**HUKUM KEKEKALAN MASSA (HUKUM LAVOISIER)**

Sejak dulu disadari bahwa dalam reaksi kimia disertai perubahan energi. Hal ini telah dirumuskan oleh Einstein, bahwa massa dapat diubah menjadi energi. Berdasarkan hal itu, Antoine Lavoisier melakukan percobaan untuk menyelidiki apakah perubahan materi juga disertai perubahan massa atau tidak? Sebab sebelumnya, Priestley melakukan percobaan pembakaran terhadap oksida logam yang membuahkan teori flogiston. Menurut teori ini, bila kapur raksa (oksida logam) dibakar akan terbentuk logam raksa dan suatu gas. Gas tersebut dinamakan udara tak berflogiston, yaitu sesuatu yang dilepaskan dari materi yang terbakar. Artinya terjadi pengurangan massa.

apparatus yang digunakan Lavoisier

Untuk mengungkapkan kebenaran teori flogiston, Lavoisier melakukan pembakaran timah dalam dua keadaan, yaitu pada keadaan wadah terbuka dan pada keadaan wadah tertutup. Dari percobaan tersebut ditemukan fakta, bila pembakaran dilakukan dalam wadah terbuka dapat menambah berat zat yang dibakar, tetapi bila pembakaran dilakukan dalam wadah tertutup, (artinya tidak ada materi lain selain yang dibakar) tidak menimbulkan perubahan massa. Menurut Lavoisier, pembakaran dalam wadah terbuka, zat-zat yang terbakar menyerap sesuatu dari udara yang mengakibatkan terjadinya penambahan massa. Sedangkan dalam wadah tertutup, tidak ada materi yang diserap maupun dibebaskan, sehingga massa total zat yang terbakar tidak berubah. Dari percobaan tersebut, Lavoisier menyimpulkan bahwa massa zat-zat sebelum bereaksi sama dengan massa zat-zat setelah bereaksi. Pernyataan Lavoisier tersebut sampai kini dikenal sebagai hukum kekekalan massa, yaitu massa zat-zat sebelum dan sesudah reaksi tidak berubah.

Lavoisier juga menyanggah adanya flogiston sebagaimana dikemukakan oleh Priestley. Menurutnya, pembakaran di udara tak berflogiston (Lavoisier menyebutnya gas oksigen) dihasilkan zat-zat yang sama dengan pembakaran diudara berflogiston. Dari temuan ini, Lavoisier mengemukakan bahwa udara mengandung gas oksigen. Pada saat pembakaran, terjadi reaksi antara zat yang dibakar dengan oksigen di udara. Sebagai gamabaran dari hukum kekekalan massa dalam reaksi kimia adalah sebagai berikut:

1. 1,00 g Natrium + 1,54 g Klorin –> 2,54 g Natrium klorida
2. 2,00 g Natrium + 3,08 g Klorin –> 5,08 g Natrium klorida
3. 3,00 g Natrium + 4,62 g Klorin –> 7,62 g Natrium klorida

Contoh soal Hukum Kekekalan massa

Pada pembakaran magnesium dengan oksigen, 1,52 g magnesium tepat bereaksi dengan 1,00 g oksigen. Berapa gram oksigen yang diperlukan untuk bereaksi dengan 12,2 g magnesium?

Penyelesaian:

Magnesium + Oksigen –> Magnesium oksida

1,52 g magnesium memerlukan 1,00 g oksigen. Maka untuk 12,2 g magnesium diperlukan oksigen sebanyak:

(12,2 g magnesium/ 1,52 g magnesium ). 1,00 g oksigen = 8,03 g Oksigen

Menurut Einstein, massa dapat diubah menjadi bentuk energi dengan persamaan E=mc2. Tapi, persamaan ini berlaku bagi massa yang bergerak dengan kecepatan setara dengan kecepatan cahaya. Dilain pihak hasil penelitian terhadap perubahan massa yang dilakukan oleh Landolt, pakar kimia Jerman, menemukan bahwa pada reaksi kimia yang melepaskan energi terjadi perubahan massa sebesar satu persepuluh juta bagian lebih kecil dari kesalahan pengukuran. Karena itu, dalam reaksi kimia biasa, perubahan massa menjadi energi dapat diabaikan.

# HUKUM DALTON / HUKUM PERBANDINGAN BERGANDA

Bunyi **hukum dalton** atau dikenal dengan **hukum perbandingan berganda adalah**jika dua unsur membentuk lebih dari satu senyawa, maka salah satu unsur yang bergabung dengan massa unsur yang lain yang dibuat tetap, berbanding kelipatan bilangan bulat dan sederhana. Untuk memahaminya, mari kita pahami cara pemikiran ilmuwan terdahulu ketika merumuskannya

Jenis senyawa paling sederhana yang dapat dipahami adalah senyawa berupa gabungan dua unsur atau senyawa biner, tiap unsur menyumbang satu atom untuk membentuk molekul. Namun demikian, sejak abad ke-18 pakar kimia telah mengenal bahwa dua macam unsur dapat bergabung membentuk lebih dari satu macam senyawa dengan komposisi  tertentu. Contoh, pembakaran unsur karbon oleh oksigen pada kondisi berbeda dapat membentuk dua macam senyawa yang berbeda.

Misalkan senyawa X dan Y. Dari hasil analisis terhadap kedua senyawa, ditemukan bahwa senyawa X mengandung 1,33 gram oksigen per 1,00 gram karbon, dan senyawa Y mengandung 2,67 gram oksigen 1,00 gram karbon. Walaupun tidak diketahui rumus kdua oksida karbon itu, secara kasar dapat dikatakan bahwa senyawa Y mengandung atom oksigen per atom karbon dua kali lebih banyak daripada senyawa X. Fakta tersebut menunjukan bahwa perbandingan massa oksigen di dalam Y dan X, untuk massa atom karbon sama adalah 2,67/1,33; atau 2 berbanding 1.

Apabila rumus senyawa X adalah CO, maka rumus senyawa Y adalah CO2, atau jika rumus senyawa X adalah C2O2, maka senyawa Y menjadi C2O4. Rumus molekul senyawa  X dan Y yang benar tidak dapat dikukuhkan, sebab hanya diketahui perbandingan jumlah atom oksigen peratom karbon dalam kedua senyawa itu, yang berupa nilai numerik.

Besi dan klor dapat membentuk dua macam senyawa, misalnya senyawa C dan senyawa D. Banyaknya klor yang bersenyawa dengan 1,00 gram besi dalam senyawa C adalah 1,26 gram, dan banyaknya klor yang bersenyawa dengan 1,00 gram besi dalam senyawa D adalah 1,89 gram. Perbandingan jumlah atom klor dalam kedua senyawa itu untuk 1,00 gram besi adalah 1,26/1,89 atau 2:3. Kedua contoh diatas menggambarkan  **hukum Dalton** atau **hukum perbandingan berganda**, yaitu jika dua unsur membentuk lebih dari satu senyawa, maka salah satu unsur yang bergabung dengan massa unsur yang lain yang dibuat tetap, berbanding kelipatan bilangan bulat dan sederhana. Sesuai namanya, tentu teori ini dikembangkan oleh John Dalton, yang mungkin kebanyakan orang lebih mengenalnya sebagai salah satu pengeembang teori atom.



John Dalton, pengembang teori hukum Dalton/ Hukum Perbandingan Berganda

**Contoh Hukum Dalton atau Perbandingan Berganda**

Unsur hidrogen dan oksigen dapat bereaksi membentuk air dalam keadaan normal, tetapi kedua unsur tersebut dapat juga membentuk hidrogen peroksida pada keadaan energi listrik tinggi. Dalam air terdapat 11,2% hidrogen dan 88,8% oksigen., dalam hidrogen peroksida terdapat 5,93% hidrogen dan 94,07% oksigen. Tunjukkan bahwa data ini sesuai dengan hukum perbandingan berganda.

Penyelesaian:

Dalam air

11,2 gram hidrogen bergabung dengan 88,8 gram oksigen atau untuk 1,0 gram hidrogen bergabung dengan (88,8/11,2) atau 7,93 gram oksigen

Dalam hidrogen peroksida

5,93 hidrogen bergabung dengan 94,07 gram oksigen atau untuk 1,0 gram hidrogen bergabung dengan (94,07/5,93) atau 15,9 gram oksigen.
Dalah hidrogen peroksida, berat oksigen per satuan berat hidrogen adalah 15,9, atau dua kali berat oksigen per satuan hidrogen dalam air. Dengan kata lain, untuk berat hidrogen yang sama, berat oksigen dalam hidrogen peroksida dua kali berat oksigen dalam air.

Jika rumus molekul air adalah H2O, maka rumus molekul hidrogen peroksida adalah H2O2.

# HUKUM PERBANDINGAN TETAP

Bunyi hukum perbandingan tetap adalah senyawa tersusun atas unsur-unsur dengan perbandingan tertentu dan tetap.  Sebelumnya kita lihat dulu cara pemikiran atau lataar belakangnya teori ini ya. ^.^

Gambaran hukum kekekalan massa menunjukan adanya keteraturan jumlah zat-zat yang bereaksi. Sebanyak  1,00 g logam natrium bereaksi tepat dengan 1,54 g gas klor menghasilkan 2,54 g senyawa natrium klorida. Sebanyak 2,00 g natrium bereaksi tepat dengan 3,08 g klor menghasilkan 5,08 g senyawa natrium klorida, dan seterusnya.

Jika terhadap 1,00 gram antrium, jumlah klor yang direaksikan sebanyak 5,00 gram, apakah jumlah natrium klorida yang terbentuk menjadi 6,00 gram? Jawabannya ‘tidak’. Sebab, dari hasil percobaan ditemukan bahwa untuk 1,00 gram natrium, jumlah senyawa natrium klorida yang terbentuk tetap 2,54 gram. Dengan kata lain, berapapun jumlah gas klor yang ditambahkan ke dalam 1,00 g natrium secara berlebih akan dihasilkan senyawa natrium klorida sebanyak 2,54 gram. Mengapa demikian?

Joseph Louis Proust, perancang Hukum Perbandingan Tetap

Untuk dapat menjawab permasalah tersebut, marilah kita kembali ke masa lampau. Pada tahun 1799, seorang pakar kimia bernama Proust telah melakukan sederetan percobaan mengenai perbandingan jumlah zat-zat yang bereaksi. Misalnya pada pembentukan senyawa natrium klorida dari unsur-unsurnya, perbandingan jumlah natrium dan klor dalam suatu reaksi selalu tetap. Yaitu 39% natrium dan 61% klor. Demikian pula untuk reaksi yang lain seperti:

Hidrogen + Oksigen –> air

Pada reaksi ini, perbandingan atom hidrogen dan atom oksigen yang membentuk melekul air selalu tetap, yaitu hidrogen:oksigen=1:8, atau 11,11% hidrogen dan 88,89% oksigen.

Besi + Sulfur (belerang) –> Besi sulfida

Pada reaksi ini, perbandingan jumlah besi dan sulfur dalam besi sulfida selalu 7:4 atau 63,64% besi dan 36,365% sulfur.

Karbon + Oksigen –> karbon dioksida

Pada reaksi ini, perbandingan jumlah karbon dan oksigen dalam karbon dioksida selalu 3:8, atau 27,27% karbon dan 72,73% oksigen.

Dari data pengukuran secara laboratorium, Proust menyimpulkan bahwa massa unsur-unsur yang membentuk suatu senyawa komposisinya selalu tetap. Dengan kata lain, senyawa tersusun atas unsur-unsur dengan perbandingan tertentu dan tetap. Pernyataan tersebut sampai saat ini dikenal dengan hukum perbandingan tetap. Tetapi, hukum ini tidak berlaku bagi senyawa yang non-stoikiometris. Misalnya besi(II) oksida, mempunyai rumus kimia nominal FeO (dengan 22,27% berat oksigen), bergantung pada teknik pembuatannya.

**Contoh soal Hukum perbandingan tetap**

Berapa gram amonia yang dapat dibuat dari 12 gram nitrogen dan 12 gram hidrogen? Diketahui amonia tersusun atas 82% nitrogen dan 18% hidrogen.

Penyelesaian

Nitrogen + hidrogen –> Amonia

82%      +       18 %                 100%

Persentase tersebut dapat diartikan sebagai perbandingan massa unsur-unsur yang bersenyawa, sehingga dapat dikatakan bahwa 82 gram nitrogen tepat bereaksi dengan 18 gram hidrogen membentuk senyawa ammonia.

Jika tersedia 12 gram nitrogen, hidrogen yang diperlukan sebanyak:

(12 gram nitrogen / 82 gram nitrogen) x 18 gram hidrogen = 2,6 gram hidrogen

12 gram hidrogen  + 2,6 gram hidrogen –> 14,6 gram ammonia

Jadi, banyaknya ammonia yang dihasilkan dari 12 gram nitrogen adn 12 gram hidrogen adalah 14,6 gram. Hal ini sejalan dengan hukum Proust, berapapun jumlah hidrogen yang ditambahkan dalam campuran itu, yang bereaksi tetap 2,6 gram, atau sebanyak 18 %.

**Kesimpulan**

Bunyi **hukum perbandingan tetap adalah** senyawa tersusun atas unsur-unsur dengan perbandingan tertentu dan tetap.

# HUKUM AVOGADRO atau HIPOTESIS AVOGADRO

Pada awalnya Avogadro mengajukan suatu hipotesis  sehingga dikenal hipotesis Avogadro, namun sekarang sudah terbukti kebenarannya sehingga disebut Hukum Avogadro. Namun hipotesis avogadro sudah melekat di ingatan banyak orang ketimbang kata hukum Avogadro. Supaya lebih memahami hukum Avogardo, mari kita lihat cara pemikiran ilmuwan terdahulu dalam menemukan teori ini.

amadeo avogadro, perancang Hukum Avogadro

Berkaitan dengan fakta yang ditemukan Gay Lussac, pada tahun 1811, seorang pakar kimia Italia bernama Amadeo Avogadro mengajukan hipotesis “konsep molekul” untuk menjelaskan fakta yang ditemukan Gay Lussac. Bunyi Hipotesis Avogadro itu adalah: “pada suhu dan tekanan tetap, semua gas apapun yang volumenya sama akan mengandung jumlah molekul yang sama”. Hipotesis avogadro didasarkan pada sejumlah cuplikan dari jenis gas yang sama dengan volume berbeda, dan didasarkan apda cuplikan gas yang volumenya sama tetapi jenis gas berbeda.

Menurut Avogadro, 1 volum gas hidrogen akan mengandung  jumlah molekul yang sama banyak dengan 1 volume gas klor. Karena itu, jika perbandingan volumenya adalah 1:1, maka perbandingan jumlah molekulnya juga 1:1. Penjelasan Avogadro untuk reaksi pembentukan gas hidrogen klorida yang ditemukan Gay Lussac adalah:

1 volume hidrogen + 1 volume klor  –> 2 volume hidrogen klorida

n molekul hidrogen + n molekul klor –> 2n molekul hidrogen klorida

1 molekul hidrogen + 1 molekul klor –> 2 molekul hidrogen klorida

Berdasarkan hal itu, Avogadro mengemukakan gagasan bahwa bagian terkecil  suatu materi tidak selalu merupakan atom tunggal, tetapi dapat juga berupa kumpulan atom yang dinamakan molekul. Pada reaksi di atas terbentuk dua molekul hidrogen klorida, yang dihasilkan dari satu molekul gas hidrogen dan satu molekul gas klor. Dengan demikian, setiap molekul hidrogen dan molekul klor terdiri dari dua buah atom sejenis.

Bila perbandingan volume di atas dinyatakan sebagai perbandingan atom akan menimbulkan kesalahan, sebab bila perbandingan volume diartikan sebagai perbandingan atom, maka:

1 volum hidrogen + 1 volume klor –> 2 volume hidrogen klorida

n atom hidrogen + n atom klor –> 2n molekul hidrogen klorida

1 atom hidrogen + 1 atom klor –> 2 molekul hidrogen klorida

Persamaan itu dapat diartikan bahwa satu molekul hidrogen klorida dihasilkan dari setengah atom hidrogen dan setengah atom klor. Hal ini tentu menyalahi teori atom Dalton, yang menyatakan bahwa atom merupakan bagian terkecil dari suatu unsur yang tidak dapat dipecah lagi. Dengan demikian, hipotesis molekul dari Avogadro dapat diterima, dan dianggap sebagai teori molekul.

**Contoh hukum Avogadro**

Pada suhu dan tekanan tertentu, gas H2 bereaksi dengan gas N2, membentuk gas NH3 dengan perbandingan volume 3:1:2. Jika gas hidrogen yang bereaksi sebanyak 7,525 x 1022 molekul, berapakah jumlah molekul amonia yang terbentuk?

Penyelesaian:

Menurut hukum Avogadro, pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas yang volumenya sama akan sama pula dengan jumlah molekulnya.

Gas hidrogen + Gas nitrogen –> Gas ammonia

3 volum H2   +   1 volum N2    –>  2 volum  NH3

Maka:

(2 volum NH3) / (3 volum H2) = ( x molekul NH3)/ (7,52 x 1022)

Jumlah molekul ammonia yang terbentuk adalah X= 5,02 x 1022 molekul.

**HUKUM GAY LUSSAC / HUKUM PERBANDINGAN VOLUME**

Bunyi **Hukum Gay Lussac** atau hukum perbandingan berganda adalah pada suhu dan tekanan tetap, volume gas-gas yang bereaksi dan volum gas-gas hasil reaksi berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana. Untuk memahami hukum dasar ilmu kimia yang satu ini mari kita pahami cara berpikir ilmuan  terdahulu dalam pengembangan teori ini.

Gay Lussac, pengembang Hukum Gay Lussac atau Hukum Perbandingan Berganda

Pada umumnya, gas-gas yang bercampur tidak menunjukan adanya gejala reaksi. Tetapi jika diberikan perlakuan dan kondisi tertentu dimungkinkan terjadi reaksi. Sebagai contoh, pencampuran gas O2 dengan gas H2 tidak terjadi reaksi, tetapi billa ke dalam campuran itu dilewatkan bunga api listrik akan terbentuk reaksi, yang ditandai dengan adanya letupan dan uap air. Berdasarkan gejala tersebut, seorang pakar kimia Perancis bernama Joseph Louis Gay-Lussac melakukan serangkaian pengukuran kuantitatif terhadap volume gas-gas yang terlibat dalam reaksi.

Gay-Lussac melakukan percobaan dengan cara mencampurkan gas hidrogen dan gas oksigen ke dalam suatu wadah tertentu, kemudian terhadap campuran dilewatkan bunga api listrik agar terjadi reaksi. Hasil reaksi dan gas hasil reaksi dipisahkan berdasarkan perbedaan titik cair komponen campuran dengan cara mengubah fasa uap menjadi cair. Dengan demikian, volume gas-gas sisa reaksi dan hasil reaksi dapat dipisahkan dan diukur. Percobaan tersebut dilakukan berulangkali pada suhu dan tekanan tetap. Hasil pengukuran menunjukan bahwa perbandingan volume gas hidrogen dan oksigen yang bereaksi dan uap air produk reaksi selalu 2:1:2, atau

2 volum gas hidrogen + 1 volum gas oksigen –> 2 volum uap air

Sejalan dengan percobaan di atas, gas-gas yang lain dapat diukur perbandingan volumnya. Beberapa diantaranya dapat dilihat pada tabel di bawah:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| No. | Persamaan Kimia | Rasio Volum |
| 1 | Hidrogen + klorin –> hidrogen klorida | 1 : 1 : 2 |
| 2 | Hidrogen + nitrogen –> amonia | 3 : 1 : 2 |
| 3 | Karbon + oksigen –> karbon dioksida | 1 : 1 : 1 |

Berdasarkan data perbandingan volum, Gay-Lussac sampai pada kesimpulan bahwa pada suhu dan tekanan tetap, volume gas-gas yang bereaksi dan volum gas-gas hasil reaksi berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana. Pernyataan ini dikenal dengan nama **Hukum Gay Lussac** atau juga dikenal **Hukum Perbandingan Volume** atau hukum kesetaraan volume. Hukum tersebut berlaku hanya untuk reaksi gas yang susunan molekulnya sederhana dan stoikiometris.

Contoh Soal Hukum Gay Lussac atau Hukum Perbandingan Volume

1. Ke dalam tabung Eudiometer dimasukkan campuran gas yang terdiri dari 26,0 mL gas hidrogen dan 24,0 mL gas oksigen, dan dilewatkan bunga api listrik. Berapa volume gas sisa (dalam mL) adn gas apa?

Penyelesaian:

Hidrogen + oksigen –>  air

2 volum : 1 volum  :  2 volum

26 mL  :  13 mL  : 26 mL

Gas yang tersisa adalah oksigen sebanyak 11 mL.

1. Berapa volume gas belerang trioksida (SO3( yang terbentuk bila 2 L gas belerang dioksida (SO2) bereaksi sempurna dengan gas oksigen? Diketahui perbandingan volume gas yang bereaksi: 2:1:2

Penyelesaian:

2SO2   +   O2   –>   2SO3

2 volum : 1 volum : 2 volum

2 L  : 1 L : 2 L

Jadi volum belerang trioksida sebanyak 2 Liter.

