



UNIVERSITAS  
**PANCASILA**  
"A PLACE TO CREATE YOUR SUCCESS"



# MATA KULIAH KIMIA



STOIKIOMETRI  
( Dasar-dasar  
Perhitungan Kimia )



**Dosen Pengampu :**  
**Dr. apt. Liliek Nurhidayati, M.Si.**

Program Studi Teknik Industri  
**Fakultas Teknik Universitas Pancasila**  
Semester  
Gasal 2025/2026

# SUB POKOK BAHASAN

1. Massa Atom
2. Bilangan Avogadro dan nomor massa unsur
3. Massa Molekul
4. Persen Komposisi
5. Penentuan Rumus Empirik
6. Reaksi Kimia dan Persamaan Reaksi
7. Jumlah Reaktan dan Produk
8. Pembatas reaksi, Yields

# 1. Massa Atom

Penentuan massa isotop atom → membandingkan massa isotop atom yang akan ditentukan terhadap massa isotop atom unsur tertentu yang massanya diketahui

I. Standar massa atom adalah massa atom hidrogen → sangat kecil → perubahan massa zat yg bersenyawa dengan hidrogen sukar ditentukan secara akurat

II. Standar massa atom oksigen → dapat bersenyawa dengan banyak unsur → massa atom oksigen ditetapkan sebesar 16,00 Dalton

Harga massa atom unsur lain ditentukan dengan membandingkannya thd massa atom oksigen

III. Berdasar isotop atom C-12 (isotop paling stabil berdasar keradioaktifannya) → sbg standar massa atom dibakukan oleh IUPAC pada tahun 1961

Massa atom (berat atom) adalah massa atom dalam *atomic mass unit* (amu) atau satuan massa atom (sma)

1 amu = 1/12 massa atom karbon 12

massa atom hidrogen =  $0,084 \times 12,00$  amu

oksigen = 16 amu

Massa atom rata-rata

Kelimpahan atom karbon -12 dan karbon-13 adalah 98,90% dan 1,10%. Massa atom karbon-13 adalah 13,00335 amu.

massa atom karbon rata-rata =  $(0,9890 \times 12,00 \text{ amu}) + (0,0110 \times 13,003353 \text{ amu}) = 12,01 \text{ amu}$

## 2. Bilangan Avogadro dan Massa Molar Unsur

1 mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel (atom, molekul atau partikel lain) sebagaimana jumlah atom yang terdapat dalam 12 g atom karbon-12. Jumlah ini = bilangan Avogadro

Bilangan Avogadro ( $N_A$ ):  $6,022 \times 10^{23}$

1 mol setiap zat mengandung  $6,022 \times 10^{23}$  partikel baik atom, molekul, maupun ion penyusun zat itu

1 mol Ca =  $6,022 \times 10^{23}$  atom Ca

1 mol Xe =  $6,022 \times 10^{23}$  atom Xe

1 mol NO<sub>2</sub> =  $6,022 \times 10^{23}$  molekul NO<sub>2</sub>

Sebagai standar mol dipakai isotop C-12 yang massanya 12 gram

Massa Molar (M) adalah massa 1 mol zat dalam gram

# Menghitung jumlah mol jika diketahui massa, Mr, Ar

$$n = \frac{g}{Mr/Ar}$$

**n = mol**

**g = massa**

**Mr/Ar = massa molekul/atom relatif**

# Teori Molekul dari Avogadro

Pada suhu dan tekanan tetap, semua gas apa pun yang volumenya sama akan mengandung jumlah molekul yang sama.

1 volume gas hidrogen akan mengandung jumlah molekul sama banyak dengan 1 volume gas klorin; oleh karena itu jika perbandingan volumenya adalah 1:1, maka perbandingan jumlah molekulnya juga 1:1.

# Massa Atom Relatif

Massa atom suatu unsur ditentukan berdasarkan massa isotop dan kelimpahan dari masing-masing isotop yang terdapat di alam → massa atom relatif ( $A_r$ )

Istilah relatif merujuk pada kelimpahan isotop di alam

$$A_r = m_1Z_1 + m_2Z_2 + \dots + m_nZ_n = \sum_1^n m_nZ_n$$

Contoh:

Unsur boron terdiri atas dua isotop yaitu isotop  $^{10}\text{B}$  massanya 10,0129 dengan kelimpahan 19,10%, dan isotop  $^{11}\text{B}$  massanya 11,0093 dengan kelimpahan 80,90%. Berapa massa relative boron?

Penyelesaian:

$A_r \text{ atom} = p(\text{massa isotop} \times \% \text{ kelimpahan})$

$$\begin{aligned} A_r \text{ B} &= \left( 10,0129 \times \frac{19,1}{100} \right) + \left( 11,0093 \times \frac{80,90}{100} \right) \\ &= 1,9125 + 8,9065 = 10,8190 \end{aligned}$$



### 3. Massa Molekul Relatif

Massa molekul relatif ( $M_r$ ) suatu senyawa adalah jumlah total dari massa atom relatif unsur-unsur penyusunnya.

Misal:

Berapa massa molekul relatif glukosa yang memiliki rumus kimia  $C_6H_{12}O_6$ ?

Penyelesaian:

$$\begin{aligned}M_r C_6H_{12}O_6 &= (6 \times A_r C) + (12 \times A_r H) + (6 \times A_r O) \\&= ((6 \times 12,01) + (12 \times 1,01) + (6 \times 16,00)) \\&= 72,06 + 12,12 + 96 \\&= 180,18\end{aligned}$$

Metode untuk penentuan massa atom dan molekul secara langsung dan akurat adalah spektrometri massa

# LATIHAN

1. Kelimpahan relatif dua isotop rubidium dengan massa atom 85 dan 87 adalah 75% dan 25%. Berapakah massa tom relative Rb?
2. Hitung massa relatif dari
  - a.  $\text{CH}_4$
  - b.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$

## 4. Persen Komposisi

Persen komposisi : persentase massa total atau bobot total

1. Hitung persen komposisi dari senyawa  $\text{KHSO}_4$

$$1 \text{ mol KHSO}_4 = 39 + 1 + 32 + (4 \times 16) = 136$$

$$\% \text{ K} = 39/136 \times 100\% = 28,68 \%$$

$$\% \text{ H} = 1/136 \times 100\% = 0,73 \%$$

$$\% \text{ S} = 32/136 \times 100\% = 23,53 \%$$

$$\% \text{ O} = 64/136 \times 100\% = 47,06 \%$$

2. Suatu sampel cair dengan massa 8,657 g terurai menjadi unsur yaitu 5,217 g C; 0,962 g H dan 2,478 g O. Hitung persen komposisi masing-masing unsur dalam sampel tersebut.

## 5. Rumus Empirik

**Rumus empiris:** rumus paling sederhana yang menyatakan perbandingan terkecil atom-atom tiap unsur yang ada dalam suatu senyawa

Contoh:  $\text{CH}_3$ ,  $\text{CH}_2$

Menghitung rumus empiris :

### 1. Dari massa unsur

Suatu sampel dari gas mengandung 2,34 g N dan 5,34 g O. Tuliskan rumus empiris senyawa tersebut

$$\text{mol N} = 2,34/14 \times 1 \text{ mol} = 0,167 \text{ mol}$$

$$\text{mol O} = 5,34/16 \times 1 \text{ mol} = 0,334 \text{ mol}$$

$$\text{RE: N}_{0,167} \text{ O}_{0,334} = \text{NO}_2$$

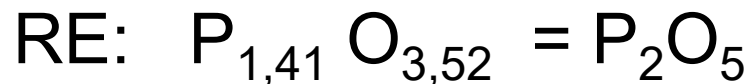
## 2. Dari komposisi persen

Bagaimana RE suatu senyawa yang persentase beratnya 43,7 % P dan 57,3% O ?

Dalam 100 g senyawa mengandung 43,7 g P dan 57,3 g O

$$\text{mol P} = 43,7/31 \times 1 \text{ mol} = 1,41 \text{ mol}$$

$$\text{mol O} = 57,3/16 \times 1 \text{ mol} = 3,52 \text{ mol}$$



### 3. Dari analisis kimia

Cuplikan etilalkohol seberat 0,1000 g mengandung C, H, O, dibakar habis membentuk 0,1910 g CO<sub>2</sub> dan 0,1172 g H<sub>2</sub>O. Bagaimana RE-nya?

Hitung massa C dalam CO<sub>2</sub> dan H dalam H<sub>2</sub>O

$$\text{Massa C} = 12/44 \times 0,1910 \text{ g} = 0,0521 \text{ g}$$

$$\text{Massa H} = 2/18 \times 0,1172 \text{ g} = 0,0130 \text{ g}$$

$$\text{Massa O} = 0,1000 - (0,0521 + 0,0130) \text{ g} = 0,0349 \text{ g}$$

Kemudian diubah menjadi mol

$$\text{Mol C} = 0,0521/12 \times 1 \text{ mol} = 0,0043 \text{ mol}$$

$$\text{Mol H} = 0,0130/1 \times 1 \text{ mol} = 0,0130 \text{ mol}$$

$$\text{Mol O} = 0,0349/16 \times 1 \text{ mol} = 0,0022 \text{ mol}$$

$$\text{RE} = \text{C}_{0,0043}\text{H}_{0,0130}\text{O}_{0,0022} = \text{C}_{1,95}\text{H}_{5,91}\text{O} = \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$$

# RUMUS MOLEKUL

Rumus molekul (RM):

Rumus yang menyatakan jumlah sebenarnya dari tiap jenis atom dalam suatu molekul

Contoh:  $C_2H_4$ ,  $H_2O$ ,  $C_2H_6$

Apabila diketahui  $RE = NO_2$ , massa molekul = 92,0. Bagaimana rumus molekulnya ?

$$\text{Massa } NO_2 = 14 + (2 \times 16) = 46$$

$$RM = (NO_2)_n = 92,0$$

$$= (46)_n = 92,0 \quad n = 2 \quad \rightarrow \quad RM = (NO_2)_2 = N_2O_4$$

# RUMUS BANGUN (RUMUS STRUKTUR)

Mengandung informasi mengenai cara pengikatan atom-atom dalam molekul

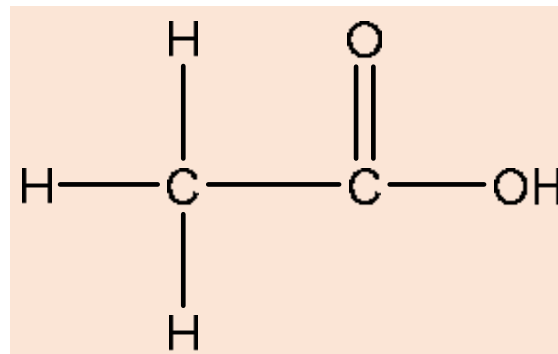
Memungkinkan kita dapat menulis rumus molekul atau rumus empiris

Contoh: Asam asetat

Rumus Molekul =  $C_2H_4O_2$

Rumus Empirik =  $CH_2O$

Rumus Bangun Asam asetat





## 6. Reaksi Kimia dan Persamaan Reaksi

- **Reaksi Kimia dan Persamaan Reaksi**

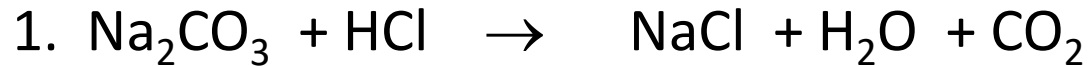
Dalam membuat suatu persamaan kimia :

Tuliskan rumus-rumus pereaksi (zat-zat yg ditulis di kiri) dan hasil reaksi atau produk (di kanan)

**Langkah-langkah untuk menyeimbangkan persamaan reaksi:**

1. Tulis dengan benar rumus zat yg terlibat dalam reaksi
2. Seimbangkan persamaan dengan menyesuaikan koefisien reaksi sehingga memenuhi hukum kekekalan massa

Contoh:

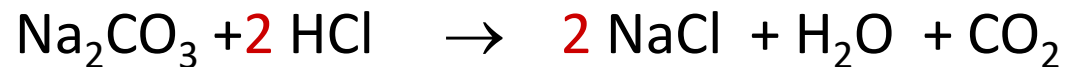


Pilih rumus yg paling rumit ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) dan beri koefisien **1**

2. Seimbangkan Na



3. Cl menjadi tdk seimbang, letakkan angka 2 di depan HCl



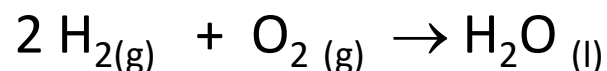
4. Persamaan reaksi kiri = kanan (seimbang)

## 7. Jumlah reaktan dan produk

- Stoikiometri dalam reaksi kimia mempelajari kuantitas dari reaktan dan produk dalam reaksi kimia.
- Perubahan materi atau reaksi kimia yang terjadi di alam maupun di industry dapat diukur perubahannya secara kuantitatif melalui persamaan kimia.

### 1. **Stoikiometri Reaksi**

- Pendekatan metode mol: koefisien reaksi dalam persamaan kimia dapat diartikan sebagai jumlah **mol** dari setiap zat.



Meskipun satuan yang digunakan untuk reaktan (atau produk) mol, gram, liter (untuk gas), atau satuan lainnya, kita menggunakan satuan mol untuk menghitung jumlah produk yang terbentuk dalam reaksi kimia.

Metode mol terdiri dari beberapa tahap

- a. Tulis rumus yang benar untuk semua reaktan dan produk, dan setarakan persamaan kimianya (koefisien reaksi harus benar).
- b. Konversi kuantitas dari semua zat yang diketahui (biasanya reaktan) menjadi mol.
- c. Gunakan koefisien reaksi untuk menghitung jumlah mol dari kuantitas yang dicari atau yang tidak diketahui.
- d. Dengan menggunakan jumlah mol yang telah dihitung , konversi kuantitas zat yang tidak diketahui menjadi satuan yang diperlukan (biasanya gram).

Untuk ini diperlukan data Ar atau Mr - nya.

- e. Periksa bahwa jawabannya masuk akal dalam wujud fisiknya.

Contoh: asetilen yg dibuat dari reaksi



- a. Berapa mol  $\text{C}_2\text{H}_2$  yang dihasilkan dari 2,50 mol  $\text{CaC}_2$  ?
- b. Berapa gram  $\text{C}_2\text{H}_2$  yang terbentuk dari 0,500 mol  $\text{CaC}_2$  ?
- c. Berapa mol air yg dibutuhkan jika 3,20 mol  $\text{C}_2\text{H}_2$  terbtbk ?
- d. Berapa gram  $\text{Ca(OH)}_2$  yang dihasilkan jika 28,0 g  $\text{C}_2\text{H}_2$  yg terbentuk ?

Jawab:



# PERHITUNGAN PEREAKSI PEMBATA

**Pereaksi pembatas** (*limiting reagent*): pereaksi yang bila habis, tidak ada reaksi lebih lanjut yang dapat terjadi dan tidak ada lagi produk yang terbentuk.

**Pereaksi berlebih** (*excess reagent*): pereaksi yang terdapat dalam jumlah lebih besar daripada yang diperlukan untuk bereaksi dengan sejumlah tertentu pereaksi pembatas.

Contoh :  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

2 mol  $\text{H}_2$  bereaksi dgn 1 mol  $\text{O}_2$

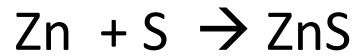
Bila 5 mol  $\text{H}_2$  bereaksi dg 1 mol  $\text{O}_2$ ,  $\rightarrow$  ketika reaksi selesai ada sisa 3 mol  $\text{H}_2$ , maka  $\text{O}_2$  disebut sebagai pereaksi pembatas, banyaknya  $\text{O}_2$  membatasi jumlah  $\text{H}_2\text{O}$  yang terbentuk.  $\text{H}_2$  merupakan pereaksi berlebih.

## CATATAN:

Senyawa kimia yg masih tersisa tidak dapat menjadi pereaksi pembatas

Senyawa kimia yg jumlahnya tidak cukup merupakan pereaksi pembatas

Zn direaksikan dgn S membentuk ZnS dgn persamaan reaksi :



Sebanyak 12,0 g Zn dicampur dgn 6,50 g S dan dibiarkan bereaksi.

- Mana pereaksi pembatas ?
- Berapa gram ZnS yang terbentuk berdasarkan pereaksi pembatas yang ada dalam larutan ?
- Berapa gram sisa pereaksi yang lain yang tidak bereaksi ?

Jawab:

- $\text{mol Zn} = 12/65,4 \times 1 \text{ mol} = 0,1835 \text{ mol}$   
 $\text{mol S} = 6,50/32 \times 1 \text{ mol} = 0,2031 \text{ mol}$   
pereaksi pembatas : Zn
- $1 \text{ mol Zn} \leftrightarrow 1 \text{ mol ZnS}$   
 $0,1835 \text{ mol Zn} \leftrightarrow 0,1835 \text{ mol ZnS}$   
 $\text{gram ZnS} = 0,1835 \times 97,4 \text{ g} = 17,8729 \text{ g}$
- $\text{mol yang sisa} = 0,2031 - 0,1835 \text{ mol} = 0,0196 \text{ mol}$   
 $\text{gram sisa} = 0,0196 \times 32 \text{ g} = 0,6272 \text{ g}$

Aluminium bereaksi dgn  $\text{H}_2\text{SO}_4$  menurut persamaan reaksi:



Jika 20,0 g Al dimasukkan ke dalam larutan yg mgd 115 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$

- Mana merupakan pereaksi pembatas ?
- Berapa mol  $\text{H}_2$  yang terbentuk ?
- Berapa gram  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  yang terbentuk ?
- Berapa gram pereaksi berlebih yang masih tersisa setelah reaksi selesai ?

Jawab:

- $\text{mol Al} = 20/27 \times 1 \text{ mol} = 0,74074 \text{ mol}$   
 $\text{mol H}_2\text{SO}_4 = 115/98 \times 1 \text{ mol} = 1,17346 \text{ mol}$   
Pereaksi pembatas : Al (buktikan dengan perhitungan!)
- $2 \text{ mol Al} \leftrightarrow 3 \text{ mol H}_2$   
 $\text{mol H}_2 = 3/2 \times 0,74074 \text{ mol} = 1,1111 \text{ mol}$
- $2 \text{ mol Al} \leftrightarrow 1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 $\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{1}{2} \times 0,74074 \text{ mol} = 0,37037 \text{ mol}$   
 $\text{gram Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 0,37037 \times 342 \text{ g} = 126,6665 \text{ g} = 126,67 \text{ g}$
- Pereaksi yg masih sisa =  $1,17346 - (3/2 \times 0,74074) = 0,06236 \text{ mol}$   
 $\text{Gram H}_2\text{SO}_4 = 0,06236 \times 98 \text{ g} = 6,11 \text{ g}$



# HASIL REAKSI

Jumlah pereaksi pembatas yang ada pada awal reaksi menentukan **hasil teoretis (*theoretical yield*)** dari reaksi tersebut, yaitu *jumlah produk yang akan terbentuk jika seluruh pereaksi pembatas terpakai pada reaksi.*

Hasil teoretis adalah hasil maksimum yang didapat, seperti yang diprediksi dari persamaan reaksinya. Pada prakteknya, jumlah produk yang didapat hampir selalu lebih kecil dari hasil teoretisnya.

**Hasil sebenarnya (*actual yield*)** adalah jumlah produk sebenarnya yang dihasilkan dari suatu reaksi.

Beberapa alasan mengapa terjadi perbedaan antara hasil yang sebenarnya dan hasil teoretis antara lain:

1. Reaksi kimia yang reversibel (dapat balik).
2. Kesulitan mengisolasi produk dari medium reaksi.
3. Beberapa reaksi bersifat kompleks, produk yang terbentuk mungkin dapat bereaksi lebih lanjut dengan antara produk-produk tersebut atau dengan pereaksi membentuk produk lain. Reaksi tambahan ini akan mengurangi hasil dari reaksi pertama.
4. Faktor suhu dan tekanan.

## PERSEN HASIL

- Untuk menentukan efisiensi reaksi digunakan istilah **persen hasil** (*percent yield*) yang dapat diartikan sebagai perbandingan hasil sebenarnya terhadap hasil teoretis, dan dihitung sebagai berikut:

$$\% \text{hasil} = \frac{\text{hasil sebenarnya}}{\text{hasil teoritis}} \times 100\%$$

Persen hasil dapat berada antara 1% sampai 100%. Untuk itu diperlukan usaha untuk memaksimalkan hasil reaksi.

## Contoh soal:

Titanium adalah logam yang kuat, ringan, dan tahan terhadap korosi, digunakan dalam pembuatan roket, pesawat, mesin jet, dan rangka sepeda. Logam ini diperoleh dari reaksi antara titanium(IV) klorida dengan magnesium cair pada suhu  $950^{\circ} - 1150^{\circ}$ .



Bila  $3,54 \times 10^7$  g  $\text{TiCl}_4$  direaksikan dengan  $1,13 \times 10^7$  g Mg

- Hitunglah hasil teoretis Ti dalam gram.
- Hitunglah persen hasil jika ternyata didapatkan  $7,91 \times 10^6$  g Ti

Jawab:

a). Ditentukan dulu pereaksi pembatasnya:

$$\text{mol TiCl}_4 = 3,54 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189,7 \text{ g TiCl}_4} = 1,87 \times 10^5 \text{ mol TiCl}_4$$

$$\text{mol Mg} = 1,13 \times 10^7 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,31 \text{ g Mg}} = 4,65 \times 10^5 \text{ mol Mg}$$

Mis  $\text{TiCl}_4$  pereaksi pembatas  $\rightarrow$  Mg yang dibutuhkan  $=$

$$2 \times 1,87 \times 10^5 \text{ mol} = 3,74 \times 10^5 \text{ mol}$$

Mg yang ada  $= 4,65 \times 10^5 \text{ mol} \rightarrow \text{TiCl}_4$  pereaksi pembatas.

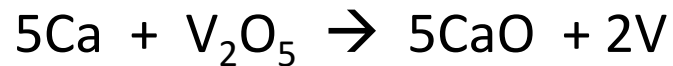
Jadi Ti yang terbentuk(teoretis)

$$= 1,87 \times 10^5 \text{ mol Ti} \times \frac{47,88 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 8,95 \times 10^6 \text{ g Ti}$$

$$\text{b). \% hasil} = \frac{7,91 \times 10^6 \text{ g}}{8,95 \times 10^6 \text{ g}} \times 100\% = 88,38 \%$$

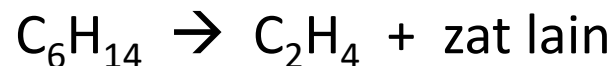
# LATIHAN

1. Dalam industri, logam vanadium, yang digunakan dalam campuran baja, diperoleh dengan jalan mereaksikan vanadium(V) oksida dengan kalsium pada suhu tinggi:



Dalam suatu proses,  $1,54 \times 10^3$  g  $\text{V}_2\text{O}_5$  bereaksi dengan  $1,96 \times 10^3$  g Ca.

- Hitunglah hasil teoretis dari V.
  - Hitunglah persen hasil jika diperoleh 803 g V.
2. Etilena ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) adalah bahan kimia organik yang sangat penting dalam Industri. Etilena dibuat dari pemanasan heksana ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) pada suhu  $800^\circ\text{C}$ .



Jika persen hasil dari produksi etilena adalah 42,5 %, berapa massa heksana yang digunakan dalam reaksi untuk menghasilkan 481 g etilena?

## 2. Stoikiometri Larutan

Beberapa pereaksi dan atau hasil reaksi dapat berada dalam bentuk larutan

### a. Molaritas (M)

Molaritas adalah satuan konsentrasi larutan yang menyatakan jumlah mol zat terlarut per liter larutan

### a. Pengenceran larutan

$$\text{Mol zat terlarut} = M \times V$$

pada pengenceran, jumlah mol zat terlarut tidak berubah

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

## Contoh soal:

1. Berapa gram massa  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  yang diperlukan untuk membuat 0,50 L larutan dengan konsentrasi molar 0,25 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

Penyelesaian:

mol zat terlarut = molaritas x volume larutan

$$\frac{0,25 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1,00 \text{ L}} \times 0,50 \text{ L} = 0,125 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned}\text{Massa Na}_2\text{SO}_4 &= \text{mol} \times \text{massa molar Na}_2\text{SO}_4 \\ &= 0,125 \text{ mol} \times 142 \text{ g/mol} = 17,80 \text{ g}\end{aligned}$$

2. Jika tersedia 5,00 mL larutan ammonia 14,80 M  $\text{NH}_3$ , berapa volume air yang harus ditambahkan untuk mengencerkan larutan tersebut agar diperoleh konsentrasi  $\text{NH}_3$  1,00 M?

Penyelesaian:

$$\begin{aligned}M_1 \times V_1 &= M_2 \times V_2 \\ V_2 &= \frac{M_1 V_1}{M_2} = \frac{5,00 \text{ mL} \times 14,80 \text{ mL M}}{1,00 \text{ M}} = 74,00 \text{ mL}\end{aligned}$$



### 3. Stoikiometri Gas

a. Hukum Boyle  $P_1V_1 = P_2V_2$

b. Hukum Boyle-Gay Lussac

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

c. Hukum gas Ideal

$$PV = nRT$$

d. Kerapatan Gas

$$PV = nRT$$

$$= \frac{m}{M}RT$$

$$PM = \frac{m}{V}RT$$

$$PM = \rho RT$$

P = tekanan gas

V = volume

T = suhu absolut

n = jumlah mol

R = tetapan gas

M = massa molar

$\rho$  = kerapatan gas

## e. Volume Molar Gas

Menurut Joseph Louis Gay Lussac:

Volume gas-gas yang bereaksi pada suhu dan tekanan tertentu berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana

Menurut Avogadro:

Setiap gas yang memiliki volume sama pada suhu dan tekanan yang sama mengandung jumlah molekul yang sama.

Jika terdapat 1 mol gas ideal pada  $0^{\circ}\text{C}$  tekanan 1 atm, maka dari hukum gas ideal, volume gas pada keadaan tsb bisa dihitung

#### f. Hukum Dalton (Tekanan Parsial Gas)

Tekanan total = jumlah tekanan parsial gas komponennya

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i$$

$$P = \sum_1^i n_1 \frac{RT}{V}$$

Komposisi campuran gas selain dinyatakan dalam bentuk tekanan parsial gas, juga dapat dinyatakan dalam bentuk fraksi mol komponen gas.

$$\text{Fraksi mol A} = X_A = \frac{n_A}{n} = \frac{P_A}{P}$$

# Contoh soal

1. Suatu cuplikan gas diborane ( $B_2H_6$ ) mempunyai tekanan 345 torr pada suhu  $-15^\circ C$  dan volume 3,48 L. Jika kondisi berubah sehingga suhunya mencapai  $36^\circ C$  dan tekanannya 468 torr, berapakah volume cuplikan pada kondisi yang baru?

**Penyelesaian:**

dengan memanfaatkan persamaan

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Dengan menata ulang persamaan tersebut

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{(345 \text{ torr})(3,48 \text{ L})(309 \text{ K})}{(468 \text{ torr})(258 \text{ K})} = 3,07 \text{ L}$$

Jadi volume gas pada kondisi yang baru 3,07 L

2. Berapa liter gas klorin dapat dihasilkan pada 40°C dan 787 atm dari 9,41mg HCl, menurut persamaan kimia berikut



Penyelesaian:

Tentukan jumlah mol Cl<sub>2</sub> dari 9,41 g HCl. Dari mol Cl<sub>2</sub> bisa dihitung volume Cl<sub>2</sub> pada keadaan tertentu dengan persamaan gas ideal.

$$9,41 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \left( \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{16 \text{ mol HCl}} \right) = 0,0806 \text{ mol}$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{0,0806 \text{ mol} \times 0,082 \text{ Latm(Kmol)}^{-1} \times 313 \text{ K}}{1,036 \text{ atm}}$$

$$= 2,0 \text{ L}$$

**SELAMAT BELAJAR**