**BAHAN AJAR**

**Sekolah : SMKN 1 Palembayan**

**Mata pelajaran : Kimia**

**Kelas : X**

**Program : Teknologi Rekayasa**

KD 3.7 Menerapkan hukum-hukum dasar kimia dalam perhitungan kimia

HUKUM DASAR KIMIA

**A. Hukum Kekekalan Massa  (Hukum Lavoisier)**

Apabila kita membakar kayu, maka hasil pembakaran hanya tersisa abu yang massanya lebih ringan dari kayu. Hal ini bukan berarti ada massa yang hilang. Akan tetapi, pada proses ini kayu bereaksi dengan gas oksigen menghasilkan abu, gas karbon dioksida, dan uap air. Jika massa gas karbon dioksida dan uap air yang menguap diperhitungkan, maka hasilnya akan sama.

*Kayu + gas oksigen -->  abu + gas karbon dioksida + uap air
Massa (kayu + gas oksigen) = massa (abu + gas karbon dioksida + uap air)*

Antoine Lavoisier (1743–1794) seorang pelopor yang percaya pentingnya membuat pengamatan kuantitatif dalam eksperimen, mencoba memanaskan 530 gram logam merkuri dalam wadah terhubung udara dalam silinder ukur pada sistem tertutup. Ternyata volume udara dalam silinder berkurang 1/5 bagian. Logam merkuri berubah menjadi merkuri oksida se-banyak 572,4 gram. Besarnya kenaikkan massa merkuri sebesar 42,4 gram adalah sama dengan 1/5  bagian udara yang hilang yaitu oksigen.

*Logam merkuri + gas oksigen --> merkuri oksida*

*530 gram +   42,4 gram =    572,4 gram*

Berdasarkan percobaan di atas Lavoisier merumuskan Hukum Kekekalan Massa yang berbunyi: Dalam reaksi kimia, *"massa zat-zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama"*.

**B. Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust)**

Tahun 1799 Joseph Proust melakukan percobaan dengan mereaksikan hidrogen dan oksigen. Ternyata hidrogen dan oksigen selalu bereaksi membentuk air dengan perbandingan massa yang tetap yaitu 1 : 8.

Tabel Perbandingan massa hidrogen dan oksigen membentuk air



Berdasarkan hasil percobaan yang diperolehnya, dia menyimpulkan bahwa: Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa adalah tetap.



**C. Hukum Kelipatan Perbandingan (Hukum Dalton)**

Dua unsur dapat membentuk lebih dari satu macam senyawa. Misalnya unsur karbon dengan oksigen dapat membentuk karbon monoksida dan karbon dioksida. John Dalton (1766–1844) mengamati adanya suatu keteraturan perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa. Berdasarkan percobaan yang dilakukan Dalton diperoleh data sebagai berikut:



Perbandingan nitrogen dalam senyawa nitrogen dioksida dan nitrogen monoksida:  1,75/0,875 = 2/1

Berdasarkan hasil percobaan tersebut, Dalton menyimpulkan bahwa:

*Jika dua jenis unsur bergabung membentuk lebih dari satu macam senyawa maka perbandingan massa unsur dalam senyawa-senyawa tersebut merupakan bilangan bulat sederhana.*

**D. Hukum Perbandingan Volume (Hukum Gay-Lussac)**

Di awal tahun 1781 Joseph Priestley (1733–1804) menemukan hidrogen dapat bereaksi dengan oksigen membentuk air, kemudian Henry Cavendish (1731–1810) menemukan volume hidrogen dan oksigen yang bereaksi mem-bentuk uap air mempunyai perbandingan 2 : 1. Dilanjutkan William Nicholson dan Anthony Carlise  berhasil menguraikan air menjadi gas hidrogen dan oksigen melalui proses elektrolisis. Ternyata perbandingan volume hidrogen dan oksigen yang terbentuk 2 : 1. Pada tahun 1808 Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850) berhasil mengukur volume uap air yang terbentuk, sehingga diperoleh perbandingan volume hidrogen : oksigen : uap air = 2 : 1 : 2.

*Gas  hidrogen + gas oksigen  --> uap air
      2 H2 (g)    +   O2 (g)      -->  2 H2O (g)*

Perbandingan tersebut berupa bilangan bulat sederhana. Berdasarkan hasil percobaan ini, Gay-Lussac menyimpulkan bahwa:

*Pada suhu dan tekanan yang sama, volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi berbanding sebagai bilangan bulat sederhana.*

**PERHITUNGAN KIMIA**

**A. Hipotesis Avogadro**

Tahun 1811 Amadeo Avogadro menjelaskan Hukum Gay-Lussac  dengan hipotesis yang kemudian dikenal sebagai teori Avogadro. Dalam teorinya, Avogadro menjelaskan bahwa:

*Gas-gas yang mempunyai volume sama pada suhu dan*

*tekanan yang sama mempunyai jumlah molekul sama.*

Contoh

1 Volume H2 (g) + 1 Volume Cl2 (g) --> 2 Volume HCl (g)

misalkan setiap 1 bagian volume gas mempunya x molekul gas tersebut, maka:

x molekul H2 (g) + x molekul Cl2 (g) --> 2x molekul HCl (g)

persamaan reaksi diatas dapat ditulis:

 H2 (g) + Cl2 (g) --> 2 HCl (g)

perbandingan volume H2 (g) : Cl2 (g) : 2 HCl (g) = 1 volume : 1 volume : 2 volume = 1: 1: 2

Jadi, dapat disimpulkan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama:

*perbandingan volume = perbandingan molekul = perbandingan koefisien*

**B. Mol**

Kamu tentu pernah mendengar satuan dosin, gros, rim, atau kodi untuk menyatakan jumlah benda. Banyaknya partikel dinyatakan dalam satuan mol.

Satuan mol sekarang dinyatakan sebagai jumlah partikel (atom, molekul, atau ion) dalam suatu zat. Para ahli sepakat bahwa satu mol zat mengandung jumlah partikel  yang sama dengan jumlah partikel dalam 12,0 gram isotop C-12 yakni 6,02 x 10^23 partikel. Jumlah partikel ini disebut Bilangan Avogadro (NA = Number Avogadro) atau dalam bahasa Jerman Bilangan Loschmidt (L). Jadi, definisi satu mol adalah sebagai berikut.

*Satu mol zat menyatakan banyaknya zat yang mengandung jumlah partikel yang sama dengan jumlah partikel dalam 12,0 gram isotop C-12.*

* **Hubungan mol dengan jumlah partikel**

Hubungan mol dengan jumlah partikel dapat dirumuskan: kuantitas (dalam mol) = Jumlah Partikel/NA atau  jumlah partikel = mol x NA

* **Hubungan mol dengan massa**

Sebelum membahas hubungan mol dengan massa terlebih dahulu akan diperkenalkan Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif.

a. Massa Atom Relatif (Ar)

IUPAC telah menetapkan 1 sma = 1/12 massa satu atom C-12 isotop Atom H mempunyai kerapatan 8,400% dari kerapatan  C-12. Jadi, massa atom H = 0,08400  12,00 sma = 1,008 sma. Dari perhitungan yang sama kita bisa mengetahui massa atom O = 16,00 sma. Demikian juga massa atom unsur-unsur yang lain.

*Massa Atom Relatif (Ar)* adalah perbandingan massa rata-rata suatu atom unsur terhadap 1/12 massa satu atom isotop C-12.



Di alam umumnya unsur terdiri atas campuran isotop, sehingga massa atomnya diambil rata-rata dari campuran isotopnya.

b. Massa Molekul Relatif (Mr)

*Massa Molekul Relatif (Mr)* adalah perbandingan massa rata-rata satu molekul suatu senyawa terhadap massa 1 atom isotop C-12. Berdasarkan pengertian molekul yang menyatakan bahwa molekul merupakan gabungan dari atomatomnya, maka Mr  merupakan jumlah A  atom-atom penyusunnya.



c. Massa Molar

Massa molar menyatakan massa yang dimiliki oleh 1 mol zat, yang besarnya sama dengan Ar atau Mr Untuk unsur: 1 mol unsur = Ar ram, maka dapat dirumuskan:



Untuk senyawa:

1 mol senyawa = Mr gram, maka dapat dirumuskan:



* **Hubungan mol dengan volume**

a. Gas pada keadaan standar

Pengukuran kuantitas gas tergantung suhu dan tekanan gas. Jika gas diukur pada keadaan standar, maka volumenya disebut volume molar. dengan persamaan gas ideal:



P = tekanan = 1 atm

n = mol = 1 mol gas

T = suhu dalam Kelvin = 273 K

R = tetapan gas = 0,082 liter atm/mol K

Maka:

P V = nRT

1  V =1  0,082  273

V = 22,389

V = 22,4 liter

Jadi, volume standar = Vstp = 22,4 liter.

Dapat dirumuskan:



n =  jumlah mol

Vm = Vstp volume molar

b. Gas pada keadaan nonstandar

Jika volume gas diukur pada keadaan ATP (Ambient Temperature and Pressure) atau lebih dikenal keadaan non–STP maka menggunakan rumus:

*PV = nRT*

P = tekanan, satuan P adalah atmosfer (atm)

V = volume, satuan V adalah liter

n = mol, satuan n adalah mol

R = tetapan gas = 0,082 liter atm mol^-1 K^-1

T = suhu, satuan T adalah Kelvin (K)

* **Perhitungan kimia dalam reaksi kimia**

Pada materi sebelumnya telah dijelaskan bahwa perbandingan koefisien menyatakan perbandingan jumlah partikel dan perbandingan volume, sedangkan mol merupakan jumlah partikel dibagi bilangan Avogadro. Perbandingan koefisien menyatakan perbandingan jumlah partikel, maka perbandingan koefisien juga merupakan perbandingan mol. Jadi, dapat disimpulkan bahwa:

*Perbandingan koefisien = perbandingan volume
                = perbandingan jumlah partikel
                = perbandingan mol*

* **Pereaksi pembatas**

Jika di dalam sebuah kotak tersedia 6 mur dan 10 baut, maka kita dapat membuat 6 pasang mur-baut. Baut tersisa 4 buah, sedangkan mur telah habis.

Dalam reaksi kimia, jika perbandingan mol zat-zat pereaksi tidak sama dengan perbandingan koefisiennya, maka ada pereaksi yang habis terlebih dulu. Pereaksi seperti ini disebut pereaksi pembatas.

**C. Kadar Zat**

Pada saat adikmu sakit panas, ibumu menyuruh membeli alkohol 70% di apotik. Apakah kamu tahu apa artinya alkohol 70%? Maksudnya dalam 100 mL larutan mengandung 70 mL alkohol dan 30 mL air. Begitu pula jika kamu membeli suatu produk makanan kemasan yang mengandung vitamin C 1%. Maksudnya dalam 100 gram makanan mengandung 1 gram vitamin C.

Kadar zat umumnya dinyatakan dalam persen massa (% massa). Untuk mendapatkan persen massa dapat menggunakan rumus:



**D. Rumus Empiris dan Rumus Molekul**

Rumus kimia dibagi dua, yaitu rumus empiris dan rumus molekul. Rumus empiris adalah rumus kimia yang menggambarkan perbandingan mol terkecil dari atom-atom penyusun senyawa. Salah satu cara menentukan rumus empiris dan rumus molekul dapat dilakukan langkah-langkah sebagai berikut.

*Persen massa -->  mol setiap unsur --> perbandingan mol dari
unsur-unsur --> rumus empiris ----->  rumus molekul.*

*Rumus molekul adalah* rumus sebenarnya dari suatu senyawa. Rumus molekul dapat ditentukan jika massa molekul relatif diketahui.

**E. Garam Hidrat**

Kamu tentu pernah mendengar gips (CaSO42HO) yang digunakan untuk menyambung tulang atau garam inggris/garam epsom (MgSO47H2O) yang digunakan untuk obat pencuci perut. Kedua senyawa tersebut merupakan contoh garam hidrat.

Garam hidrat adalah garam yang mengikat air. Jika garam hidrat melepaskan air kristal yang terikat disebut garam anhidrat. Cara mencari jumlah air kristal yang terikat pada garam hidrat adalah dengan rumus:

