{aligned}$$

Jadi rumus empiriknya adalah CH_3 .

2. Kita misalkan rumus empiriknya adalah Fe_pO_q

$$p : q = \frac{\text{kadar Fe}}{\text{Ar Fe}} : \frac{\text{kadar O}}{\text{Ar O}}$$

Diketahui kadar Fe = 70 % , jadi kadar O = 30 %

$$p : q = \frac{70}{56} : \frac{30}{16} = \frac{10}{8} : \frac{15}{8} = 2 : 3$$

Jadi rumus empiriknya adalah Fe_2O_3 .

Kedua hukum di atas, yaitu *hukum kekekalan massa dan hukum perbandingan tetap didasarkan pada hasil pengamatan.*

Penyimpangan Hukum Perbandingan Tetap

Terdapatnya dua macam senyawa dengan dua perbandingan massa unsur-unsur penyusunnya, menunjukkan adanya penyimpangan dari hukum perbandingan tetap. Misalnya air mempunyai perbandingan massa hidrogen dan oksigen = 1:8, sedangkan air berat mempunyai massa hidrogen dan oksigen = 1:4. Penyimpangan hukum perbandingan tetap ini kemudian dapat dijelaskan dengan adanya isotop.

Senyawa Non Stoikiometrik

Ada senyawa yang komposisi unsur-unsurnya menyimpang dari hukum perbandingan tetap, misalnya TiO yang berkisar dari $Ti_{0,7}O$ sampai $TiO_{0,7}$, $PbS_{1,14}$, $UO_{2,12}$. Senyawa demikian disebut senyawa non Daltonion, Berthollide atau non stoikiometrik.

3. Hukum Kelipatan Perbandingan

Hukum Kelipatan Perbandingan merupakan ramalan teori atom Dalton yang sangat penting. Teori atom Dalton dapat meramalkan suatu sifat yang sampai saat ini belum teramati, yaitu yang kemudian dikenal sebagai **Hukum Kelipatan Perbandingan**, yakni:

Bila ada dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, perbandingan massa unsur yang satu yang bersenyawaan dengan sejumlah massa tetap dari unsur yang lain adalah sebagai bilangan yang mudah dan bulat

Contoh :

Nitrogen dan Oksigen dapat membentuk 5 macam senyawa berikut :

Senyawa	% Nitrogen	% Oksigen	massa N : massa O
I	63,7	36,3	1 : 0,57
II	46,7	53,3	1 : 1,14
III	36,9	63,1	1 : 1,74
IV	30,5	69,5	1 : 2,28
V	25,9	74,1	1 : 2,86

Perbandingan massa Oksigen yang bereaksi dengan satu bagian Nitrogen adalah :

$$0,57 : 1,14 : 1,74 : 2,28 : 2,86 \text{ atau } 1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

Angka perbandingan ini merupakan bilangan yang mudah dan bulat.

4. Hukum Perbandingan Setara

Bila suatu unsur bergabung dengan unsur yang lainnya, maka perbandingan massa kedua unsur tersebut adalah perbandingan massa ekuivalennya, atau suatu kelipatan sederhana darinya.

Massa ekivalen suatu unsur adalah massa unsur tersebut yang bereaksi dengan 8,00 g oksigen atau yang setara dengan itu.

Contoh :

Massa H : massa O (dalam air) ialah 1,008 : 8,00

Massa H : massa O (dalam Hidrogen Peroksida) ialah 0,54 : 8,00 (1,008 adalah kelipatan dari 0,54)

Hukum-Hukum Gas

Reaksi-reaksi kimia tidak hanya terjadi pada larutan/cairan, namun juga melibatkan gas. Keunikan sifat gas terletak pada sifatnya yang sangat dipengaruhi oleh tekanan dan temperatur. Berbeda dengan zat cair serta zat padat yang volume hanya sedikit berubah pada perubahan temperatur, dan bahkan hampir tak berubah oleh perubahan tekanan, maka volume gas akan sangat berubah jika tekanan atau temperaturnya diubah. Jika kita mempunyai 5 liter gas oksigen pada temperatur 0^o Celsius dengan tekanan 1 atmosfer maka kita tulis 5 liter O₂ (0^o C ; 1atm). Jika 5 liter gas oksigen itu temperaturnya 25^oC tekanannya 2 atmosfer maka kita tulis 5 liter O₂ (0^o C ; 1atm).

Keadaan (0^o C ; 1atm) untuk gas disebut keadaan standar atau keadaan *STP* (Standar Temperatur and Pressure = temperatur dan tekanan standar). Jadi, 5 liter O₂ (0^oC ; 1atm) dapat ditulis 5 liter O₂ (STP). Berikut adalah hukum-hukum yang mendasari perhitungan kimia pada reaksi yang melibatkan wujud gas.

Hukum Penyatuan Volume (Gay Lussac, 1808)

Pada kondisi tekanan dan temperatur yang sama, perbandingan volume gas-gas pereaksi dan gas-gas hasil reaksi merupakan bilangan yang mudah dan bulat

Apakah yang dimaksud dengan bulat dan sederhana ? Ternyata, perbandingan volume gas-gas peserta reaksi adalah sebanding dengan perbandingan koefisien reaksinya. Secara umum dapat dinyatakan bahwa pada reaksi antara gas A dan gas B menghasilkan gas A_xB_y dalam reaksi yang koefisiennya berturut-turut x, y dan satu:

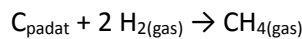


maka: Volume A : Volume B : Volume C = x : y : 1

Jadi pada reaksi:



Yang harus sangat diperhatikan adalah bahwa **hukum ini hanya berlaku untuk reaksi antar gas**. Untuk jelasnya, mari kita lihat reaksi berikut:



Volume H_2 dan CH_4 memang sebanding dengan koefisiennya yaitu 2 : 1, tetapi volume C, tidak ada hubungannya dengan koefisien reaksi. Jadi kita tidak boleh menyatakan bahwa $V_{C_{\text{padat}}} : V_{H_{2(\text{gas})}} = 1 : 2$ karena pada reaksi tersebut karbon tidak dalam keadaan gas.

Hukum Avogadro (1811)

Pada kondisi tekanan dan temperatur yang sama, maka volume yang sama dari semua gas mengandung jumlah molekul yang sama

Pada temperatur dan tekanan yang sama:

$$\frac{V}{n} = C \text{ atau } \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Hukum ini semula dikenal sebagai hipotesis Avogadro, yang tidak diakui orang lain sampai kira-kira setengah abad. Hipotesis Avogadro yang terpenting adalah :

- a. Gas-gas yang umum adalah diatomik
- b. Massa molekul relatif suatu gas kira-kira dua kali rapat uapnya

$$\begin{aligned} \text{Massa Molekul Relatif} &= \frac{\text{massa 1 molekul gas}}{\text{massa 1 atom hidrogen}} \\ &= \frac{\text{massa 1 molekul gas}}{\text{massa } \frac{1}{2} \text{ molekul hidrogen}} \end{aligned}$$

$$\text{Rapat Uap terhadap gas hidrogen} = \frac{\text{massa 1 molekul gas}}{\text{massa 1 molekul hidrogen}}$$

Dari persamaan di atas maka dapat dinyatakan bahwa:

Rapat uap suatu gas (terhadap hidrogen) adalah perbandingan massa gas itu dengan massa gas hidrogen yang harganya adalah setengah kali massa rumus gas itu.

Volume Molar (\bar{V})

Volume molar yaitu volume dari 1 mol gas pada temperatur dan tekanan tertentu. Sebagai contoh jika pada keadaan tertentu 2 mol gas bervolume 60 liter, maka volume molar gas itu adalah $\frac{60 \text{ liter}}{2 \text{ mol}} = 30 \text{ liter/mol}$. Secara umum hubungan antara volume molar (\bar{V}), volume (V) dan jumlah mol (n) adalah:

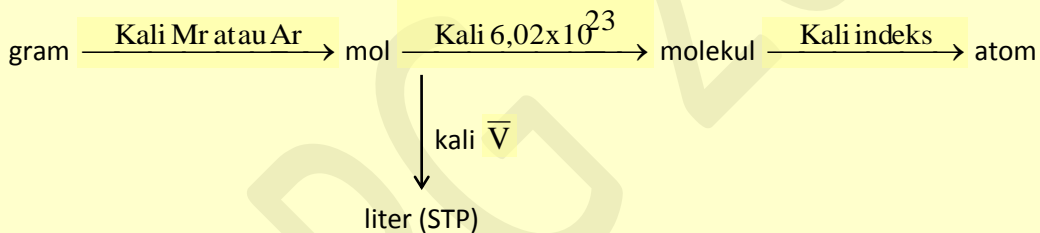
$$\bar{V} = \frac{V}{n} \text{ atau } V = n \times \bar{V}$$

Volume Molar Standar (\bar{V}^0)

Volume molar standar adalah volume 1 mol gas pada temperatur 0°C (273 K) dan tekanan 1 atm. Selanjutnya dengan pengukuran yang cermat terhadap volume gas diketahui bahwa *volume 1 mol sembarang gas yang diukur pada STP adalah 22,4 liter*. Dengan menggunakan patokan volume molar standar kita dapat menentukan hubungan antara volume gas (STP) dan jumlah molnya, yaitu:

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

Sekarang kita juga dapat membuat skema konversi yang lebih lengkap yaitu:



Hukum Boyle-Gay Lussac - Avogadro (Persamaan Gas Ideal)

Menurut **Boyle**, hubungan terbalik antara volume dan tekanan gas dengan massa serta temperatur yang tetap. Artinya jika gas dengan temperatur tetap berada pada ruang yang tertutup rapat oleh tutup yang dapat digerakkan (sehingga volumenya dapat diubah-ubah tetapi massa gas di dalamnya tetap) ternyata jika volume dibesarkan, tekanan akan mengecil, dan sebaliknya jika volume dikecilkan, tekanan akan membesar, sedemikian rupa sehingga hasil kali antara tekanan (P) dengan volume (V) selalu konstan (C). Jadi hukum Boyle dapat ditulis: Jika massa dan temperatur gas tetap, berlakulah hubungan:

$$P V = C \text{ atau } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Selanjutnya Gay Lussac melakukan percobaan, memanaskan sejumlah gas yang berada dalam ruangan tertutup yang tutupnya dapat bergerak bebas. Dari hasil percobaannya, Gay Lussac menyatakan bahwa, volume gas akan membesar jika temperatur dinaikkan dan volume akan

mengecil jika temperatur dikecilkan sedemikian rupa sehingga harga volume (V) dibagi temperatur (T) selalu konstan (C) . Hukum Gay Lussac ini dapat ditulis: Jika massa dan tekanan gas tetap, maka berlaku hubungan:

$$\frac{V}{T} = C \text{ atau } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Jika hukum Boyle dan Gay Lussac digabungkan kita peroleh hukum Boyle-Gay Lussac, yaitu jika massa gas tetap, berlaku hubungan

$$\frac{P V}{T} = C \text{ atau } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Yang perlu dicatat di sini adalah, satuan temperatur yang digunakan pada setiap hitungan adalah Kelvin, bukan derajat Celsius. Selanjutnya jika hukum Boyle-Gay Lussac ini kita gabungkan dengan hukum Avogadro yaitu $V/n = C$, maka kita akan mendapatkan hubungan yang disebut Hukum *Boyle-Gay Lussac-Avogadro*, yaitu:

$$\frac{P V}{n T} = C$$

Selanjutnya kita ingin mengetahui berapa sebenarnya harga tetapan C itu ? Kita telah tahu, bahwa jika $n = 1 \text{ mol}$, $P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ \text{ C} = 273 \text{ K}$, maka $V = 22,4 \text{ liter}$. Jadi:

$$\begin{aligned} C &= \frac{P V}{n T} \\ &= \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ liter}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = \frac{22,4}{273} \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ &= 0,082 \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

Selanjutnya harga $C = \text{liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ diberi lambang R yaitu Tetapan gas ideal. Dan hukum Boyle-Gay Lussac-Avogadro ditulis:

$$\frac{P V}{n T} = R \text{ atau } P V = n R T$$

yang biasa disebut *Persamaan Gas Ideal* dengan $R = 0,082 \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. (Dalam sistem SI harga $R = 8,14 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$). Karena volume molar $\bar{V} = V/n$ maka persamaan gas ideal juga boleh ditulis:

$$p \bar{V} = R T$$

Hukum Dalton tentang tekanan parsial gas

Jika dalam ruangan terdapat beberapa macam gas, maka tekanan ruangan adalah total dari tekanan parsial masing-masing gas. Jika di dalam ruangan yang tekanan P terdapat 2 macam gas yaitu gas A dengan tekanan parsial P_A dan gas B dengan tekanan parsial P_B , maka tekanan total :

$$P = P_A + P_B$$

Kita misalkan dalam ruangan terdapat n mol gas yang terdiri atas n_A mol gas A dan n_B mol gas B sedemikian rupa sehingga $n = n_A + n_B$, dan karena kedua gas berada dalam satu ruangan maka V dan T nya sama, maka dengan menggunakan persamaan gas ideal, yaitu $P V = n R T$, kita memperoleh:

$$P_A = \frac{n_A \cdot RT}{V} ; \quad P_B = \frac{n_B \cdot RT}{V} ; \quad P = \frac{n R T}{V}$$

Jika P_A maupun P_B dibagi P ruangan, maka:

$$P_A / P = \frac{n_A \cdot RT}{V} : \frac{n R T}{V} = \frac{n_A}{n} = X_A$$

$$P_B / P = \frac{n_B \cdot RT}{V} : \frac{n R T}{V} = \frac{n_B}{n} = X_B$$

Jadi :

$$P_A = X_A \cdot P$$

$$P_B = X_B \cdot P$$

P_A = tekanan parsial gas A

P_B = tekanan parsial gas B

P = tekanan seluruh ruang

X_A = fraksi mol gas A = n_A/n

X_B = fraksi mol gas B = n_B/n

$$X_A + X_B = 1$$

Dalam bentuk deskripsi, bunyi hukum Dalton mengenai tekanan parsial adalah:

Tekanan parsial gas-gas yang berada dalam sebuah ruangan adalah sebanding dengan fraksi mol gas itu.

Contoh soal:

Sebuah ruangan yang volume V liter berada pada P,T tertentu. Tekanan ruangan itu adalah 2 atm. Jika dalam ruangan 4 gram CH₄ dan 22 gram CO₂, Mr CH₄ = 16 dan Mr CO₂ = 44, maka tentukan: (a) fraksi mol CH₄; (b) fraksi mol CO₂; (c) tekanan parsial CH₄; (d) tekanan parsial CO₂, dan (e) volume ruangan V, jika pada kondisi tersebut 1 gram gas NO = 1 liter (Mr NO = 30)

Jawab:

$$n \text{ CH}_4 = \frac{4}{16} \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}$$

$$n \text{ CO}_2 = \frac{22}{44} \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\text{Jadi } n = 0,25 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol} = 0,75 \text{ mol}$$

$$(a) X \text{ CH}_4 = \frac{n \text{ CH}_4}{n} = \frac{0,25}{0,75} = \frac{1}{3}$$

$$(b) X \text{ CO}_2 = \frac{n \text{ CO}_2}{n} = \frac{0,5}{0,75} = \frac{2}{3}$$

$$(c) P \text{ CH}_4 = X \text{ CH}_4 \cdot P = \frac{1}{3} \times 2 \text{ atm} = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$(d) P \text{ CO}_2 = X \text{ CO}_2 \cdot P = \frac{2}{3} \times 2 \text{ atm} = \frac{4}{3} \text{ atm}$$

(e) V dicari dari volume molar NO.

$$\text{Diketahui } 1 \text{ liter NO} = 1 \text{ gram} = \frac{1}{30} \text{ mol}$$

$$\bar{V} \text{ NO} = \frac{V \text{ NO}}{n \text{ NO}} = \frac{1 \text{ liter}}{\frac{1}{30} \text{ mol}} = 30 \text{ lt/mol}$$

$$\text{Jumlah mol dalam ruang} = 0,75 \text{ mol}$$

$$\text{Jadi volume ruang} = 0,75 \text{ mol} \times 30 \text{ lt/mol} = 22,5 \text{ lt}$$

5.2 . STOKIOMETRI [PERHITUNGAN KIMIA]

Pembahasan perhitungan kimia dalam sumber belajar ni ditekankan pada perhitungan kimia yang berhubungan dengan pemanfaatan koefisien pada reaksi kimia , konsep mol dan hukum-hukum yang berhubungan dengan sifat-sifat gas.

1. KONSEP MOL

Dalam kehidupan keseharian, kita tentu sering menggunakan suatu satuan jumlah, untuk menyatakan banyaknya suatu individu sebuah barang. Dalam bidang ilmu kimia dan ilmu

pengetahuan pada umumnya dikenal juga cara untuk menyatakan suatu satuan yaitu satuan jumlah yang digunakan untuk menyatakan banyak atom dalam suatu unsur atau banyaknya molekul suatu persenyawaan. Istilah yang digunakan adalah *mol* (satuan jumlah yang terdiri atas $6,02 \times 10^{23}$).

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

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

Hubungan antara jumlah mol (n) dan massa (m)

Untuk atom

$$\text{gram} \xrightarrow{\text{: Ar}} \text{mol} \xrightarrow{\times 6,02 \times 10^{23}} \text{atom}$$

Untuk Persenyawaan

$$\text{gram} \xrightarrow{\text{Bagi Mr}} \text{mol} \xrightarrow{\text{kali } 6,02 \times 10^{23}} \text{molekul} \xrightarrow{\text{kali indeks}} \text{atom}$$

MASSA ATOM RELATIF (Ar) DAN MASSA MOLEKUL RELATIF (Mr)

Salah satu bagian dari teori atom Dalton menyatakan bahwa atom memiliki massa yang berbeda, jika unsurnya berbeda. Penentuan massa atom suatu unsur dapat diterangkan dengan atom Dalton. **Massa atom relatif** adalah harga rata-rata massa atom suatu unsur. Massa Atom Relatif diberi simbol Ar yang sampai sekarang digunakan sebagai pengganti **Berat Atom**. **Massa Molekul Relatif** yang diberi simbol **Mr** dipergunakan untuk menyatakan massa (dalam gram) satu mol suatu senyawa. Istilah massa molekul ini tidak berlaku bagi senyawa ionik, karena senyawa ionik tidak terdiri atas molekul-molekul, tetapi terdiri atas ion-ion. Untuk senyawa ionik dipergunakan istilah Massa Rumus Relatif dengan simbol yang sama yaitu Mr. Istilah **Massa Molekul Relatif** atau **Massa Rumus Relatif** yang diberi simbol **Mr** adalah istilah yang sampai sekarang dipergunakan sebagai pengganti istilah **Berat Molekul (BM)**. Ada 3 cara untuk menentukan Ar dan Mr.

1. Hukum Dulong dan Petit (1819)

Untuk unsur logam, hasil kali massa atom relatif dan kalor jenisnya pada temperatur kamar kira-kira $27 \text{ Jg}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Suatu logam mempunyai kalor jenis $0,24 \text{ Jg}^{-1} \text{ K}^{-1}$, maka massa atom relatif (Ar) nya (kira-kira) = $27 : 0,24 = 112$.

2. Metode Cannizaro (1856)

Metode ini didasarkan atas anggapan bahwa molekul mengandung sejumlah atom yang merupakan bilangan bulat. Metode Cannizaro dipergunakan untuk menentukan massa atom relatif unsur-unsur non logam, seperti nitrogen, karbon belerang dan sebagainya yang tidak dapat menggunakan Hukum Dulong dan Petit.

Contoh :

Perhatikan Tabel 2.1 berikut.

Senyawa	R _H	Mr	Persen Massa Karbon	Massa Atom Karbon dalam 1 Massa Molekul Relatif
Benzena	39	78	92,3	0,923 x 78 = 72
Propana	22	44	81,8	0,818 x 44 = 36
Etana	15	30	80,0	0,800 x 30 = 24
Metana	8	16	75,0	0,750 x 16 = 12
Metanal	15	30	40,0	0,400 x 30 = 12

Massa terkecil unsur karbon yang terdapat dalam 1 mol senyawa- senyawa di atas adalah 12. Jadi massa atom relatif karbon = 12.

3. Metode Spektroskopi Massa

Perkembangan pengetahuan tentang atom dan inti serta dengan ditemukannya isotop-isotop unsur menyebabkan skala relatif tentang massa atom mulai dipertanyakan, karena ada kekhawatiran bahwa kelimpahan isotop (komposisi isotop) dapat berubah, yang berakibat skala secara keseluruhan harus diperbaharui. Jalan keluarnya ialah menentukan baik massa isotop maupun kelimpahan isotop. Hal ini dapat dipenuhi dengan menggunakan alat yang disebut **Spektroskopi Massa**. Berdasarkan kedua data tersebut, dapat ditentukan massa atom relatif dari suatu unsur.

Contoh :

Galium mempunyai isotop ⁶⁹Ga dan ⁷¹Ga dengan kelimpahan isotop berurut-urut 60% dan 40%, maka Massa Atom Relatif Ga adalah :

$$\frac{69 \times 60}{100} + \frac{71 \times 40}{100} = 41,4 + 28,4 = 69,9$$

PENERAPAN KONSEP MOL PADA GAS DAN LARUTAN

Persamaan gas ideal yang terkenal ialah $PV = nRT$ dengan R adalah tetapan gas dan n adalah jumlah mol zat. Pada keadaan standar yaitu temperatur 0°C (273 K) dan tekanan 101325 Pa (1 atm), 1 mol gas menempati volume $22,414\text{ liter}$ yang biasanya disederhanakan sebagai $22,4\text{ L}$.

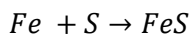
PEREAKSI PEMBATAS

Berdasarkan persamaan reaksi yang sudah setara, dapat dihitung banyaknya zat yang bereaksi dan atau hasil reaksi. Perhitungan ini didasarkan pada angka perbandingan mol pereaksi dan hasil reaksi. Dalam praktek, ditemukan bahwa tidak semua pereaksi dapat bereaksi, salah satu pereaksi habis bereaksi. Pereaksi yang habis bereaksi disebut pereaksi pembatas, karena membatasi kemungkinan terus berlangsungnya reaksi. Jadi banyaknya hasil reaksi dibatasi oleh pereaksi pembatasnya.

Contoh :

Jika direaksikan 28 g serbuk besi dan 32 g belerang, zat yang mana yang disebut pereaksi pembatas dan berapa g besi belerang (FeS) yang dihasilkan?

Jawab :



Jika 1 mol Fe bereaksi dengan 1 mol S , maka terjadi 1 mol FeS .

$$\begin{aligned}\text{Fe} &= 28\text{ g} \\ &= \frac{28}{56}\text{ mol} = 0,5\text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{S} &= 32\text{ g} \\ &= \frac{32}{32}\text{ mol} = 1\text{ mol}\end{aligned}$$

Pada reaksi tersebut yang bertindak sebagai pereaksi pembatas adalah Fe , karena Fe habis, sedangkan S yang bereaksi hanya $0,5\text{ mol}$, sehingga masih ada sisanya yang tidak bereaksi sebanyak $0,5\text{ mol}$. Jadi FeS yang terjadi $= 0,5\text{ mol} = 0,5\text{ mol} \times 88\text{ g/mol} = 44\text{ g}$.

Referensi Tambahan

Devi, Poppy K, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi C Pedagogik: Metode dan Pendekatan Pembelajaran, Profesional : Bentuk Molekul, Redoks 3, Termokimia , Stokiometri 3, Laju Reaksi 1*, Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan

Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi B Pedagogik. Teori Belajar dan Implementasinya dalam Pembelajaran IPA, Profesional : Ikatan Kimia, Stoikiometri II, Redoks 2, dan pH* Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.