

# **KAPITA SELEKTA KIMIA I**

**MPA 318**

Oleh :

Dr. Endang W Laksono FX

Program Studi Pendidikan Sains

Program Pascasarjana, Universitas Negeri Yogyakarta

2004

## **KATA PENGANTAR**

Syukur kami panjatkan kepada Tuhan Yang Mahaesa, karena atas berkat, rahmat dan bimbingan Nya penulisan modul MPA 318, Kapita Selekt Kimia ini dapat diselesaikan.

Modul ini disusun untuk menjadi acuan bagi mahasiswa program studi Pendidikan Sains pada Program Pascasarjana Universitas Negeri Yogyakarta pada kegiatan matrikulasi. Tujuan disusunnya modul ini adalah untuk menyetarakan tingkat kualifikasi dasar (kimia) yang sangat diperlukan sebagai prasyarat pengetahuan pada perkuliahan selanjutnya.

Modul ini merupakan kompilasi beberapa topik- topik yang diperkirakan penting dan dapat dikembangkan lebih lanjut oleh mahasiswa . Oleh sebab itu mahasiswa diharapkan mencari sumber- sumber lain untuk melengkapi wawasan dan pengetahuan awal kimia ini.

Akhirnya penulis menyadari bahwa modul ini masih jauh dari sempurna, karena itu kami mohon kritik dan saran dari pembaca sekalian demi kesempurnaan modul ini.

Yogyakarta, September 2004

Penulis

## DAFTAR ISI

|   |            |
|---|------------|
| <b>DAFTAR ISI</b> .....                                 | <b>iii</b> |
| <b>POKOK BAHASAN MATA KULIAH KAPITA SELEKTA I</b> ..... | <b>v</b>   |
| <b>MODUL 1</b> .....                                    | <b>1</b>   |
| <b>LARUTAN</b> .....                                    | <b>1</b>   |
| 1.1 Pendahuluan .....                                   | 1          |
| 1.1 Konsentrasi Larutan .....                           | 1          |
| 1.2 SOAL LATIHAN .....                                  | 5          |
| 1.3 Sifat Larutan Non –Elektrolit.....                  | 7          |
| 1.4 Sifat Koligatif Larutan .....                       | 10         |
| 1.5 Sifat Koligatif Larutan Elektrolit .....            | 14         |
| 1.6 SOAL LATIHAN .....                                  | 16         |
| 1.7 RANGKUMAN .....                                     | 19         |
| 1.8 TES FORMATIF .....                                  | 19         |
| <b>MODUL 2</b> .....                                    | <b>23</b>  |
| <b>ASAM- BASA</b> .....                                 | <b>23</b>  |
| 2.1 Teori Asam- basa Arrhenius .....                    | 23         |
| 2.2 Teori Asam- Basa Brønsted -Lowry .....              | 24         |
| 2.3 Kekuatan Asam- Basa.....                            | 25         |
| 2.4 Tetapan Keseimbangan Ionisasi Asam- Basa .....      | 26         |
| 2.5 Derajat Keasaman .....                              | 27         |
| 2.6 Teori Asam- Basa Lewis.....                         | 28         |
| 2.7 LATIHAN SOAL .....                                  | 29         |
| 2.8 RANGKUMAN .....                                     | 30         |
| 2.9 TES FORMATIF .....                                  | 31         |
| <b>MODUL 3</b> .....                                    | <b>33</b>  |
| <b>KINETIKA KIMIA</b> .....                             | <b>33</b>  |
| 3.1 Pendahuluan .....                                   | 33         |
| 3.2 Laju Reaksi dan Hukum Laju .....                    | 33         |
| 3.3 Orde Reaksi.....                                    | 34         |

|      |   |           |
|------|---|-----------|
| 3.4  | Penentuan Hukum Laju.....                                   | 35        |
| 3.5  | Faktor- Faktor Yang Mempengaruhi Laju Reaksi .....          | 36        |
| 3.6  | Hubungan antara tetapan laju reaksi dengan temperatur ..... | 41        |
| 3.7  | Pengaruh Katalisator Terhadap Laju Reaksi.....              | 43        |
| 3.8  | Mekanisme Reaksi .....                                      | 45        |
| 3.9  | Teori Laju Reaksi.....                                      | 46        |
| 3.10 | LATIHAN SOAL .....  | 48        |
| 3.11 | RANGKUMAN .....   | 49        |
| 3.12 | TES FORMATIF .....  | 50        |
|      | <b>DAFTAR PUSTAKA.....</b>                                  | <b>56</b> |

## **POKOK BAHASAN MATA KULIAH KAPITA SELEKTA I**

Modul mata kuliah Kapita Selekt Kimia bagian I bertujuan untuk memberikan dasar kepada mahasiswa program S2 Pendidikan Sains mengenai sebagian dari ilmu kimia terutama yang berkaitan dengan biologi dan fisika.

Modul mata kuliah Kapita Selekt Kimia bagian I terdiri dari 3 modul. Rincian materi yang dibahas di dalam setiap modul meliputi beberapa pokok bahasan sebagai berikut :

- Modul 1 : mengenai larutan . Materi yang dibahas meliputi konsentrasi larutan, sifat koligatif larutan non elektrolit dan sifat larutan elektrolit.
- Modul 2. : mengenai teori asam- basa. Materi yang dibahas meliputi teori asam basa Arrhenius, teori Asam- basa Bronsted- Lowry, tetapan keseimbangan asam- basa, derajat keasaman dan teori Asam- Basa Lewis
- Modul 3 : mengenai kinetika kimia. Materi yang dibahas meliputi definisi laju reaksi, orde reaksi dan penentuan laju serta faktor- faktor yang memengaruhi laju reaksi . Selain itu dibahas juga tentang mekanisme reaksi dan teori- teori tentang laju reaksi.

Agar semua materi dari ketiga modul Kapita Selekt Kimia bagian I dapat anda kuasai maka anda diharapkan membaca setiap modul dan mengerjakan soal latihan serta tes formatif sampai mencapai tingkat penguasaan paling rendah 80%.

## MODUL 1

### LARUTAN

#### 1.1 Pendahuluan

Dalam kehidupan sehari-hari, istilah larutan sudah sering didengar. Larutan didefinisikan sebagai campuran homogen yaitu campuran yang memiliki komposisi serba sama di seluruh bagian volumenya. Suatu larutan terdiri dari satu atau beberapa macam zat terlarut dan satu pelarut. Secara umum zat terlarut merupakan komponen yang jumlahnya sedikit sedangkan pelarut adalah komponen yang terdapat dalam jumlah banyak. Larutan yang mengandung dua komponen yaitu zat terlarut dan pelarut disebut sebagai larutan biner.

Kemampuan pelarut melarutkan zat terlarut pada suatu suhu mempunyai batas tertentu. Larutan dengan jumlah maksimum zat terlarut pada temperatur tertentu disebut sebagai larutan jenuh. Sebelum mencapai titik jenuh, larutan disebut larutan tidak jenuh. Namun kadang-kadang dijumpai suatu keadaan dengan zat terlarut dalam larutan lebih banyak daripada yang seharusnya dapat larut dalam pelarut tersebut pada suhu tertentu, larutan yang mempunyai kondisi seperti ini dikatakan sebagai larutan lewat jenuh.

Kelarutan didefinisikan sebagai banyaknya zat terlarut yang dapat menghasilkan larutan jenuh dalam jumlah tertentu pelarut pada temperatur konstan. Kelarutan suatu zat bergantung pada sifat zat itu, molekul pelarut, temperatur dan tekanan.

#### 1.1 Konsentrasi Larutan

Konsentrasi larutan merupakan parameter yang menyatakan komposisi atau perbandingan kuantitatif antara zat terlarut dengan pelarut. Ada beberapa cara untuk menyatakan secara kuantitatif komposisi suatu larutan, antara lain :

1. Porsen
2. Part per million ( ppm) atau bagian per juta (bpj)
3. Molaritas

4. Molalitas
5. Normalitas
6. Fraksi mol

### Persen konsentrasi

Suatu konsentrasi larutan dapat dinyatakan sebagai persentasi zat terlarut dalam larutan. Ada beberapa cara untuk menyatakan konsentrasi larutan dalam persen, yaitu :

| Sebutan              | Lambang | Definisi   |
|----------------------|---------|--|
| Persen massa         | % b/b   | $= \frac{\text{Gram zat terlarut}}{\text{Gram pelarut}} \times 100 \%$     |
| Persen volume        | % V/ V  | $= \frac{\text{Volume zat terlarut}}{\text{Volume pelarut}} \times 100 \%$ |
| Persen massa- volume | % b/ V  | $= \frac{\text{massa zat terlarut}}{\text{Volume pelarut}} \times 100 \%$  |

### Contoh soal dan jawaban :

1. Hitung berapa persen massa NaCl yang dibuat dengan melarutkan 20 gram NaCl kristal dalam 60 gram air !

Jawab:

$$\text{Massa larutan} = 20 \text{ gram} + 60 \text{ gram} = 80 \text{ gram}$$

$$\text{Persen massa NaCl} = (20 \text{ gram} / 80 \text{ gram}) \times 100 \% = 25 \%$$

2. Hitung persen volume 50 mL alkohol yang dilarutkan dalam 70 mL air !

Jawab :

$$\text{Volume larutan} = 50 \text{ mL} + 70 \text{ mL} = 120 \text{ mL}$$

$$\text{Persen Volume alkohol} = (50 \text{ mL} / 120 \text{ mL}) \times 100 \% = 41,67 \%$$

3. Hitung persen massa- volume 0,25 gram CH<sub>3</sub>COOH dalam 10 mL larutan cuka dapur.

Jawab :

$$\% \text{ massa - volume CH}_3\text{COOH} = (0,25 \text{ gram} / 10 \text{ mL}) \times 100 \% = 2,5 \%$$

**Parts per million / bagian per juta**

Untuk larutan yang sangat encer, maka jumlah zat terlarut terdapat dalam jumlah yang sangat kecil (renik), sehingga konsentrasi zat terlarut dalam larutan dinyatakan dalam bentuk **ppm** (parts per million) atau **bpj** (bagian per juta).

Ppm didefinisikan sebagai massa zat terlarut (dalam mg) dalam 1000 mL larutan.

Secara matematis dituliskan sebagai berikut :

$$= \frac{\text{Massa zat terlarut (mg)}}{1000 \text{ mL larutan}} \quad . \quad (1.1)$$

Karena konsentrasi larutan ini sangat encer, sehingga massa jenis larutan sering dianggap sama dengan massa jenis pelarut (misal air), maka definisi ppm atau bpj dapat juga dinyatakan sebagai :

$$= \frac{\text{Massa zat terlarut mg}}{\text{Massa larutan (mg)}} \times 10^6 \quad .(1.2)$$

Contoh soal dan jawaban :

1. Limbah penyamakan kulit mengandung 0,25 gram krom dalam 10 L larutannya. Berapa ppm kah krom dalam larutan tersebut ?

Jawab :

$$\text{Massa krom} = 0,25 \text{ gram} = 250 \text{ mg}$$

$$\text{Konsentrasi krom} = 250 \text{ mg} / 10 \text{ L} = 25 \text{ ppm}$$

2. Suatu larutan mengandung 0,02 mg ion  $\text{Cl}^-$ . Berapa ppm ion  $\text{Cl}^-$  dalam 1 L larutan tersebut, jika massa jenis larutan dianggap sama dengan massa jenis air ?

Jawab :

$$\text{Massa larutan} = 1000 \text{ gram} = 1000000 \text{ mg}$$

$$\text{Konsentrasi ion } \text{Cl}^- = 0,02 / 1000000 \times 10^6 = 0,02 \text{ ppm}$$

**Molaritas (M)**

Molaritas ( dinyatakan dengan lambang M) menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap liter larutan. Secara matematis rumus molaritas adalah :

$$= \frac{\text{Mol zat terlarut}}{1 \text{ L larutan}} \text{ M} \quad .(1.3)$$

Mol zat terlarut dapat dihitung dengan membagi massa zat terlarut (dalam gram) dengan massa rumus relatif zat terlarut.

Contoh :

Dalam labu takar 1 L dilarutkan 24,95 gram kristal  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  dalam air sampai batas tanda. Berapa konsentrasi larutan  $\text{CuSO}_4$  yang dibuat ini ?  
(Mr  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  = 249,5)

Jawab :

Jumlah mol  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  =  $24,95 / 249,5 = 0,1$  mol

Molaritas =  $0,1 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$

### **Molalitas (m)**

Molalitas ( dilambangkan dengan m) menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam 1000 gram pelarut dan dapat dirumuskan sebagai berikut :

$$m = \frac{\text{Mol zat terlarut}}{1000 \text{ gram pelarut}} \quad (1.4)$$

Contoh :

40 gram metil alkohol (Mr= 32) dilarutkan dalam 1750 gram air. Hitung molalitas larutan ini !

Jawab:

Jumlah mol zat terlarut =  $40 / 32 = 1,25$  mol

Molalitas =  $1,25 / 1,750 = 0,714 \text{ m}$

### **Fraksi mol (X)**

Fraksi mol merupakan perbandingan mol antara zat terlarut dengan jumlah mol semua komponen. Untuk komponen A dalam larutan fraksi mol dilambangkan sebagai  $X_A$ . Dalam larutan biner yaitu larutan yang terdiri dari 1 jenis zat terlarut dan pelarut maka fraksi mol dirumuskan sebagai berikut :

$$X_{\text{zat terlarut}} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{Mol zat terlarut} + \text{mol pelarut}} \quad (1.5.a)$$

Sedangkan untuk larutan yang mengandung zat terlarut lebih dari 1, misalnya mengandung  $n_1$  mol,  $n_2$  mol,  $n_3$  mol, ..... ; maka fraksi mol zat terlarut 1 dapat dinyatakan sebagai :

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots} \dots\dots\dots(1.5)$$

Contoh :

Hitung fraksi mol NaCl dan fraksi mol H<sub>2</sub>O bila 23,4 gram NaCl dalam 180 gram air. Mr NaCl = 58,5

Jawab :

Mol NaCl = 23,4 / 58,5 = 0,4 mol

Mol H<sub>2</sub>O = 180 / 18 = 10 mol

Fraksi mol NaCl = 0,4 / 10,4 = 0,038

Fraksi mol H<sub>2</sub>O = 10 / 10,4 = 0.962

**1.2 SOAL LATIHAN**

1. Suatu larutan NaOH dibuat dengan melarutkan 5,0 gram NaOH ke dalam 45 gram air. Hitung persen massa larutan tersebut
2. Berapa mL cuplikan darah yang mengandung 5,6 mg asam urat jika konsentrasi asam urat dalam darah 7,0 ppm
3. Berapa gram KOH (Ar K= 39, Ar O= 16, Ar H= 1) yang diperlukan untuk membuat 200 mL larutan 0,15 M
4. Untuk membuat 25 mL larutan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dibutuhkan 10 mL H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 69,5% yang mempunyai massa jenis 1,61 gram / L dan air. Hitung kemolalan larutan ini ( Mr H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98)!
5. Suatu larutan yang terdiri dari 5,85 gram NaCl ( Mr = 58,5); 45 gram air (Mr= 18) dan 2 gram NaOH (Mr = 40). Hitung fraksi mol masing – masing komponen penyusun larutan tersebut !

**JAWABAN SOAL LATIHAN**

1. Diketahui : massa zat terlarut = 5 gram    massa pelarut = 45 gram  
 Massa larutan = 5 g + 45 g = 50 g

Ditanyakan : persen massa larutan

$$\text{Jawab} = \% \text{ massa NaOH} = (5 \text{ gr} / 50 \text{ gr}) \times 100 \% = 10 \%$$

2. Diketahui : konsentrasi asam urat dalam darah = 7 ppm

Massa asam urat dalam sampel = 5,6 mg

Ditanyakan volume sampel (dalam mL)

Jawab :

konsentrasi asam urat dalam darah 7 ppm = 7mg / 1000 mL

$$\text{Maka volume sampel} = (5,6 \text{ mg} / 7 \text{ mg}) \times 1000 \text{ mL} = 800 \text{ mL}$$

3. Diketahui : konsentrasi larutan = 0,15 M Volume larutan = 200 mL

$$\text{Mr KOH} = 39 + 16 + 1 = 56$$

Ditanya : Massa KOH dalam larutan tersebut

Jawab : Molaritas KOH = 0,15 M = 0,15 Mol / 1L larutan

$$\text{Massa KOH} = (200 \text{ mL} / 1000\text{mL}) \times 0,15 \text{ mol} = 0,03 \text{ mol}$$

$$= 0,03 \text{ mol} \times 56 \text{ gram} = 1,68 \text{ gram}$$

4. Diketahui : Volume H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pkt = 10 mL, ρ = 1,61 g/ L, kadar =69,5 %

Volume larutan = 25 mL

Ditanyakan : molalitas larutan

Jawab : untuk membuat 25 mL larutan dibutuhkan 10 mL H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dan 15 mL air.

$$\text{Massa H}_2\text{SO}_4 = 69,5 / 100 \times 10 \text{ mL} \times 1,61 \text{ mg} / \text{mL} = 11,1895 \text{ mg} = 0,0112\text{g}$$

$$\text{Mol H}_2\text{SO}_4 = 0,112 / 98 = 0,0114 \text{ mol}$$

$$\text{Massa pelarut} = 15 \text{ mL} \times 1 \text{ mg} / 1\text{mL} = 15 \text{ mg} = 0,015 \text{ gram}$$

$$\text{Molalitas} = 0,0114 \text{ mol} \times 1000 \text{ gram} / 0,015\text{gram} = 76 \text{ m}$$

5. Diketahui : Massa NaCl = 5,85 gram                      Massa air = 45 gram

Massa NaOH = 2 gram

Ditanyakan fraksi mol NaCl, fraksi mol NaOH dan fraksi mol air

$$\text{Jawab : mol NaCl} = 5,85 \text{ gram} / 58,5 \text{ gram mol}^{-1} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Mol air} = 45 \text{ gram} / 18 \text{ gram mol}^{-1} = 2,5 \text{ mol}$$

$$\text{Mol NaOH} = 2 \text{ gram} / 40 \text{ gram mol}^{-1} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\text{Fraksi mol NaCl} = 0,1 \text{ mol} / (0,1+2,5+0,05)\text{mol} = 0,0377$$

$$\text{Fraksi mol H}_2\text{O} = 2,5 \text{ mol} / (0,1+2,5+0,05)\text{mol} = 0,9434$$

$$\text{Fraksi mol NaOH} = 0,05 \text{ mol} / (0,1+2,5+0,05)\text{mol} = 0,0189$$

### 1.3 Sifat Larutan Non –Elektrolit

Larutan berdasarkan interaksinya diantara komponen- komponen penyusunnya dapat dikelompokkan menjadi 2 yaitu larutan ideal dan larutan non ideal. Sedangkan berdasarkan daya hantar listriknya, larutan dibedakan menjadi larutan elektrolit dan larutan non elektrolit.

Larutan dikatakan ideal bila partikel zat terlarut dan partikel pelarut tersusun sembarang, pada proses pencampurannya tidak terjadi efek kalor. Untuk larutan biner, proses pencampuran tidak terjadi efek kalor bila energi interaksi antara partikel zat terlarut dan partikel pelarut sama dengan energi interaksi antara sesama partikel zat terlarut maupun sesama partikel pelarut. Secara umum larutan ideal akan memenuhi hukum Raoult. Sangat jarang dalam kehidupan nyata didapatkan larutan yang bersifat ideal, pada umumnya larutan menyimpang dari keadaan ideal atau merupakan larutan non ideal.

#### Hukum Raoult

Raoult adalah seorang ahli kimia dari Perancis, ia mengamati bahwa pada larutan ideal yang dalam keadaan seimbang antara larutan dan uapnya, maka perbandingan antara tekanan uap salah satu komponennya ( misal A)  $P_A/P_A^\circ$  sebanding dengan fraksi mol komponen ( $X_A$ ) yang menguap dalam larutan pada suhu yang sama. Misalkan suatu larutan yang terdiri dari komponen A dan B menguap, maka tekanan uap A ( $P_A$ ) dinyatakan sebagai :

$$P_A = P_A^\circ \cdot X_A \quad \dots(1.6)$$

$P_A$  adalah tekanan uap di atas larutan

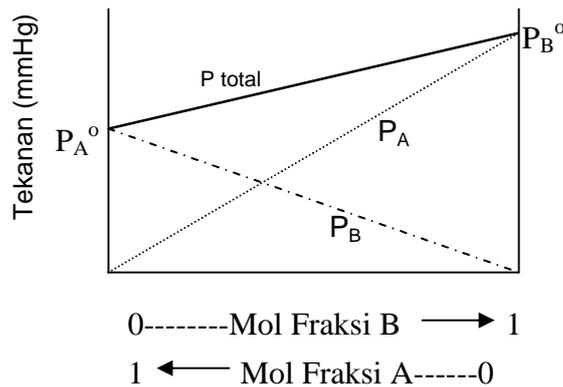
$X_A$  adalah fraksi mol komponen A

$P_A^\circ$  adalah tekanan uap A murni

Larutan yang memenuhi hukum ini disebut sebagai larutan ideal. Pada kondisi ini, maka tekanan uap total (P) akan berharga

$$P = P_A + P_B = X_A \cdot P_A^\circ + X_B \cdot P_B^\circ$$

dan bila digambarkan maka diagram tekanan uap terhadap fraksi mol adalah seperti diperlihatkan pada gambar 1.1. Dari gambar terlihat bahwa fraksi mol A berjalan dari kanan ke kiri, artinya fraksi mol berharga 1 pada bagian kiri sehingga tekanan uap murninya ( $P_A^\circ$ ) berada di ordinat kiri. Sebaliknya fraksi mol B berjalan dari 0 sampai 1 dari kiri ke kanan, sehingga tekanan uap B murni ( $P_B^\circ$ ) akan berada di ordinat bagian kanan. Harga tekanan total larutan ideal pada berbagai variasi komponen diperlihatkan oleh garis yang menghubungkan  $P_B$  dan  $P_A$ . Salah contoh larutan ideal adalah larutan benzena- toluena.



Gambar 1.1. Diagram tekanan uap larutan ideal

Contoh:

Larutan terdiri dari 0,35 fraksi mol benzena dan 0,65 fraksi mol toluena. Tekanan uap benzena murni 75 mmHg dan tekanan uap toluena murni pada suhu itu 22 mmHg. Hitung tekanan uap masing- masing komponen dan tekanan total larutan tersebut.

Jawab:

$$P_{\text{benzena}} = 0,35 \times 75 \text{ mmHg} = 26,25 \text{ mmHg}$$

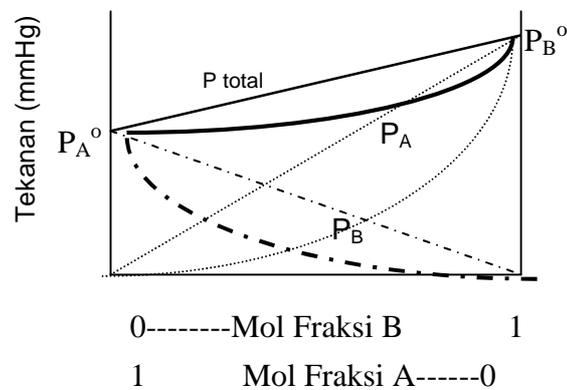
$$P_{\text{toluena}} = 0,65 \times 22 \text{ mmHg} = 14,30 \text{ mmHg}$$

$$\text{Tekanan total larutan} = 26,25 \text{ mmHg} + 14,30 \text{ mmHg} = 40,55 \text{ mmHg}$$

### Larutan non ideal

Larutan biner yang terdiri dari 2 komponen zat terlarut A dan pelarut B, bila gaya tarik antara A dan B sama besar dibandingkan gaya tarik antara A dengan A dan B dengan B, maka pelarutan tidak akan menimbulkan efek kalor atau  $\Delta H_f$  berharga nol. Larutan dengan kondisi ini disebut dengan larutan ideal. Tetapi kenyataannya dalam banyak larutan gaya tarik antara A dan B tidak sama dengan gaya kohesi antara A dengan A dan B dengan B, sehingga proses pelarutan menimbulkan efek kalor. Pada kondisi ini larutan dikatakan non ideal.

Jika gaya tarik antara A dan B lebih besar dibandingkan gaya tarik antara A dengan A atau B dengan B, maka proses pelarutan merupakan reaksi eksoterm dengan harga  $\Delta H_1 < 0$ . Hal ini akan menyebabkan tekanan uap larutan lebih kecil dibandingkan tekanan uap yang dihitung menggunakan hukum Raoult. Penyimpangan dari hukum Raoult ini disebut penyimpangan negatif, seperti diperlihatkan pada gambar 1.2. garis lengkung memperlihatkan terjadinya penyimpangan tersebut.

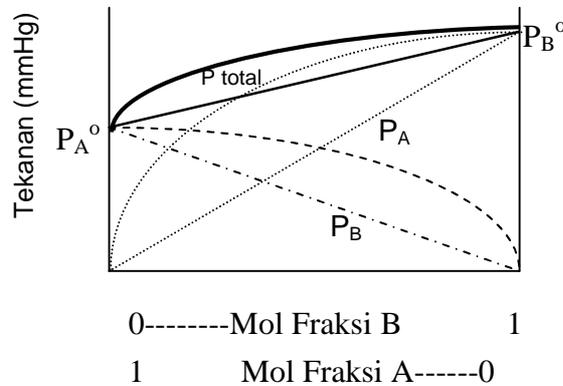


Gambar 1.2. Diagram Tekanan Uap dengan penyimpangan negatif

Contoh larutan non ideal dengan penyimpangan negatif adalah campuran antara aseton- kloroform.

Sebaliknya jika gaya tarik antara A dan B lebih lemah daripada gaya kohesi masing- masing komponen maka  $\Delta H_1 > 0$  atau reaksi pelarutan endoterm. Akibatnya tekanan uap larutan lebih besar daripada tekanan uap yang dihitung dengan hukum Raoult dan disebut penyimpangan positif seperti yang

diperlihatkan oleh gambar 1.3. Dan contoh larutan tipe ini adalah larutan yang terdiri dari eter ((C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>O) dan CCl<sub>4</sub> (karbon tetra klorida)



Gambar 1.3. Diagram Tekanan Uap dengan penyimpangan positif

#### 1.4 Sifat Koligatif Larutan

Larutan non ideal mempunyai sifat fisika yang berubah dari keadaan idealnya. Sifat ini disebut sebagai sifat koligatif larutan yang hanya tergantung pada jumlah partikel zat terlarut dan tidak tergantung pada sifat dan keadaan partikel. Larutan yang memiliki sifat koligatif harus memenuhi dua asumsi yaitu zat terlarut tidak mudah menguap sehingga tidak memberikan kontribusi pada uapnya. Asumsi yang kedua adalah zat terlarut tidak larut dalam pelarut padat. Sifat koligatif larutan meliputi :

- Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ )
- Kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ )
- Penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ )
- Tekanan osmosis ( $\pi$ )

Sifat koligatif larutan dapat digunakan untuk menentukan massa molekul relatif suatu zat.

##### Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ )

Jika zat terlarut A dilarutkan dalam pelarut B, maka menurut hukum Raoult :

$$P_A = X_A \cdot P_A^0$$

$$\begin{aligned} \text{Maka } P_A^{\circ} - P_A &= \Delta P = P_A^{\circ} - X_A \cdot P_A^{\circ} \\ \Delta P &= P_A^{\circ} (1 - X_A) = P_A^{\circ} \cdot X_B \end{aligned} \quad \dots(1.7)$$

$X_A$  : fraksi mol zat terlarut A

$X_B$  : fraksi mol pelarut B dengan  $X_A + X_B = 1$

$P_A^{\circ}$  : tekanan uap zat terlarut A murni

$P_B^{\circ}$  : tekanan uap pelarut B murni

$\Delta P$  : penurunan tekanan uap larutan

Contoh:

Suatu cairan murni mempunyai tekanan uap 50 mmHg pada 25 °C. Hitung penurunan tekanan uap larutan jika 6 mol zat ini dicampur dengan 4 mol suatu senyawa non elektrolit yang tidak mudah menguap.

Jawab:

$$\begin{aligned} X_A &= 6 \text{ mol} / 6 \text{ mol} + 4 \text{ mol} = 0,6 \\ \Delta P &= 50 \text{ mmHg} (1 - 0,6) = 20 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

Contoh:

Tekanan uap eter murni ( $M_r = 74$ ) adalah 442 mmHg pada 293 K. Jika 3 gram senyawa A dilarutkan ke dalam 50 gram eter pada temperatur ini tekanan uap menjadi 426 mmHg. Hitung massa molekul relatif senyawa A

Jawab:

$$\text{Mol eter} = 50 \text{ gram} / 74 \text{ gram mol}^{-1} = 0,675 \text{ mol}$$

$$\text{mol zat A} = \frac{3}{M_r} \text{ mol}$$

$$\text{Maka } X_A = \frac{\frac{3}{M_r} \text{ mol}}{0,675 \text{ mol} + \frac{3}{M_r} \text{ mol}}$$

$$\Delta P = 442 \text{ mmHg} - 426 \text{ mmHg} = 16 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = X_A \cdot P_{\text{eter}}^{\circ}$$

$$16 \text{ mmHg} = \frac{\frac{3}{M_r} \text{ mol}}{0,675 \text{ mol} + \frac{3}{M_r} \text{ mol}} \times 442 \text{ mmHg} \rightarrow M_r = 121$$

### Kenaikan Titik Didih dan Penurunan Titik Beku

Larutan yang dididihkan setelah beberapa saat akan mengalami keseimbangan fasa uap dan fasa cair. Adanya gaya adhesi zat terlarut- pelarut yang tidak sama besar dengan gaya kohesi sesama zat terlarut atau sesama pelarut, maka akan menimbulkan deviasi dari titik didih murninya. Bila gaya adhesi lebih besar dari pada gaya kohesinya, maka energi yang dibutuhkan untuk mendidihkan larutan akan lebih besar daripada mendidihkan zat murninya.

Menggunakan persamaan didapat hubungan

$$\Delta T_b = \left( \frac{RT^{*2}}{\Delta H_{\text{vap}}} \right) X_B \quad \text{..(1.8)}$$

dengan :

$\Delta T_b$  = kenaikan titik didih larutan (satuan K)

R = tetapan gas ideal

$T^*$  = titik didih larutan ( satuan K)

$\Delta H_{\text{vap}}$  = entalpi penguapan (joule mol<sup>-1</sup>)

$X_B$  = fraksi mol zat terlarut

Fraksi mol zat terlarut (B) dapat dinyatakan dengan molalitas pelarut melalui hubungan :  $X_B = n_B \cdot \text{Mr pelarut} / 1 \text{ kg pelarut}$  atau  $X_B = m_B \times \text{Mr pelarut}$ , sehingga harga  $K_B$  dapat dinyatakan sebagai :

$$K_b = \left( \frac{RT^{*2}}{\Delta H_{\text{vap}}} \right) \text{Mr pelarut} \quad \text{.(1.9)}$$

maka harga  $\Delta T_b = K_b \times m_B$  .(1.10)

dengan :

$K_b$  : tetapan kenaikan titik didih molal (*ebulioskopik*) dalam satuan kg Kmol<sup>-1</sup>

$m_B$  : molalitas zat terlarut

Jika kenaikan titik didih dinyatakan dalam satuan °C, maka akan dirumuskan sebagai :

$$\Delta t_b = k_b \cdot m_B \quad \text{.(1.11)}$$

$k_b$  adalah tetapan kenaikan titik didih molal dalam satuan kg °C mol<sup>-1</sup>

Contoh :

Hitung titik didih suatu larutan yang mengandung 30 gram gula ( $M_r = 342$ ) dalam 100 gram air.  $k_b$  air =  $0,52 \text{ }^\circ\text{C}/\text{mol kg}^{-1}$

Jawab:

$$\text{Molalitas gula} = (30/342) \times (1000/100) = 0,877$$

$$\Delta t_b = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}/\text{mol kg}^{-1} \times 0,877 \text{ m} = 0,456 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Titik didih larutan} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,456 \text{ }^\circ\text{C} = 100,456 \text{ }^\circ\text{C}$$

Efek kalor yang terjadi pada proses pelarutan akan menyebabkan terjadinya penyimpangan dari titik beku larutan dengan titik beku zat murninya, yang dapat dinyatakan seperti rumus berikut ini :

$$\Delta T_f = \left( \frac{RT^{*2}}{\Delta H_{\text{fus}}} \right) X_B \quad .(1.12)$$

Dengan :

$\Delta T_f$  = penurunan titik beku larutan (satuan K)

R = tetapan gas ideal

$T^*$  = titik didih larutan (satuan K)

$\Delta H_{\text{fus}}$  = entalpi pembekuan

$X_B$  = fraksi mol zat terlarut

Dengan cara yang sama pada penurunan rumus (2.9 dan 2.10) maka harga penurunan titik beku dapat dihitung dengan rumus berikut :

$$\Delta T_f = K_f \cdot m_B \dots\dots\dots \text{untuk } T \text{ dalam Kelvin} \quad .(1.13)$$

$$\Delta t_f = k_f \cdot m_B \dots\dots\dots \text{untuk } t \text{ dalam } ^\circ\text{C} \dots \quad .(1.14)$$

$K_f$  (dalam satuan  $\text{kg K mol}^{-1}$ ) dan  $k_f$  (satuan  $\text{kg } ^\circ\text{C mol}^{-1}$ ) adalah tetapan penurunan titik beku (krioskopi)

Contoh :

Hitunglah titik beku larutan yang terdiri dari 3 gram urea ( $M_r = 60 \text{ g mol}^{-1}$ ) dalam 100 gram air.  $K_f$  air =  $1,86 \text{ }^\circ\text{C}/\text{mol kg}^{-1}$

Jawab :

$$\text{Molalitas larutan} = (3/60) \times (1000/100) = 0,5 \text{ m}$$



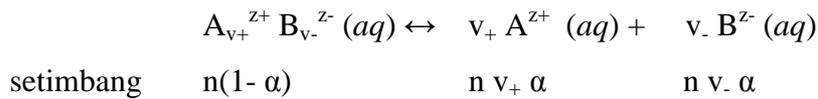
elektrolit. Secara umum sifat koligatif larutan elektrolit lebih besar daripada larutan non elektrolit untuk konsentrasi larutan yang sama. *Van't Hoff* telah mengamati penyimpangan ini dan menjelaskan perbedaan ini dengan menggunakan koreksi yang dikenal sebagai *faktor i* atau faktor *Van't Hoff*. Faktor ini merupakan perbandingan jumlah partikel sesungguhnya dalam larutan dengan jumlah partikel sebelum ionisasi, yang dapat dituliskan dalam rumus :

$$i = \frac{\text{Jumlah partikel sesungguhnya dalam larutan}}{\text{Jumlah partikel sebelum ionisasi}} \quad \dots \quad (1.16)$$

Larutan elektrolit yang mengalami ionisasi sempurna ( derajat ionisasi = 1) maka nilai *i* mendekati jumlah partikel ion yang diuraikan. Dengan mengukur *i*, maka pengukuran sifat koligatif larutan elektrolit dapat ditentukan dengan hubungan berikut :

$$\begin{aligned} \Delta T_b &= K_b \cdot m_B \cdot i \\ \Delta T_f &= K_f \cdot m_B \cdot i \\ \pi &= i \cdot C R T \end{aligned} \quad \dots(1.17)$$

Namun untuk larutan elektrolit lemah nilai *i* tergantung dari derajat ionisasinya. Sebagai contoh untuk larutan elektrolit AB dengan derajat ionisasi  $\alpha$  , dalam keadaan seimbang akan diperoleh :



$$i = \frac{n(1-\alpha) + n v_+ \alpha + n v_- \alpha}{n}$$

Karena  $v_+ + v_- = v$

Maka

$$i = \frac{n - n \alpha + n v \alpha}{n} \quad \text{Sehingga } i = 1 - (1 - v) \alpha \quad \dots(1.18)$$

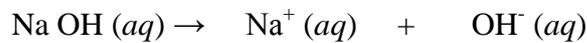
Contoh :

Hitung titik beku larutan NaOH yang dibuat dari 8 gram NaOH dan 100 gram air.  $k_b$  air = 0,52 dan  $k_f$  = 1,86 Mr NaOH = 40

Jawab:

$$\text{Molalitas zat terlarut} = (8/40) \times 1000/100 = 2 \text{ m}$$

NaOH termasuk larutan elektrolit kuat, maka elektrolit kuat maka  $\alpha = 1$



Dalam larutan ada partikel  $\text{Na}^+$  dan  $\text{OH}^-$ , sehingga  $i = 2/1 = 2$

Sehingga  $i = 2$

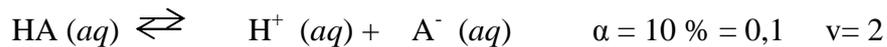
$$\Delta t_f = k_f \cdot m_B \cdot i = 1,86 \cdot 2 \cdot 2 = 7,44 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Titik beku larutan} = 0^\circ\text{C} - 7,44 \text{ }^\circ\text{C} = -7,44 \text{ }^\circ\text{C}$$

Contoh:

Hitung titik beku untuk larutan 2 molal asam organik HA dalam yang terionisasi 10%.  $k_f = 1,86$

Jawab:



Sehingga  $i = 1 - (1-2) \cdot 0,1 = 1,1$

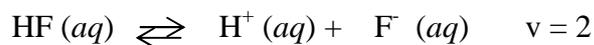
$$\Delta t_f = k_f \cdot m_B \cdot i = 1,86 \cdot 2 \cdot 1,1 = 4,092 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Titik beku larutan} = 0^\circ\text{C} - 4,092 \text{ }^\circ\text{C} = -4,092 \text{ }^\circ\text{C}$$

Contoh

1 molal HF membeku pada suhu  $-1,92 \text{ }^\circ\text{C}$ , hitunglah derajat ionisasi HF,  $k_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}$

Jawab :



$$i = 1 - (1-2) \alpha = 1 + \alpha$$

$$\text{titik beku} = -1,92 \text{ }^\circ\text{C} ; \Delta t_f = 1,92 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_f = k_f \cdot m_B \cdot i = 1,86 \times 1 \times (1 + \alpha) = 1,92 \quad \alpha = 0,03$$

$$\text{Jadi derajat ionisasi HF} = 0,03$$

## 1.6 SOAL LATIHAN

1. Hitung tekanan uap benzena dalam suatu larutan yang mengandung 10 gram naftalena ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) dalam 100 gram benzena pada  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ . Tekanan uap benzena murni pada  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  adalah 97 mmHg.

2. Hitung titik didih dan titik beku dari larutan gula yang mengandung 50 gram gula ( $M_r$  gula = 342) dan 50 gram air.  $k_f = 1,86$  dan  $k_b = 0,52$
3. Hitung massa molekul relatif suatu zat yang sebanyak 5,23 gram dilarutkan dalam 168 gram air dan membeku pada suhu  $-0,510$  °C
4. Hitung tekanan osmotik suatu larutan yang mengandung 34,2 gram gula ( $M_r = 342$ ) dalam 1 liter larutan pada 40 °C.
5. Larutan  $KNO_3$  membeku pada suhu  $-2,85$  °C. Hitung molalitas larutan jika  $KNO_3$  terionisasi sempurna,  $k_f = 1,86$  °C/m

### JAWABAN SOAL LATIHAN

1. Diketahui :  $P_{\text{benzena}}^{\circ} = 97$  mmHg. Massa ( $C_{10}H_8$ ) = 10 g,

$$M_r(C_{10}H_8) = 128 \text{ g mol}^{-1} \quad \text{Massa benzena} = 100 \text{ gram}$$

$$M_r C_6H_6 = 78 \text{ g mol}^{-1}$$

Ditanyakan : tekanan uap benzena dalam larutan tersebut

Jawab:

$$\text{Mol } (C_{10}H_8) = \frac{10 \text{ gram}}{128 \text{ gram mol}^{-1}} = 0,078 \text{ mol}$$

$$\text{Mol } C_6H_6 = \frac{100 \text{ gram}}{78 \text{ gram mol}^{-1}} = 1,282 \text{ mol}$$

$$\text{Fraksi mol benzena} = \frac{1,282 \text{ mol}}{1,282 \text{ mol} + 0,078 \text{ mol}} = 0,943$$

$$P_{\text{benzena}} = X_{\text{benzena}} \cdot P_{\text{benzena}}^{\circ}$$

$$= 0,943 \times 97 \text{ mmHg} = 91,436 \text{ mmHg}$$

2. Diketahui : massa gula = 50 gram  $M_r$  gula = 342 gram  $\text{mol}^{-1}$

$$\text{Massa } H_2O = 50 \text{ gram} \quad K_f = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$$

$$\text{dan } K_b = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$$

Ditanyakan : titik didih dan titik beku larutan

Jawab :

$$\text{Molalitas gula} = \frac{50 \text{ gram}}{342 \text{ gram mol}^{-1}} \frac{1000 \text{ gram}}{50 \text{ gram}} = 2,923 \text{ m}$$

$$\Delta t_f = m_{\text{gula}} \times k_f = 2,923 \text{ m} \times 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} = 5,437 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Titik beku larutan} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 5,437 \text{ }^\circ\text{C} = -5,437 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_b = m_{\text{gula}} \times k_b = 2,923 \text{ m} \times 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} = 1,519 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Titik beku larutan} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 1,519 \text{ }^\circ\text{C} = 101,519 \text{ }^\circ\text{C}$$

3. Diketahui : massa zat x = 5,23 gram    massa air = 168 gram     $T_f = -0,510 \text{ }^\circ\text{C}$

Ditanyakan massa rumus zat X

Jawab:

$$\text{molalitas zat x} = \frac{5,23 \text{ gram}}{x \text{ gram mol}^{-1}} \frac{1000 \text{ gram}}{168 \text{ gram}} = \frac{31,131}{x} \text{ m}$$

$$\Delta t_f = 0 \text{ }^\circ\text{C} - (-0,510 \text{ }^\circ\text{C}) = 0,510$$

$$\Delta t_f = m_{\text{zat x}} \times k_f$$

$$0,510 = \frac{31,131}{x} \times 1,86 \quad x = 113,5$$

$$\text{massa rumus zat x} = 113,5$$

4. Diketahui : massa gula = 34,2 gram     $M_r = 342$      $T = 40 \text{ }^\circ\text{C}$     vol lar = 1L

Ditanyakan : tekanan osmosis larutan

Jawab:

$$\text{Molaritas gula} = (34,2/342) / 1 = 0,1 \text{ M}$$

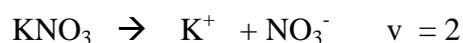
$$\pi = 0,1 \text{ M} \times 0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (273 + 40) \text{ K}$$

$$\pi = 2,556 \text{ atm}$$

5. Diketahui : titik beku =  $-2,85 \text{ }^\circ\text{C}$      $K_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m}$      $\alpha = 1$

Ditanyakan : molalitas larutan

Jawab:



$$i = 1 - (1-2) = 2$$

$$\Delta t_f = 2,85 \text{ } ^\circ\text{C} \rightarrow \Delta t_f = k_f \times m_B \times i = 1,86 \times m_B \times 2$$

$$2,85 = 1,86 \times m_B \times 2 \qquad m_B = 0,768 \text{ m}$$

$$\text{Molalitas KNO}_3 = 0,768 \text{ m}$$

## 1.7 RANGKUMAN

Larutan didefinisikan sebagai campuran homogen, yang terdiri dari satu atau beberapa macam zat terlarut dan satu pelarut. Konsentrasi larutan merupakan parameter yang menyatakan komposisi atau perbandingan kuantitatif antara zat terlarut dengan pelarut. Satuan konsentrasi yang dikenal antara lain persen massa (% b/b), persen volume (% V/V), persen massa-volume %(b/V), molaritas (mol/L) molalitas (mol/ 1000 gram pelarut) dan fraksi mol (mol zat terlarut/ mol total)

Berdasarkan daya hantarnya larutan dibedakan menjadi larutan elektrolit dan larutan non-elektrolit. Larutan non-elektrolit ideal akan memenuhi hukum Raoult. Tekanan total larutan ideal akan sebanding dengan jumlah tekanan parsial masing- masing komponen penyusun larutan. Sedangkan tekanan parsial salah satu komponen dalam larutan sebanding dengan fraksi mol komponen tersebut dikalikan tekanan murni pelarutnya pada suhu yang sama.

Sifat koligatif larutan timbul akibat penyimpangan sifat larutan dari keadaan idealnya. Sifat koligatif meliputi turun tekanan uap, kenaikan titik didih, penurunan titik beku dan tekanan osmosis. Untuk larutan elektrolit sifat koligatif akan sebanding dengan jumlah partikel yang terion, yaitu faktor  $i$ .

## 1.8 TES FORMATIF

Untuk menguji pemahaman anda, kerjakanlah soal- soal formatif berikut ini. Pilihlah satu jawaban yang benar diantara pilihan- pilihan jawaban yang tersedia dalam tiap soal berikut ini:

1. Persen massa 20 mL larutan KCl ( Ar K= 39; Cl = 35,5) yang berkonsentrasi 2 M dan massa jenis larutan =  $1,2 \text{ g mL}^{-1}$  adalah :
 

|            |            |
|------------|------------|
| A. 6,20 %  | C. 14,17 % |
| B. 12,42 % | D. 29,80 % |

2. Untuk membuat 500 ml larutan yang mengandung 10 ppm kromium ( $A_r = 52$ ) dari  $K_2Cr_2O_7$  ( $M_r = 294$ ) memerlukan  $K_2Cr_2O_7$  sebanyak
  - A. 5 mg
  - B. 10 mg
  - C. 14,1 mg
  - D. 28,2 mg
3. Massa NaOH yang dibutuhkan untuk membuat 50 mL larutan 0,4 M NaOH ( $A_r Na = 23$ ,  $O = 16$  dan  $H = 1$ ) adalah :
  - A. 0,8 gram
  - B. 2 gram
  - C. 8 gram
  - D. 16 gram
4. 84 gram amonia ( $M_r = 35$ ) dilarutkan dalam air hingga volume larutan 1L, jika massa jenis larutan adalah  $0,96 \text{ g mL}^{-1}$ , maka molalitas larutan adalah
  - A. 2,29 m
  - B. 2,50 m
  - C. 2,77 m
  - D. 2,98 m
5. Fraksi mol  $H_2SO_4$  ( $M_r = 98$ ) dalam larutan 20 % massa adalah :
  - A. 0,035
  - B. 0,044
  - C. 0,075
  - D. 0,096
6. Menurut hukum Raoult tekanan uap parsial pelarut dalam suatu larutan ideal berharga berbanding terbalik dengan
  - A. Fraksi mol pelarut
  - B. Massa rumus pelarut
  - C. Massa pelarut
  - D. Mol pelarut
7. Suatu larutan mengandung 25 gram zat terlarut dalam 180 gram air mempunyai tekanan uap 741 mmHg pada suhu  $100^\circ\text{C}$ . Maka massa rumus molekul tersebut :
  - A. 100
  - B. 98
  - C. 85
  - D. 68
8. Larutan glukosa dalam air mempunyai penurunan titik beku  $0,372^\circ\text{C}$ , jika  $k_f = 1,86$  dan  $k_b = 0,52$  maka kenaikan titik didihnya adalah :
  - A.  $0,020^\circ\text{C}$
  - B.  $0,052^\circ\text{C}$
  - C.  $0,104^\circ\text{C}$
  - D.  $0,279^\circ\text{C}$
9. Larutan berikut yang mempunyai titik didih tertinggi adalah larutan :

- A. 0,1 m CH<sub>3</sub>COOH
- B. 0,1 m C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>
- C. 0,1 m CuCl<sub>2</sub>
- D. 0,1 m Na Cl

10. Larutan berikut yang mempunyai tekanan osmotik terbesar adalah :

- A. 0,1 M CCl<sub>4</sub>
- B. 0,2 M NaCl
- C. 0,3 M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- D. 0,4 M C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

Setelah anda mengerjakan Tes Formatif di atas, cocokkanlah jawaban anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif di bawah ini

#### JAWABAN TES FORMATIF

1. Larutan berkonsentrasi 2 M, mengandung 2 mol KCl per liter larutan atau  
 $= 2 \times M_r \text{ KCl} = 2 \times (39+35,5) = 149 \text{ gram}$   
 Untuk 20 mL larutan mengandung KCl =  $20/1000 \times 149 \text{ gram} = 2,98 \text{ gram}$   
 Massa 20 mL larutan KCl =  $20 \text{ mL} \times 1,2 \text{ g mL}^{-1} = 24 \text{ gram}$   
 Jadi persen massa =  $( 2,98/24 ) \times 100 \% = 12,42 \%$ . Jawaban Benar B
2. Konsentrasi Cr 10 ppm = 10 mg Krom dalam 1000 mL larutan  
 Untuk 500 mL larutan ada = 5 mg Krom  
 K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> yang dibutuhkan =  $(294/ 2 \times 52) \times 5 \text{ mg} = 14,1 \text{ gram}$ , Jawaban Benar C
3. 50 mL larutan NaOH mengandung =  $50/1000 \times 0,4 \text{ mol} = 0,02 \text{ mol}$   
 Massa NaOH =  $0,02 \text{ mol} \times 40 \text{ gram} = 0,8 \text{ gram}$ . Jawaban Benar A
4. mol amonia =  $84/ 35 = 2,4 \text{ mol}$   
 Massa larutan =  $1000 \text{ mL} \times 0,96 \text{ g mL}^{-1} = 960 \text{ gram}$   
 Massa pelarut =  $960 \text{ g} - 94 \text{ g} = 866 \text{ g}$   
 Molalitas pelarut =  $(1000/866) \times 2,4 \text{ mol} = 2,77 \text{ m}$ . Jawaban benar C
5. H<sub>2</sub> SO<sub>4</sub> 20 % massa = 20 gram H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dalam 100 gram larutan  
 Mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> =  $20/98 = 0,204 \text{ mol}$   
 Massa air (pelarut) =  $100 \text{ g} - 20 \text{ g} = 80 \text{ g}$

$$\text{Mol pelarut} = 80/18 = 4,444 \text{ mol}$$

$$\text{Fraksi mol H}_2\text{SO}_4 = 0,204 / (0,204 + 4,444) = 0,044. \text{ Jawaban Benar B}$$

6. Jawaban Benar B. Tekanan uap sebanding dengan fraksi mol atau berbanding terbalik dengan massa rumus zat
7. fraksi mol zat terlarut =  $25/M_r / (25/M_r + 180/18)$   
 $P^\circ_{\text{air}} \text{ pada } 100^\circ\text{C} = 760 \text{ mmHg. } P_{\text{larutan}} = X_{\text{larutan}} \times P^\circ_{\text{air}}$   
 $P_{\text{larutan}} = 180/18 / (25/M_r + 180/18) \times 760.$   
 $741 = 10 ( 25/M_r+10) \times 760 \quad M_r = 100. \text{ Jawaban Benar A}$
8.  $\Delta t_f = k_f \times m_B \quad 0,372 = 1,86 \times m_B \quad m_B = 0,2 \text{ m}$   
 $\Delta t_b = k_b \times m_B \quad \Delta t_b = 0,52 \times 0,2 = 0,104$   
 Jadi jawaban benar adalah C
9. Molalitas keempat pilihan sama, jadi titik didih hanya tergantung dari jumlah partikel. Option A dan B merupakan larutan non elektrolit, harga  $i = 1$ . Untuk  $\text{CuCl}_2$  harga  $i = 3$ , dan  $\text{NaCl}$  harga  $i = 2$ . Jadi yang mempunyai titik didih tertinggi adalah larutan  $\text{CuCl}_2$ . Jawaban Benar C
10. Molaritas keempat larutan tidak sama, sehingga tekanan osmotik tergantung dari konsentrasi dan harga  $i$  karena  $\pi = C.R.T.i$ .  
 Untuk  $\text{CCl}_4$  termasuk non elektrolit  $\pi = 0,1. RT$   
 Larutan  $\text{NaCl}$ , harga  $i = 2$  maka  $\pi = 0,2 \times 2 RT = 0,4 RT$   
 Larutan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  harga  $i = 3$  maka  $\pi = 0,4 \times 3 RT = 1,2 RT$   
 $\text{C}_6\text{H}_6$  termasuk non elektrolit, maka  $\pi = 0,4. R. T$   
 Jadi tekanan osmotik terbesar dipenuhi oleh  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .  
 Jawaban benar adalah C

## MODUL 2

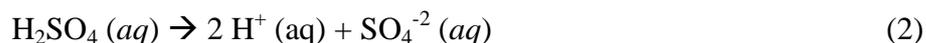
### ASAM- BASA

#### 2.1 Teori Asam- basa Arrhenius

Teori asam- basa pertama kali dikenalkan oleh Arrhenius. Dia mendefinisikan asam sebagai zat yang bila dilarutkan dalam air akan mengalami ionisasi dan membentuk ion hidrogen ( $H^+$ ), sedangkan basa didefinisikan sebagai zat yang bila dilarutkan dalam air akan mengalami ionisasi dengan membentuk ion hidroksida ( $OH^-$ )

Contoh :

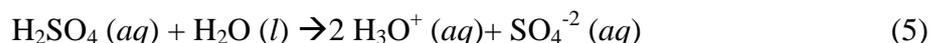
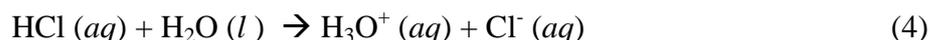
Asam :



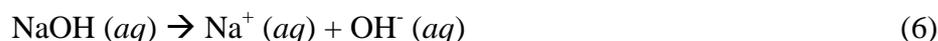
Menurut kenyataan dalam larutan air ion hidrogen tidak dapat berdiri bebas. Dalam air ion hidrogen ( $H^+$ ) akan berikatan secara koordinasi dengan molekul air ( $H_2O$ ) menjadi ion hidronium ( $H_3O^+$ ) seperti reaksi berikut :



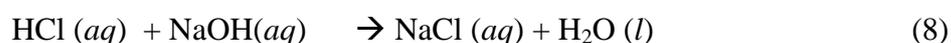
Dengan demikian reaksi ionisasi dalam contoh di atas dapat dituliskan sebagai:

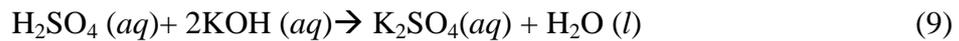


Basa :



Definisi asam- basa dari Arrhenius sangat sempit, karena zat harus berada dalam pelarut air. Secara eksperimen teori ini dipandang cukup dan dapat menjelaskan reaksi netralisasi. Reaksi netralisasi merupakan reaksi asam kuat dengan basa kuat dan menghasilkan garam dan air dan menghasilkan panas netralisasi yang konstan. Contoh berikut adalah reaksi netralisasi antara asam klorida dan basa natrium hidroksida yang menghasilkan garam natrium klorida dan air.





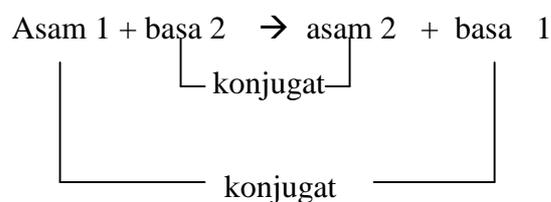
## 2.2 Teori Asam- Basa Brønsted -Lowry

Teori asam- basa Arrhenius terbatas berlaku dalam pelarut air dan tidak dapat digunakan untuk menjelaskan pelarut lain selain air. Padahal kenyataan menunjukkan sifat asam- basa juga terdapat dalam pelarut bukan air. Sebagai contoh larutan natrium asetat dalam asam asetat glasial menunjukkan sifat basa. Untuk mengatasi kelemahan tersebut maka JN. Brønsted (Denmark) dan TM. Lowry (Inggris) pada tahun 1923 telah bekerja sendiri- sendiri untuk melengkapi teori asam- basa Arrhenius, yang dikenal sebagai teori Brønsted- Lowry.

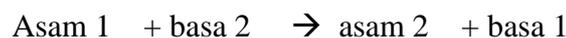
Menurut Brønsted - Lowry, asam adalah donor atau penyumbang proton sedangkan basa adalah akseptor atau penerima proton. Dalam hal ini proton dituliskan sebagai ion  $\text{H}^+$ . Secara ringkas konsep tersebut dapat dituliskan :

- i. Asam  $\rightarrow$  basa +  $\text{H}^+$
- ii. Basa +  $\text{H}^+$   $\rightarrow$  asam

Asam melepaskan proton, dan proton diterima oleh basa yang disebut dengan basa konjugasi yaitu basa yang menerima proton (i). Sedangkan asam pada persamaan (ii) disebut sebagai asam konjugasi.



Basa 1 merupakan basa konjugat asam1 dan asam 1 merupakan asam konjugat basa 1 demikian juga untuk asam2 asam konjugat basa 2 dan basa 2 merupakan basa konjugat asam 2. Contoh asam- basa Brønsted – Lowry :



- i.  $\text{HCl} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{Cl}^- (aq)$
- ii.  $\text{H}_2\text{SO}_4 (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{HSO}_4^- (aq)$
- iii.  $\text{HSO}_4^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{SO}_4^{2-} (aq)$
- iv.  $\text{H}_2\text{O} (l) + \text{NH}_3 (l) \rightarrow \text{NH}_4^+ (aq) + \text{OH}^- (aq)$
- v.  $\text{NH}_3 (l) + \text{NH}_3 (l) \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{NH}_3) + \text{NH}_2^- (\text{NH}_3)$

contoh (i) merupakan asam monoprotik karena hanya memberikan satu proton kepada molekul air. Sedangkan contoh 2 dan 3 merupakan contoh asam poliprotik karena dapat mendonorkan lebih dari satu proton.

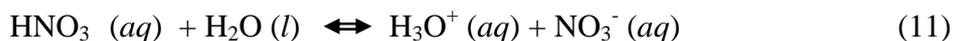
Contoh (ii) ion  $\text{HSO}_4^-$  merupakan suatu basa, namun dalam reaksi (iii)  $\text{HSO}_4^-$  merupakan asam. Suatu zat yang dapat bersifat sebagai asam atau basa disebut dengan zat *amfiprotik*. Contoh zat lain yang juga bersifat *amfiprotik* adalah air. Air dalam contoh (i) sampai (iii) bersifat basa, sedangkan dalam contoh (iv) air bersifat asam.

Contoh (v) merupakan contoh pelarut bukan air. Amoniak ( $\text{NH}_3$ ) cair akan mengalami swa ionisasi (ionisasi oleh dirinya sendiri) dengan menghasilkan ion amonium sebagai asam dan ion amida sebagai basa. Ion amonium dan ion amida yang dihasilkan berada dalam pelarut amoniak, oleh sebab itu dituliskan dalam kurung amoniak.

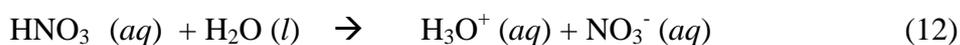
### 2.3 Kekuatan Asam- Basa

Berdasarkan konsep asam- basa Bronsted- Lowry, asam merupakan donor proton dan basa adalah penerima proton. Menurut konsep tersebut dapat dikatakan bahwa kuat lemahnya suatu asam tergantung pada kemampuan asam tersebut untuk memberikan proton. Dan sebaliknya kuat lemahnya suatu basa tergantung dari kemampuan basa tersebut menerima proton.

Sebagai contoh adalah asam nitrat ( $\text{HNO}_3$ ) dalam pelarut air akan terionisasi menjadi ion hidronium dan ion nitrat, dan sebaliknya ion nitrat sebagai basa konjugat juga mempunyai kecenderungan menerima proton ion hidronium, sehingga reaksinya dituliskan dalam bentuk kesetimbangan.



Bila dalam kesetimbangan tersebut cenderung kearah hasil, maka asam nitrat merupakan asam kuat sedangkan ion nitrat adalah basa lemah. Pengamatan memperlihatkan bahwa reaksi cenderung ke hasil reaksi (ke kanan), sehingga asam nitrat merupakan asam kuat. Persamaan reaksinya lebih sesuai bila dituliskan sebagai berikut :



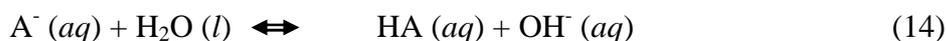
## 2.4 Tetapan Keseimbangan Ionisasi Asam- Basa

Tingkat kekuatan suatu asam- basa melukiskan ukuran tingkat kemudahan ion hidronium yang dapat dilepaskan dari spesies yang bersangkutan. Tolok ukur kekuatan asam yang umum diberikan adalah perbandingan relatif tetapan keseimbangan terhadap air. Untuk asam tetapan ini dinyatakan sebagai tetapan keseimbangan ionisasi asam  $K_a$ . Reaksi keseimbangan asam HA dapat dituliskan sebagai berikut  $HA (aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons H_3O^+ (aq) + A^- (aq)$  (13) sehingga rumusan tetapan keseimbangan ionisasinya adalah

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (2.1)$$

karena nilai tetapan ini sangat kecil, maka ukuran kuantitatif tetapan ini dinyatakan dalam  $pK_a$ , dan  $pK_a = -\log K_a$ . (2.2)

Untuk basa tetapan keseimbangan diidentifikasi sebagai tetapan keseimbangan ionisasi basa,  $K_b$ . Reaksi keseimbangan untuk basa  $A^-$  dapat dituliskan



dan rumusan keseimbangan ionisasi basa  $K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$  (2.3)

analog dengan asam, maka didapat  $pK_b = -\log K_b$  (2.4)

Tabel 2.1 dan tabel 2.2 memperlihatkan beberapa tetapan keseimbangan ionisasi asam dan keseimbangan ionisasi basa pada 25 °C

Tabel 2.1. Tetapan Keseimbangan Ionisasi Asam pada 25 °C

| Asam                      | $A^-$       | $K_a$               | $pK_a$ |
|---------------------------|-------------|---------------------|--------|
| HI (asam Iodida )         | $I^-$       | $10^{11}$           | -11    |
| $HClO_4$ (asam perklorat) | $ClO_4^-$   | $10^{10}$           | -10    |
| HCl (asam klorida)        | $Cl^-$      | $10^7$              | -7     |
| $H_2SO_4$ (asam sulfat)   | $SO_4^{2-}$ | $10^2$              | -2     |
| $H_3O^+$ (Ion hidronium)  | $H_2O$      | 1                   | 0      |
| $H_2S$ (asam sulfida)     | $HS^-$      | $9,1 \cdot 10^{-8}$ | 7,04   |

Tabel 2.2. Tetapan Keseimbangan Ionisasi Basa pada 25 °C

| Basa  | A <sup>-</sup>                             | Kb                    | pKb  |
|---|--|-----------------------|------|
| (PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ) Ion fosfat | HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>             | 4,7. 10 <sup>-2</sup> | 1,33 |
| (NH <sub>3</sub> ) Amoniak                  | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>               | 1,8. 10 <sup>-5</sup> | 4,74 |
| (N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> ) Hidrazin   | N <sub>2</sub> H <sub>5</sub> <sup>+</sup> | 8,5. 10 <sup>-7</sup> | 6,07 |

Antara tetapan keseimbangan ionisasi asam (Ka) dan tetapan keseimbangan ionisasi basa konjugasinya (Kb) juga mempunyai hubungan matematis yaitu :

$$K_w = K_a \times K_b \quad (2.5)$$

K<sub>w</sub> merupakan tetapan keseimbangan air yang berharga 10<sup>14</sup> mol<sup>2</sup>L<sup>-2</sup> pada 25 °C. Sehingga pK<sub>w</sub> = pK<sub>a</sub> + pK<sub>b</sub> dan pK<sub>w</sub> = 14. Hal ini menunjukkan bahwa makin lemah suatu asam, berarti sifat basanya akan makin kuat dan sebaliknya.

Contoh :

Suatu asam lemah HZ mempunyai tetapan ionisasi asam K<sub>a</sub> = 2. 10<sup>-5</sup>. Jika konsentrasi larutan tersebut adalah 0,2 M tentukan konsentrasi ion hidronium dalam keseimbangannya.

Jawab :



Awal : 0,2 Mol /L

$$\text{Dalam larutan } [H_3O^+] = [Z^-] \text{ dan } K_a = \frac{[H_3O^+][Z^-]}{[HZ]}$$

$$\text{Maka : } [H_3O^+] = \sqrt{2 \cdot 10^{-5} \times 0,2} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ Mol / L}$$

## 2.5 Derajat Keasaman

Sifat asam dan sifat basa suatu zat bergantung pada ion hidronium dan ion hidroksida yang dihasilkan seperti diperlihatkan oleh persamaan (2.1) dan (2.3). Untuk larutan yang bersifat netral, maka [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-7</sup>. Ini berarti larutan yang bersifat asam akan memiliki [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] > [OH<sup>-</sup>] dan larutan basa [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] < [OH<sup>-</sup>].

Karena konsentrasi ion [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] dalam larutan sangat kecil, maka digunakan istilah *pH* yaitu -log [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] dan *pOH* yang berharga -log [OH<sup>-</sup>]. Hubungan antara pK<sub>w</sub> dengan pH dan pOH dinyatakan dalam rumusan :

$$pK_w = pH + pOH \text{ dan berharga } = 14 \text{ pada } 25 \text{ }^\circ\text{C, } 1 \text{ atm.}$$

pH ini menyatakan derajat keasaman, sedangkan pOH menyatakan derajat atau kekuatan basa. Dalam reaksi keseimbangan air, air akan terion menjadi ion hidronium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) dan ion hidroksida ( $\text{OH}^-$ ), namun reaksi ionisasi ini sangat lemah, secara kimia reaksinya dituliskan sebagai berikut :



artinya reaksi cenderung ke arah pembentukan molekul air, yang digambarkan dengan panjang anak panah yang berbeda. Oleh sebab itu air dikelompokkan sebagai elektrolit lemah.

Tetapan keseimbangan air diberi lambang  $K_w$  dan merupakan perkalian konsentrasi ion hidronium dan konsentrasi ion hidroksil atau dituliskan :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+ ] \cdot [\text{OH}^-] \quad (2.5)$$

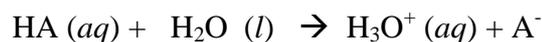
pada suhu dan tekanan konstan nilai nya tetap. Pada suhu  $25^\circ\text{C}$ , nilai  $K_w$  adalah  $1,01 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2\text{L}^{-2}$ .

Contoh :

Berapa pH larutan suatu asam yang berkonsentrasi 0,01 M dan terionisasi sempurna.

Jawab :

Misal asam tersebut HA dan dalam air terionisasi menjadi



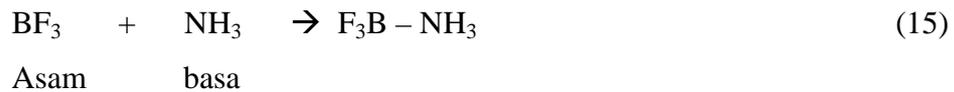
$$0,01 \text{ M} \qquad \qquad \qquad 0,01 \text{ M} \qquad \qquad 0,01 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,01 = 2$$

Jadi pH larutan = 2

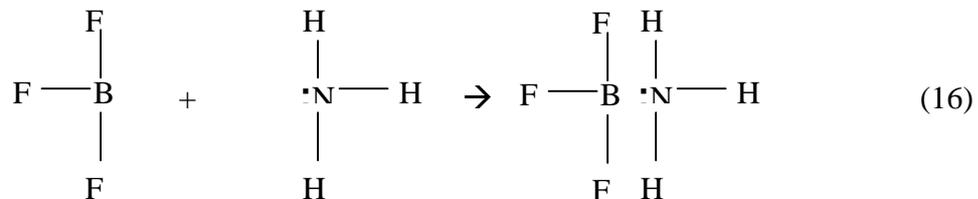
## 2.6 Teori Asam- Basa Lewis

Konsep asam- basa yang dikemukakan Brønsted – Lowry telah berhasil digunakan untuk menjelaskan sifat reaksi –reaksi dalam pelarut yang mengandung hidrogen yang dapat terion atau melibatkan proton. Namun konsep ini tidak dapat digunakan untuk menjelaskan suatu reaksi yang tidak melibatkan transfer hidrogen atau tidak melibatkan proton. Sebagai contoh dalam reaksi asam- basa berikut tidak dapat dijelaskan dengan konsep asam- basa Brønsted – Lowry.



G.N. Lewis mengemukakan konsep asam- basa yang berkaitan dengan transfer pasangan elektron. Menurut Lewis asam didefinisikan sebagai spesies penerima pasangan elektron dan basa adalah spesies yang memberikan atau mendonorkan pasangan elektron. Menggunakan konsep dari Lewis, maka reaksi antara boron trifluorida dengan amoniak merupakan reaksi asam- basa, dengan boron trifluorida sebagai asam dan amoniak merupakan basa.

Konsep asam- basa Lewis ini tidak bertentangan dengan konsep Brønsted – Lowry. Suatu zat yang memberi proton dapat juga dikatakan sebagai penerima pasangan elektron atau asam. Untuk jelasnya dapat dilihat pada contoh berikut :



Pada kulit terluar, atom pusat N dalam molekul  $\text{NH}_3$  terdapat tiga pasang elektron ikatan (N—H) dan satu pasang elektron bebas (:) sedangkan untuk atom pusat B dalam molekul  $\text{BF}_3$  terdapat 3 pasang elektron ikatan (B—F). Sepasang elektron bebas dari molekul  $\text{NH}_3$  diberikan / didonorkan kepada atom pusat B untuk dimiliki bersama. Sehingga akan terbentuk ikatan kovalen koordinasi B—N yang akan membentuk struktur dua bangun tetrahedron yang salah satu ujungnya bersekutu. Contoh lain dari reaksi asam- basa Lewis adalah reaksi antara sesama molekul  $\text{BrF}_3$  (*l*) yang akan menghasilkan  $\text{BrF}_2^+$  (*BrF}\_3*) yang bersifat asam dan  $\text{BrF}_4^-$  (*BrF}\_3*) yang bersifat basa.

## 2.7 LATIHAN SOAL

1. Apa beda konsep asam – basa menurut Arrhenius dan Brønsted- Lowry?
2. Tuliskan reaksi keseimbangan antara  $\text{HSO}_4^-$  yang dilarutkan dalam air. Tentukan spesies mana yang bersifat asam menurut konsep.
3. Tuliskan reaksi keseimbangan antara  $\text{SO}_3$  yang dilarutkan dalam air. Tentukan spesies mana yang bersifat asam menurut konsep Lewis.

- Larutan asam asetat 2 M mengandung ion hidronium sebesar  $8 \cdot 10^{-2}$  mol ion hidronium. Hitung tetapan keseimbangan ionisasi asam asetat tersebut.
- Hitung pH larutan basa konsentrasi 1 M yang mempunyai harga tetapan kesimbangan ionisasi basa  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### JAWAB SOAL LATIHAN

- Menurut Arrhenius sifat asam atau basa hanya ada dalam pelarut air, sehingga konsep Asam- Basa Arrhenius dikaitkan dengan pelarut air. Sebaliknya untuk konsep asam- basa Brønsted- Lowry konsep disusun tanpa membedakan jenis pelarutnya.
- $\text{HSO}_4^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{SO}_4^{2-} (aq)$   
 $\text{HSO}_4^-$  adalah asam 1 karena memberikan proton untuk  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{SO}_4^{2-}$  adalah basa konjugat.
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_3\text{S} - \text{OH}_2$   
 $\text{SO}_3$  menerima sepasang elektron dari air, maka  $\text{SO}_3$  diidentifikasi sebagai asam Lewis dan air adalah basa Lewis.
- $\text{CH}_3\text{COOH} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{CH}_3\text{COO}^- (aq)$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \alpha \times 2 \text{ M} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ M}$   
 $\alpha = 4 \cdot 10^{-2}$  jadi  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  dalam kesetimbangan =  $2 - 8 \cdot 10^{-2}$   

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = (8 \cdot 10^{-2})^2 / (1,92) = 3,3 \cdot 10^{-3}$$
- $K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow$  maka  $[\text{OH}^-] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,2 \cdot 10^{-3}$   
 $\text{pH} = 14 - (-\log 4,2 \cdot 10^{-3}) =$

## 2.8 RANGKUMAN

Teori Asam- basa diawali oleh Arrhenius. Menurut Arrhenius asam adalah senyawa yang dalam air akan menghasilkan ion  $\text{H}^+$ . Kemudian Brønsted- Lowry memperluas definisi asam – basa . sifat asam- basa muncul tidak hanya dalam pelarut air, dan mendefinisikan asam adalah proton donor. Sedangkan Lewis mendefinisikan asam sebagai penerima pasangan elektron bebas.

Kekuatan asam atau basa suatu larutan dapat dilihat dari besarnya tetapan keseimbangan ionisasi asam ( $K_a$ ) atau basa ( $K_b$ ). Makin besar harga tetapan ini maka sifat asam atau basanya akan semakin kuat. pH adalah suatu ukuran keasaman larutan yang dilarutkan dalam pelarut air.

## 2.9 TES FORMATIF

- Basa konjugasi dari  $\text{H}_2\text{PO}_3^-$  adalah :
  - $\text{H}_3\text{PO}_3$
  - $\text{H}_2\text{PO}_3^{2-}$
  - $\text{HPO}_3^{2-}$
  - $\text{PO}_3^{-3}$
- Dalam larutan air spesi yang bertindak sebagai amfiprotik adalah :
  - $\text{PO}_4^{3-}$
  - $\text{HCO}_3^-$
  - $\text{HClO}_3$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$
- Reaksi berikut ini, manakah yang dapat berlangsung
  - $\text{HCl} (aq) + \text{HS}^- (aq) \rightarrow \text{H}_2\text{S} (g) + \text{Cl}^- (aq)$
  - $\text{CH}_4 (g) + \text{OH}^- (aq) \rightarrow \text{CH}_3^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (aq)$
  - $\text{HNO}_2 (aq) + \text{OH}^- (aq) \rightarrow \text{NO}_2^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (l)$
  - $\text{NH}_3 (l) + \text{HS}^- (aq) \rightarrow \text{H}_2\text{S} (g) + \text{NH}_2 (l)$
- Pernyataan manakah yang benar untuk reaksi :
 
$$\text{HNO}_3 (aq) + \text{HF} (aq) \rightarrow \text{H}_2\text{NO}^+ (aq) + \text{F}^- (aq)$$
  - $\text{HNO}_3$  adalah basa Lewis
  - $\text{HNO}_3$  adalah basa Brønsted- Lowry
  - $\text{HF}$  adalah asam Brønsted- Lowry
  - $\text{HF}$  adalah asam Lewis
- Yang manakah pasangan berikut ini merupakan pasangan asam- basa konjugasi
  - $\text{H}_2\text{O}^+$  dan  $\text{OH}^-$
  - $\text{H}_2\text{O}_2$  dan  $\text{HO}_2^-$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$  dan  $\text{SO}_4^{2-}$
  - $\text{NH}_4^-$  dan  $\text{OH}^-$
- pH suatu larutan adalah 6,38 , maka konsentrasi ion hidrogen dalam larutan tersebut adalah
  - $4,17 \cdot 10^{-7}$
  - $1,6 \cdot 10^{-5}$
  - $3,1 \cdot 10^{-4}$
  - $2,8 \cdot 10^{-4}$

7. pH air akan lebih besar dari 7 bila di dalamnya dilarutkan :
- A. Natrium karbonat                      C. Alumunium klorida  
B. Natrium sulfat                         D. Amonium sulfat
8. Tetapan keseimbangan ionisasi suatu basa B sesuai reaksi
- $$B(aq) + H_2O(l) \rightarrow BH^+(aq) + OH^-(aq)$$
- adalah  $2,29 \cdot 10^{-8}$
- Untuk larutan basa B 0,5 M dalam air mempunyai pH sebesar
- A. 11    C. 8  
B. 10     D. 5

JAWABAN SOAL TES FORMATIF

1. C
2. B
3. A
4. C
5. A
6. B
7. B
8. A

## MODUL 3

### KINETIKA KIMIA

#### 3.1 Pendahuluan

Dalam kinetika kimia yang dipelajari adalah laju reaksi kimia dan energi yang berhubungan dengan proses tersebut, serta mekanisme berlangsungnya proses tersebut. Mekanisme reaksi adalah serangkaian tahap reaksi yang terjadi secara berturut-turut selama proses perubahan reaktan menjadi produk.

Perubahan kimia atau reaksi kimia berkaitan erat dengan waktu. Jika anda mengamati reaksi-reaksi kimia sehari disekitar anda, ada reaksi yang berlangsung sangat cepat seperti proses pembakaran, tetapi adapula reaksi yang berjalan sangat lambat misalnya proses perubahan dari zat organik (fosil) menjadi minyak bumi, atau proses perubahan batuan menjadi marmer. Setiap reaksi kimia berlangsung dengan laju tertentu dan membutuhkan kondisi tertentu pula. Laju reaksi didefinisikan sebagai laju pengurangan reaktan tiap satuan waktu atau jika ditinjau dari produknya, maka laju reaksi adalah laju pembentukan produk tiap satuan waktu.

Banyak faktor yang mempengaruhi laju suatu reaksi. Pengetahuan tentang faktor-faktor ini akan berguna dalam mengatur laju suatu reaksi. Hal ini sangat penting terutama untuk mengontrol proses-proses kimia dalam industri. Tentunya proses kimia yang berlangsung sangat lambat sangat tidak ekonomis. Pengontrolan terhadap faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi kimia akan dapat meningkatkan nilai ekonomis. Dalam modul ini kita akan mempelajari faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi yang meliputi konsentrasi pereaksi, luas permukaan pereaksi, temperatur reaksi dan penggunaan katalisator dalam reaksi kimia.

#### 3.2 Laju Reaksi dan Hukum Laju

Pada awal reaksi  $A \rightarrow B$  mula-mula yang ada adalah zat A, sedangkan zat B belum terbentuk. Setelah beberapa saat konsentrasi zat B akan meningkat, sementara konsentrasi zat A akan menurun, sampai pada saat tertentu reaksi akan

berhenti karena telah mencapai keadaan setimbang. Secara kuantitatif laju pengurangan zat A dapat dinyatakan sebagai :

$$v_A = - \frac{d[A]}{dt} \dots\dots\dots(3.1)$$

dan laju penambahan produk (zat B) dinyatakan sebagai :

$$v_B = \frac{d[B]}{dt} \dots\dots\dots(3.2)$$

Secara stoikiometri maka  $v = - \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$

Laju reaksi yang diamati ternyata juga sebanding dengan konsentrasi reaktan dan *tetapan laju k* (yang bergantung pada temperatur), sehingga *hukum laju* dapat dinyatakan sebagai berikut :

A → produk  
 $v = k \cdot [A] \dots\dots\dots(3.3)$

Untuk reaksi yang menggunakan lebih dari satu pereaksi, maka hukum lajunya dapat dituliskan sebagai berikut :

$x A + y B \rightarrow \text{produk}$   
 $v = k [A]^x [B]^y \dots\dots\dots(3.4)$

sehingga hukum laju dapat didefinisikan sebagai fungsi dari semua pereaksi yang menentukan laju reaksi.

Dalam kenyataannya ada reaksi- reaksi yang hukum lajunya tidak sesuai dengan persamaan stoikiometri atau tidak bergantung pada persamaan stoikiometrinya, sehingga hukum lajunya lebih tepat ditentukan secara eksperimen. Sebagai contoh pada reaksi berikut :



mempunyai hukum laju berkurangnya ion Br<sup>-</sup>

$$v = k [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{H}^+][\text{Br}^-] \dots\dots\dots(3.6)$$

### 3.3 Orde Reaksi

Orde suatu reaksi merupakan bilangan yang menyatakan jumlah pangkat konsentrasi pereaksi yang menentukan laju suatu reaksi. Sebagai contoh untuk reaksi : A → produk dengan hukum laju  $v = k [A]$ , maka

orde reaksinya adalah 1, karena pangkat [A] adalah satu. Atau untuk reaksi :



maka orde reaksi totalnya adalah 3 yang berasal dari pangkat [A] =1 + pangkat [B] = 2. Sedangkan orde reaksi terhadap konsentrasi A adalah 1 dan orde reaksi terhadap komponen B adalah 2.

Pada umumnya orde reaksi terhadap suatu komponen tidak selalu sama dengan koefisien dalam persamaan stoikiometri. Misalnya untuk reaksi berikut :



secara eksperimen diamati mempunyai hukum laju  $v = k [H_2][ICl]$  maka orde reaksi = 2, padahal secara stoikiometri orde reaksinya adalah 3. Dengan demikian untuk menentukan orde reaksi suatu reaksi tertentu yang paling tepat adalah melalui data eksperimen.

Ada beberapa reaksi yang laju reaksinya tidak bergantung pada konsentrasi pereaksinya, misalnya reaksi fotosintesis dan reaksi- reaksi permukaan. Reaksi semacam ini dikatakan berorde reaksi nol. Contoh reaksi yang berorde nol misalnya penguraian amoniak pada permukaan katalis wolfram.

**3.4 Penentuan Hukum Laju**

Hukum laju dapat ditentukan menggunakan melakukan eksperimen secara sistematis. Misalnya untuk reaksi  $A + B \rightarrow \text{produk}$ , untuk menentukan orde reaksi terhadap A maka konsentrasi A dibuat tetap, sedangkan konsentrasi B dibuat bervariasi dan kemudian diukur laju reaksinya pada berbagai konsentrasi B tersebut dan sebaliknya.

Contoh Soal :

Reaksi  $[Co(NH_3)_5Cl]^{2+} (aq) + H_2O (l) \rightarrow [Co (NH_3)_5 H_2O]^{3+} (aq) + Cl^- (aq)$  mempunyai data eksperimental berikut :

| <i>Konsentrasi [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl]<sup>2+</sup> M awal</i> | <i>Laju reaksi M/min</i> |
|---|--------------------------|
| 1,0 x 10 <sup>-3</sup>  | 1,3 x 10 <sup>-7</sup>   |
| 2,0 x 10 <sup>-3</sup>  | 2,6 x 10 <sup>-7</sup>   |
| 3,0 x 10 <sup>-3</sup>  | 3,9 x 10 <sup>-7</sup>   |

*Jika [H<sub>2</sub>O] dianggap tetap, tentukan orde reaksi dan hukum lajunya !*

Jawab :

Pada [H<sub>2</sub>O] yang tetap, misal Laju reaksi  $v = k [ [ \text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl} ]^{2+} ]^n$

| [ Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> Cl ] <sup>2+</sup> awal | Laju reaksi            | Persamaan laju reaksi r   |
|---|------------------------|---|
| 1,0 x 10 <sup>-3</sup>                                      | 1,3 x 10 <sup>-7</sup> | 1,3 x 10 <sup>-7</sup> = k. (1,0 x 10 <sup>-3</sup> ) <sup>n</sup> .....(1) |
| 2,0 x 10 <sup>-3</sup>                                      | 2,6 x 10 <sup>-7</sup> | 2,6x 10 <sup>-7</sup> = k .(2,0 x 10 <sup>-3</sup> ) <sup>n</sup> .....(2)  |
| 3,0 x 10 <sup>-3</sup>                                      | 3,9 x 10 <sup>-7</sup> | 3,9 x 10 <sup>-7</sup> = k. (3,0 x 10 <sup>-3</sup> ) <sup>n</sup> .....(3) |

Dari persamaan (1) dan (2 ) didapat harga n =1, jadi orde reaksinya adalah 1

Hukum lajunya  $v = k. [ [ \text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl} ]^{2+} ]$

### 3.5 Faktor- Faktor Yang Mempengaruhi Laju Reaksi

#### Pengaruh Konsentrasi Reaktan terhadap Laju Reaksi

Umumnya laju reaksi pada temperatur tetap lebih sering dinyatakan sebagai laju perubahan konsentrasi komponen- komponennya dalam sistem, sehingga dapat dikatakan bahwa laju reaksi bergantung pada konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi. Ketergantungan laju reaksi pada konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi diungkapkan sebagai persamaan laju reaksi atau hukum laju, meskipun demikian sebenarnya kita tidak dapat meramalkan persamaan laju suatu reaksi hanya dari persamaan reaksinya (konsentrasi komponennya) saja. Uraian berikut berasumsi laju reaksi hanya bergantung pada konsentrasi komponennya.

Pereaksi → Hasil Reaksi

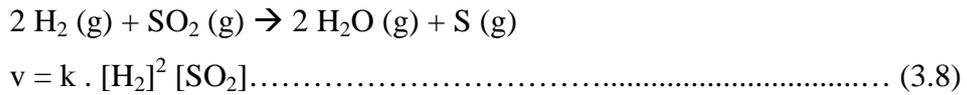
Persamaan lajunya adalah

$$v = k. [\text{Pereaksi}] \dots\dots\dots(3.7)$$

k adalah konstanta laju reaksi

dari persamaan laju reaksi (4.9) nampak bahwa besarnya laju reaksi (v) tergantung pada besarnya konsentrasi reaktan sehingga meningkatnya konsentrasi reaktan akan meningkatkan pula besarnya laju reaksi.

Untuk reaksi berorde 2, 3 atau lebih, maka persamaan laju akan meningkat sebanding dengan pangkat koefisien reaksinya. Contoh berikut memperlihatkan peningkatan laju reaksi akibat peningkatan konsentrasi pereaksi pada reaksi berorde lebih dari satu.



bila konsentrasi  $[\text{H}_2]$  diperbesar 2 kali, menjadi  $[2 \cdot \text{H}_2]$ , maka hukum persamaan lajunya akan menjadi :

$$v' = k \cdot [2 \cdot \text{H}_2]^2 [\text{SO}_2]$$

$$v' = k \cdot 4 [\text{H}_2]^2 [\text{SO}_2]$$

$$v' = 4 v \dots \dots \dots (3.9)$$

Secara umum dapat dikatakan bahwa makin besar konsentrasi pereaksi, laju reaksi akan makin meningkat. Kenyataan ini dapat dijelaskan menggunakan teori tumbukan. Dalam teori tumbukan diasumsikan bahwa reaksi kimia terjadi akibat tumbukan antara molekul- molekul pereaksi. Makin besar konsentrasi pereaksi maka peluang pereaksi untuk bertumbukan akan makin besar pula, dan peluang menghasilkan reaksi juga akan makin besar, untuk lebih jelasnya mari kita perhatikan ilustrasi pada gambar 3.1



Gambar 3.1 partikel pereaksi dalam ruangan

Pada gambar b, nampak bahwa konsentrasi pereaksi diperbesar dua kali semula, sehingga jarak antar molekul menjadi lebih dekat dan peluang tumbukan akan bertambah besar.

Contoh soal

Diketahui reaksi



mempunyai persamaan laju berkurangnya ion  $\text{Br}^-$  sebagai

$$- \frac{d[\text{Br}^-]}{dt} = k [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{H}^+][\text{Br}^-]$$

- a. Bila konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$  diperbesar empat kali, berapa kalikah peningkatan laju berkurangnya konsentrasi ion  $\text{Br}^-$  ?

- b. Bila ke dalam sistem reaksi ditambahkan air sehingga volume campuran menjadi tiga kali semula, berapa kalikah peningkatan laju berkurangnya konsentrasi ion  $\text{Br}^-$  ?

Jawaban contoh soal

- a. Laju berkurangnya ion  $\text{Br}^- = k [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{H}^+][\text{Br}^-]$ , merupakan orde 1 terhadap berkurangnya konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$ , maka peningkatan 4 kali konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$  akan sebanding dengan berkurangnya 4 kali konsentrasi ion  $\text{Br}^-$ .
- b. Penambahan air akan menyebabkan volume campuran menjadi 3 kali lebih besar dari semula, yang berarti konsentrasi masing- masing pereaksi menjadi lebih kecil  $1/3$  kali semula.

$$r = k [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{H}^+][\text{Br}^-]$$

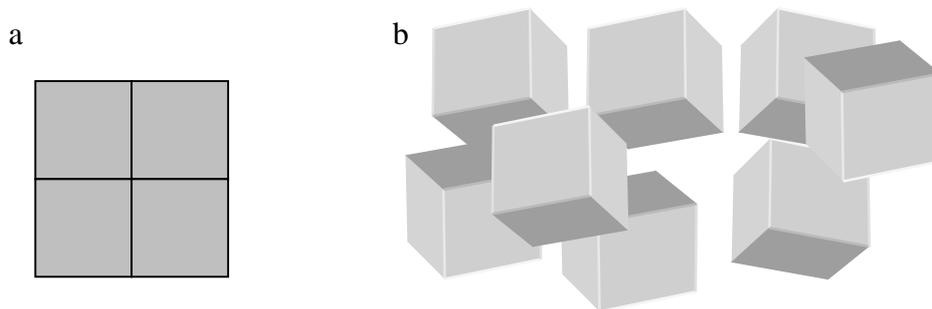
$$r' = k [1/3 \text{ H}_2\text{O}_2 \text{ semula} ] [1/3 \text{ H}^+ \text{ semula} ][1/3 \text{ Br}^- \text{ semula} ]$$

$$r' = k 1/27 r$$

Jadi peningkatan laju berkurangnya ion  $\text{Br}^-$  adalah  $1/27$  kali laju semula

**Pengaruh Luas Permukaan Pereaksi terhadap Laju Reaksi**

Pernahkah anda membandingkan kecepatan melarut antara serbuk gula yang halus dalam air dengan kecepatan melarut bongkahan gula dalam air ?, hasil pengamatan memperlihatkan bahwa kecepatan melarut serbuk gula dalam air lebih cepat dibandingkan kecepatan melarut bongkahan gula. Mengapa demikian Pada zat padat yang bereaksi adalah atom- atom atau molekul- molekul yang terdapat pada permukaannya, sedangkan atom atau molekul yang terdapat pada bagian sebelah dalam tertutup dari luar, sehingga tidak bisa bereaksi. Banyaknya ‘muka’ yang berada dibagian sebelah luar disebut sebagai luas permukaan. Makin luas permukaan zat pereaksi, maka peluang untuk bereaksi akan makin besar sehingga laju reaksinya juga akan makin cepat. Untuk jelasnya perhatikan ilustrasi berikut ini



Gambar. 3.2. Ilustrasi luas permukaan pereaksi

Perhatikan gambar a, jika molekul tersebut mempunyai rusuk berukuran 2 cm maka setiap molekul akan mempunyai luas permukaan  $24 \text{ cm}^2$ . Bila kristal besar tersebut dipecah 8 bagian seperti gambar b, rusuknya menjadi 1 cm, sehingga luas permukaannya menjadi  $48 \text{ cm}^2$ . Maka permukaan gambar b akan lebih luas daripada permukaan gambar a, dan peluang untuk bereaksi pada gambar b menjadi lebih besar dari pada gambar a. Maka dapat dikatakan bahwa makin luas permukaannya, akan makin cepat laju reaksinya.

#### Contoh soal

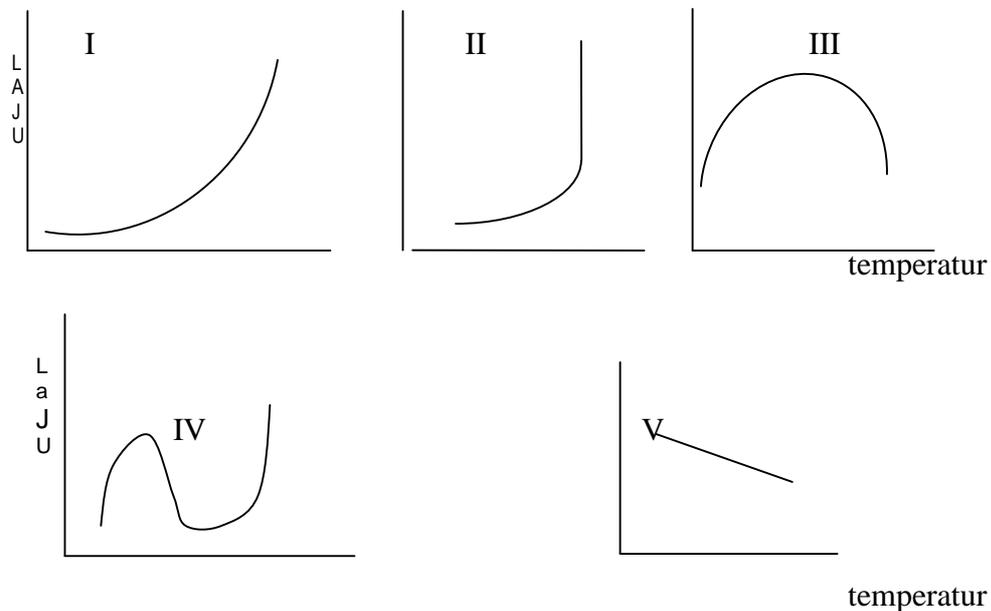
Jelaskan laju reaksi mana yang lebih cepat antara reaksi antara serbuk seng dengan asam sulfat atau antara lembaran seng dengan asam sulfat!

#### Jawaban soal

Luas permukaan serbuk seng lebih besar dibandingkan lembaran seng untuk massa yang sama, sehingga laju reaksi antara serbuk seng dengan asam sulfat lebih cepat dibandingkan reaksi antara serbuk seng dengan asam sulfat.

### **Pengaruh Temperatur terhadap Laju Reaksi**

Laju reaksi merupakan fungsi dari tetapan laju reaksi, sedangkan tetapan laju reaksi bergantung terhadap temperatur, hubungan ini dijelaskan melalui persamaan Arrhenius. Pengamatan pada ketergantungan laju reaksi terhadap temperatur sangat bervariasi seperti yang digambarkan pada gambar 3.3 :

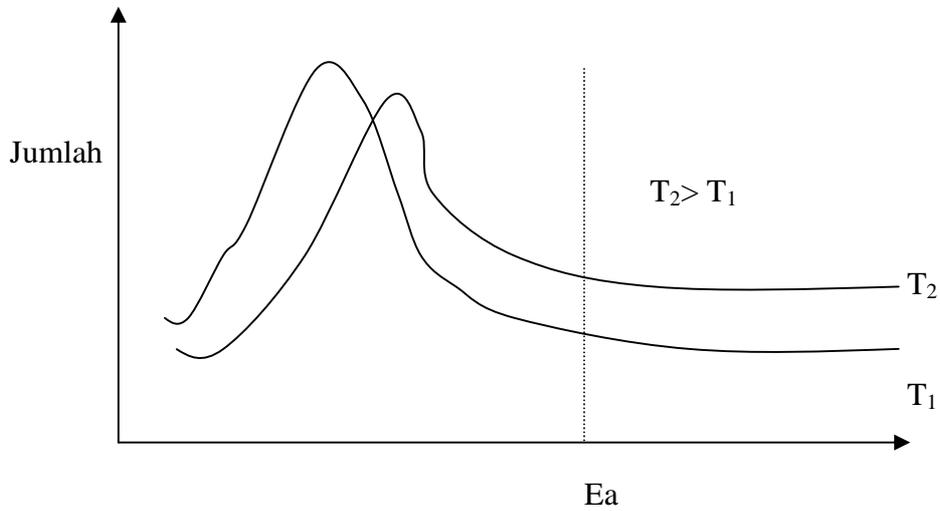


Gambar 3.3 Hubungan antara Laju reaksi dan temperatur

Kasus I disebut sebagai ketergantungan temperatur Arrhenius, peningkatan temperatur sistem akan diikuti peningkatan laju reaksi. Biasanya kenaikan temperatur setiap  $10^\circ$  akan meningkatkan laju reaksi sebanyak dua atau tiga kali. Kasus II terjadi pada suatu reaksi ledakan, laju reaksi tiba-tiba meningkat pada temperatur tertentu, contohnya pada reaksi oksidasi hidrokarbon. Sedangkan kasus III sangat umum dijumpai pada reaksi katalitik, contohnya pada katalis hidrogenasi dan reaksi enzimatik. Kasus IV dapat diamati pada reaksi oksidasi karbon, laju reaksi meningkat seiring dengan peningkatan temperatur sampai temperatur tertentu, setelah itu laju reaksi akan menurun dan naik kembali dan diikuti reaksi ledakan. Kasus V dapat dijumpai pada reaksi antara nitrogen oksida dengan oksigen. Kasus II dan V sering disebut dengan anti Arrhenius.

Mengapa makin tinggi temperatur, dapat meningkatkan laju reaksi? Hal ini disebabkan peningkatan temperatur akan mempertinggi gerakan molekul. Semakin banyak molekul yang bergerak dengan kecepatan rata-rata tinggi akan memperbesar peluang terjadinya tumbukan efektif, yaitu tumbukan yang mencapai energi pengaktifan, sehingga laju reaksi akan meningkat. Gambar 3.4 menggambarkan hubungan antara distribusi energi kinetik molekul pada dua temperatur yang berbeda. Nampak bahwa jumlah molekul yang mencapai energi

pengaktifan ( $E_a$ ) pada kondisi  $T_2$  lebih besar dibandingkan dengan pada temperatur  $T_1$ .



Gambar 3.4 Distribusi energi kinetik Molekul pada dua temperatur yang berbeda

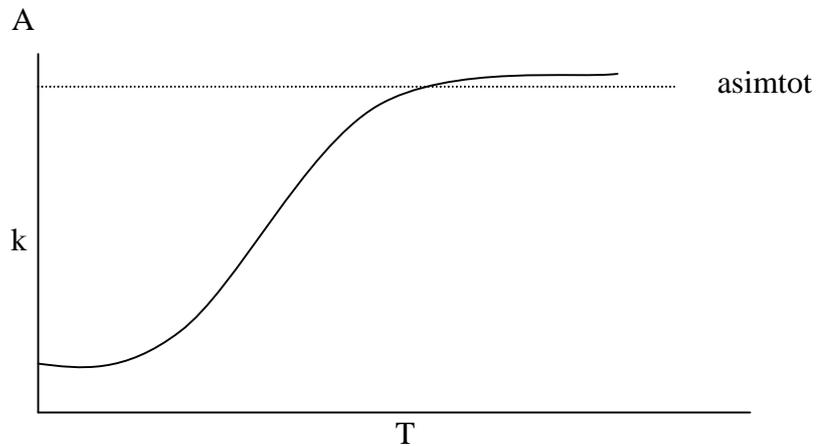
### 3.6 Hubungan antara tetapan laju reaksi dengan temperatur

Ketergantungan tetapan laju reaksi ( $k$ ) pada temperatur dinyatakan sebagai persamaan Arrhenius

$$\ln k / dT = E_a / RT^2 \dots\dots\dots(4.10)$$

$$\text{atau } k = A e^{-E_a/RT}$$

$E_a$  merupakan Energi Aktivasi Arrhenius, hubungan tersebut dapat digambarkan seperti kurva pada gambar 3.5

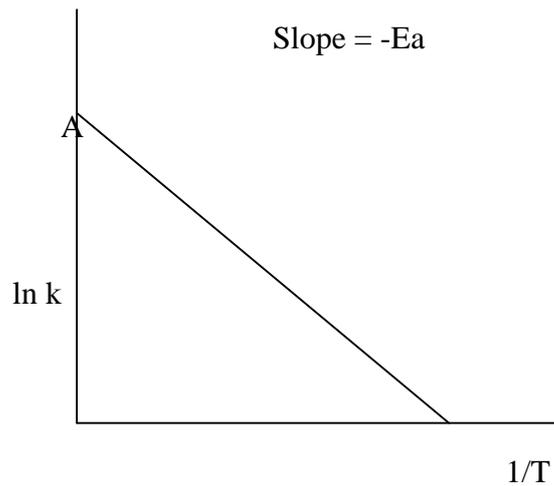


Gambar 3.5 Ketergantungan tetapan laju reaksi terhadap temperatur Arrhenius

Jika persamaan (3.10) kita integrasi kan , maka didapat persamaan (3.11)

$$\ln k = -Ea/ RT + \text{konstanta (A)} \dots\dots\dots(3.12)$$

dan jika persamaan (6) dibuat grafik, maka akan didapatkan grafik seperti pada gambar 3.7



Gambar 3.7. Grafik hubungan antara tetapan laju dan suhu

#### Contoh soal

1. Setiap kenaikan temperatur 20 °C laju reaksi menjadi 2 kali lebih cepat dari semula. Jika pada temperatur 20 °C reaksi berlangsung dalam waktu 6 menit, berapa menitkah reaksi berlangsung pada temperatur 60 °C.
2. Diketahui pada reaksi penguraian asam etanoat mempunyai harga tetapan laju reaksi .  $k_1 = 2,46 \times 10^{-5}$  pada 273 K dan  $k_2 = 163 \times 10^{-5}$  pada 303 K, tentukan harga energi pengaktifan reaksi penguraian asam ini.  $R$  (tetapan gas umum) = 1,987 kalori  $K^{-1}mol^{-1}$

#### Jawab contoh soal :

1. Dari tempertur 20 °C sampai 60 °C terjadi peningkatan temperatur (60-20) °C = 40 °C atau 2 kali 20 °C, sehingga reaksi pada 60 °C akan berlangsung selama  $(1/2)^2 \times 6$  menit atau 1,5 menit.

2. Hubungan antara tetapan laju reaksi dan energi aktivasi adalah :

$$\ln k = -E_a / RT + A$$

$$\text{Maka : } \ln 2,46 \times 10^{-5} = -E_a / 1,987. 273 + A \quad (1)$$

$$\ln 163 \times 10^{-5} = -E_a / 1,987. 303 + A \quad (2)$$

jika (1) dikurangi (2) maka hasilnya adalah :  $-4.193 = -1,79 \cdot 10^{-4} E_a$

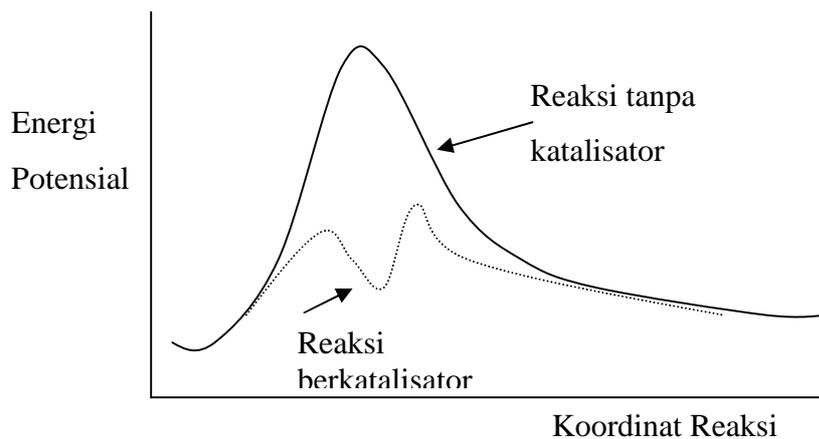
maka  $E_a = 23424$  kalori.

### 3.7 Pengaruh Katalisator Terhadap Laju Reaksi

Peningkatan produk hasil reaksi yang dilakukan melalui peningkatan temperatur, kadang- kadang tidak efektif, karena mungkin saja hasil yang diharapkan tidak stabil pada temperatur tinggi. Beberapa penemuan pada awal abad 19 menunjukkan ada sejumlah reaksi yang kecepatan reaksinya dipengaruhi oleh adanya substansi yang tidak mengalami perubahan sampai akhir proses, contohnya konversi pati menjadi gula yang dipengaruhi oleh asam, atau dekomposisi amoniak dan alkohol dengan adanya logam platinum Substansi tersebut oleh Berzelius ( 1836) disebut sebagai katalisator.

Oswald (1902) mendefinisikan katalis sebagai suatu substansi yang mengubah laju suatu reaksi kimia tanpa terdapat sebagai produk akhir reaksi. Walaupun menurut definisi jumlah katalisator tidak berubah pada akhir reaksi, tetapi tidak berlaku anggapan bahwa katalisator tidak mengawali jalannya reaksi selama reaksi berlangsung. Katalisator akan mengawali penggabungan senyawa kimia, akan terbentuk suatu kompleks antara substansi tersebut dengan katalisator. Kompleksnya yang terbentuk hanya merupakan bentuk hasil antara yang akan terurai kembali menjadi produk reaksi dan molekul katalisator.

Katalisator tidak mengalami perubahan pada akhir reaksi, karena itu tidak memberikan energi ke dalam sistem, tetapi katalis akan memberikan mekanisme reaksi alternatif dengan energi pengaktifan yang lebih rendah dibandingkan dengan reaksi tanpa katalis, sehingga adanya katalis akan meningkatkan laju reaksi. Gambar 4.8. memperlihatkan diagram profil energi dari reaksi tanpa dan dengan katalis. Entalpi reaksi kedua jenis mekanisme tersebut tidaklah berbeda karena keadaan awal dan keadaan akhir reaksi dengan atau tanpa katalis adalah sama.

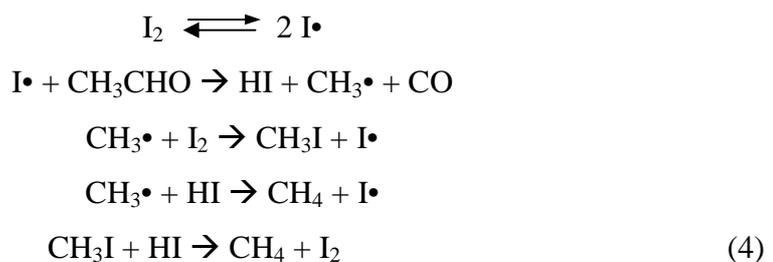


Gambar 3.8. Diagram Profil Energi dari Reaksi tanpa dan dengan Katalisator

Sebagai contoh energi pengaktifan dari reaksi dekomposisi termal aset aldehyd :



adalah 209,2 kJ / mol, tetapi dengan menambahkan I<sub>2</sub> sebagai katalis akan menurunkan energi pengaktifan menjadi 135,98 kJ/Mol. Mekanisme reaksi alternatif dengan penambahan I<sub>2</sub> ke dalam sistem reaksi adalah terbentuknya senyawa antara CH<sub>3</sub>I dan HI, yang pada akhirnya akan berubah menjadi produk CH<sub>4</sub> dan I<sub>2</sub> kembali. Mekanisme reaksi ini secara lengkap adalah :



Berdasarkan jumlah fasa yang terlibat, proses katalitik dapat dibedakan mejadi katalisator homogen dan katalisator heterogen. **Katalisator Homogen** jika katalisator yang digunakan berfasa sama dengan fasa zat pereaksi, dan disebut **Katalisator Heterogen** bila reaksi dikatalisis oleh katalisator yang mempunyai fasa berbeda dengan zat pereaksi. Contoh katalis homogen yang banyak digunakan adalah katalisator asam- basa dan katalisator biologis (enzim) dalam

reaksi enzimatik. Sedangkan katalisator heterogen banyak digunakan pada reaksi-reaksi permukaan seperti adsorpsi, atau penggunaan logam sebagai katalisator.

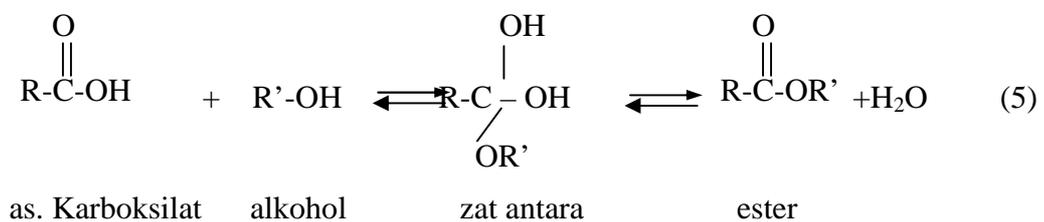
Laju reaksi menggunakan katalisator bergantung pada aktivitas katalitiknya, makin tinggi aktivitas katalitiknya, maka laju reaksinya makin cepat. Ada lima jenis aktivitas katalitik yang dikenal, yaitu:

- a. aktivitasnya bergantung pada konsentrasi dan luas permukaan katalisator
- b. aktivitasnya hanya spesifik untuk katalisator tertentu
- c. aktivitasnya bergantung pada bentuk geometri atau orientasi permukaan katalisator
- d. aktivitasnya memerlukan promotor tertentu, promotor adalah zat yang berfungsi untuk mengaktifkan kerja katalitik dari katalisator.
- e. aktivitasnya berlangsung baik jika tidak ada inhibitor, inhibitor adalah zat yang menghambat kerja katalisator.

Logam- logam transisi periode pertama dari V sampai Zn umumnya merupakan katalisator bagi reaksi kimia.

### 3.8 Mekanisme Reaksi

Mekanisme reaksi adalah serangkaian tahapan reaksi yang terjadi secara berurutan selama proses reaksi pembentukan produk. Beberapa reaksi berlangsung melalui pembentukan zat antara, sebelum akhirnya diperoleh produk akhir. Sebagai contoh adalah reaksi esterifikasi antara asam karboksilat dan alkohol.



Sebelum membentuk ester, asam karboksilat dan alkohol membentuk zat antara. Mekanisme reaksi yang mungkin terjadi adalah sesuai dengan pengamatan eksperimen. Setiap tahap dalam mekanisme reaksi mempunyai laju yang berbeda-

beda, tahap reaksi yang mempunyai laju paling lambat merupakan penentu laju reaksi.

### 3.9 Teori Laju Reaksi

Ada 2 teori yang dapat digunakan untuk menjelaskan laju reaksi yaitu teori tumbukan dan teori keadaan transisi.

#### Teori Tumbukan

Asumsi dasar yang harus diambil dalam membahas teori laju reaksi adalah bahwa partikel pereaksi harus bertemu (berinteraksi) dan reaksi hanya akan terjadi jika pereaksi itu mempunyai energi minimum tertentu. Energi minimum tertentu sering disebut dengan *energi penghalang*. Jika partikel pereaksi yang bertumbukan tidak memiliki energi melebihi energi penghalang, maka setelah bertumbukan partikel akan terpisah kembali. Tumbukan yang menghasilkan reaksi sering dikatakan sebagai tumbukan reaktif. Karena ada tumbukan, maka minimal harus ada 2 partikel.

Secara prinsip laju reaksi akan sebanding dengan dengan jumlah tumbukan reaktif antara partikel- partikel pereaksi per satuan waktu per satuan volume. Menggunakan prinsip ini faktor praekponensial dapat didekati melalui perhitungan *frekuensi tumbukan*, yakni jumlah tumbukan persatuan waktu persatuan volume dalam suatu sistem reaksi.

#### Teori Kompleks Teraktivasi

Teori tumbukan yang telah dibahas dalam kegiatan belajar terdahulu dapat digunakan untuk menghitung tetapan laju reaksi secara teoritis, namun teori ini mempunyai kelemahan terutama untuk molekul yang kompleks, karena hasil perhitungan teoritis menyimpang dari hasil pengamatan. Oleh sebab itu dikembangkan teori baru yaitu teori kompleks teraktivasi untuk memodifikasi kekurangan teori tumbukan tersebut.

Anggapan yang paling mendasar dari teori ini adalah bahwa dalam suatu reaksi sebelum pereaksi berubah menjadi produk pereaksi akan melalui tahap suatu keadaan transisi dimana keadaan transisi ini bukan merupakan hasil antara. Keadaan transisi ini dicapai setelah pereaksi memiliki sejumlah energi tertentu

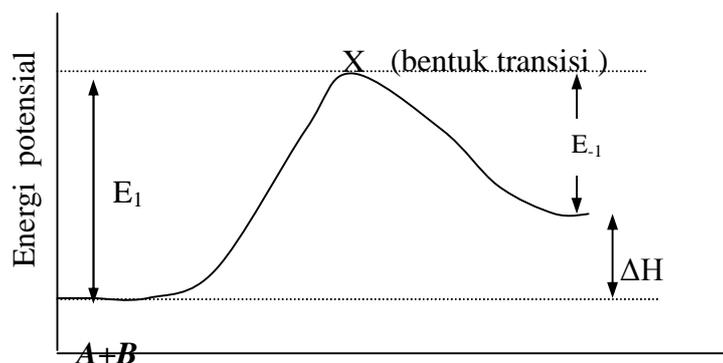
yang disebut sebagai energi aktivasi. Pada keadaan transisi, pereaksi akan berada sebagai kompleks teraktivasi, yang kemudian akan berubah menjadi produk. Perubahan pereaksi menjadi produk hanya tergantung pada dapat tidaknya pereaksi mencapai keadaan transisi. Jadi dapat dikatakan bahwa keadaan transisi tergantung pada keberhasilan pereaksi melampaui energi penghalang reaksi yang besarnya sama dengan besar energi aktivasi.

Asumsi berikutnya yang berlaku dalam Teori Kompleks Teraktivasi adalah terjadinya kesetimbangan antara pereaksi dengan kompleks teraktivasi. Secara skematis kedua asumsi ini dapat dituliskan seperti reaksi



X adalah kompleks teraktivasi.

Secara skematis perubahan energi potensial suatu pereaksi hingga menjadi produk dapat digambarkan seperti gambar 3.3. Sumbu horisontal memperlihatkan jalannya peristiwa tumbukan bimolekul dalam reaksi fase gas, yang disebut sebagai koordinat reaksi. Pada awalnya hanya terdapat pereaksi A dan B, saat dimulai A dan B saling mendekat dan akhirnya bersentuhan, maka energi potensial naik sampai maksimum, kumpulan atom yang berada pada daerah maksimum (X) disebut sebagai kompleks teraktifkan. Kemudian energi potensial akan menurun pada saat atom tersusun ulang, yaitu membentuk produk. Energi pengaktifan  $E_1$  merupakan energi perubahan  $A+B \rightarrow$  produk, sedangkan  $E_{-1}$  merupakan energi pengaktifan untuk reaksi sebaliknya. Selisih energi antara  $E_1$  dan  $E_{-1}$  merupakan entalpi reaksi antara A dan B menjadi produk.



Gambar 3.3. Hubungan antara energi potensial dan reaksi

### 3.10 LATIHAN SOAL

Kerjakan soal latihan berikut sehingga anda dapat memahami penjelasan materi yang telah diberikan

1. Secara umum dapat dikatakan laju reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi pereaksi.
  - a. Jelaskan apa yang dimaksud dengan pernyataan di atas !
  - b. Berikan contoh dan penjelasan matematis pernyataan tersebut!
2. Jika diketahui reaksi :
 
$$A_2 + B \rightarrow \text{hasil}$$
 dan persamaan lajunya sebanding dengan  $r = k [A_2] [B]^2$ 
  - a. Berapakah orde reaksinya terhadap komponen A, dan orde reaksinya terhadap komponen B
  - b. Bila konsentrasi zat  $A_2$  ditingkatkan 3 kali, berapa kalikah meningkat laju reaksi pengurangan terhadap zat B?
  - c. Bila dalam larutan semula ditambahkan pelarutnya sehingga volume larutan menjadi 2 kali semula, berapa kalikah laju pengurangan zat B sekarang ?
3. Jelaskan dengan contoh bahwa luas permukaan mempengaruhi laju reaksi , makin luas permukaannya, makin cepat laju reaksinya !
4. a. Laju reaksi makin meningkat dengan meningkatnya temperatur, bagaimana komentar anda terhadap pernyataan tersebut?  
 b. Bagaimanakah hubungan antara laju reaksi dengan peningkatan temperatur untuk reaksi oksidasi hidrokarbon?

### JAWABAN LATIHAN SOAL

1. Baca kembali halaman 28
2. a. Hukum lajunya  $v = k [A_2] [B]^2$  maka  
 orde reaksi terhadap komponen A adalah 1 dan orde reaksi terhadap komponen B adalah 2  
 b. laju pengurangan meningkat 8 kali  
 c. laju pengurangan meningkat 1/8 kali
3. Baca kembali halaman 31

4. Baca kembali halaman 33

### 3.11 RANGKUMAN

Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju pengurangan pereaksi atau penambahan produk untuk satuan waktu. Hukum laju sebanding dengan konsentrasi komponen pereaksi yang menentukan laju reaksi. Sedangkan orde reaksi menyatakan tingkat reaksi yaitu pangkat konsentrasi yang menentukan laju reaksi.

Laju reaksi dipengaruhi oleh banyak faktor, diantaranya konsentrasi pereaksi, luas permukaan pereaksi dan temperatur reaksi dan katalisator. Pada umumnya makin besar konsentrasi pereaksi, akan makin besar pula laju reaksi, demikian pula halnya dengan luas permukaan pereaksi, makin besar luas permukaan zat pereaksi makin cepat pula laju reaksi berlangsung. Ukuran partikel berbanding lurus dengan luas permukaan, makin halus ukuran partikelnya, makin luas permukaan zat tersebut. Meningkatnya konsentrasi maupun luas permukaan zat pereaksi akan menyebabkan peningkatan frekuensi tumbukan efektif (tumbukan yang mencapai energi pengaktifan) yang dapat menghasilkan reaksi, sehingga laju reaksi akan meningkat. Besarnya peningkatan laju reaksi terhadap bertambahnya konsentrasi zat pereaksi bergantung pada orde reaksi pereaksi tersebut.

Peningkatan laju reaksi akibat meningkatnya temperatur dapat dijelaskan dengan adanya peningkatan frekuensi tumbukan efektif yang menghasilkan reaksi. Oksidasi senyawa nitrogen oksida merupakan contoh peningkatan temperatur akan menurunkan laju reaksi, namun secara umum setiap peningkatan 20 °C akan meningkatkan laju reaksi dua atau tiga kali semula.

Ketergantungan laju reaksi terhadap suhu tergambar melalui ketergantungan tetapan laju ( $k$ ) terhadap suhu ( $T$ ). makin tinggi suhu, harga  $k$  makin besar. Hubungan ini dinyatakan dalam persamaan Arrhenius  $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$ . Faktor  $A$  disebut sebagai faktor praeksponensial atau faktor frekuensi, sedangkan faktor  $e^{-E_a/RT}$  menggambarkan fraksi molekul pereaksi yang memiliki energi yang cukup ( $E_a$ ) untuk melangsungkan reaksi. Energi minimal yang dibutuhkan oleh molekul untuk bereaksi disebut energi pengaktifan.

Teori tumbukan berasumsi bahwa laju reaksi sebanding dengan frekuensi tumbukan, yang identik dengan faktor praeksponensial. Molekul- molekul pereaksi dianggap bersimetri bola, sehingga semua tumbukan dengan energi cukup dianggap sebagai tumbukan efektif, tumbukan yang menghasilkan reaksi

Teori kompleks teraktivasi merupakan bentuk koreksi kelemahan pada teori tumbukan, sehingga perhitungan tetapan laju reaksi secara teoritis lebih mendekati pada kenyataan atau harga yang diperoleh dari eksperimen. Ada dua anggapan dasar yang diambil pada teori ini yaitu pereaksi berubah menjadi suatu produk dalam keadaan transisi yang dikenal sebagai bentuk kompleks teraktivasi. Sebagai anggapan dasar kedua adalah keadaan transisi dan produk berada dalam keadaan kesetimbangan.

### 3.12 TES FORMATIF

Untuk menguji pemahaman anda, kerjakanlah soal- soal formatif berikut ini.

Pilihlah satu jawaban yang benar diantara pilihan- pilihan jawaban yang tersedia dalam tiap soal berikut ini:

- Reaksi dekomposisi gas nitrogen dioksida ( $\text{NO}_2$ ) menjadi gas nitrogen oksida dan gas oksigen merupakan reaksi orde dua. Bila laju reaksi pada konsentrasi  $[\text{NO}_2] = 0,02 \text{ M}$  adalah  $1,6 \times 10^{-5} \text{ Ms}^{-1}$ , berapakah laju reaksi bila  $[\text{NO}_2]$  berkurang menjadi  $0,01 \text{ M}$ ?
  - $8 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$
  - $4 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$
  - $2 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$
  - $1 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$
- Reaksi  $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$  mempunyai persamaan laju reaksi  $r = k[\text{A}]$ , pada konsentrasi awal  $[\text{A}] = 0,04 \text{ M}$ , laju reaksinya adalah  $1,02 \times 10^{-9} \text{ Ms}^{-1}$ . bila volume larutan dibesarkan menjadi 2 kali volume semula, maka laju reaksinya menjadi :
  - $2,04 \times 10^{-9} \text{ Ms}^{-1}$
  - $1,02 \times 10^{-9} \text{ Ms}^{-1}$
  - $5,6 \times 10^{-10} \text{ Ms}^{-1}$
  - $2,8 \times 10^{-10} \text{ Ms}^{-1}$

3. Dekomposisi gas HI pada 716K mengikuti reaksi  $2 \text{HI (g)} \rightarrow \text{H}_2 \text{(g)} + \text{I}_2 \text{(g)}$  mempunyai data eksperimental berikut :

| <i>Konsentrasi [HI] M awal</i> | <i>Laju reaksi M/min</i> |
|--------------------------------|--------------------------|
| $1,0 \times 10^{-3}$           | $3,0 \times 10^{-5}$     |
| $2,0 \times 10^{-3}$           | $1,2 \times 10^{-4}$     |
| $3,0 \times 10^{-3}$           | $2,7 \times 10^{-4}$     |

*Orde reaksi ini adalah*

- A Nol  
 B Satu  
 C Dua  
 D Tiga
4. Dari hasil perobaan reaksi  $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$ , mempunyai persamaan laju reaksi  $v = k [\text{A}] [\text{B}]^2$ . Pada konsentrasi awal  $[\text{A}] = 0,1 \text{ M}$  dan  $[\text{B}] = 0,1 \text{ M}$ , reaksi berlangsung 96 detik. Maka jika percobaan dilakukan pada konsentrasi awal  $[\text{A}] = 0,3 \text{ M}$  dan konsentrasi awal  $[\text{B}] = 0,2 \text{ M}$ , reaksi akan berlangsung dalam
- A 576 detik  
 B 384 detik  
 C 24 detik  
 D 6 detik
5. Selembar seng berukuran  $10 \times 5 \times 0,1 \text{ cm}$  dipotong menjadi kepingan kecil berukuran  $1 \times 1 \times 1 \text{ mm}$ , maka luas permukaan keping seng kecil meningkat kurang lebih
- A 3000 kali  
 B 300 kali  
 C 30 kali  
 D 3 kali
6. Reaksi manakah yang berlangsung dengan laju paling cepat
- A  $\text{CaCO}_3$  serbuk dengan HCl 0,01 M  
 B  $\text{CaCO}_3$  butiran dengan HCl 0,01 M  
 C  $\text{CaCO}_3$  serbuk dengan HCl 0,02 M  
 D  $\text{CaCO}_3$  butiran dengan HCl 0,02 M

- 7 Suatu reaksi mempunyai laju reaksi 4 menit pada suhu 30°C. Jika setiap kenaikan 10 °C, laju reaksi meningkat 2 kali semula, berapa menitkah laju reaksi pada suhu 60 °C.
- A ½ menit  
 B 1 menit  
 C 16 menit  
 D 32 menit
- 8 Ketergantungan tetapan laju reaksi terhadap suhu diamati seperti data berikut
- |       |                   |                   |                   |                   |                   |
|-------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| T (K) | 200               | 300               | 400               | 500               | 600               |
| k     | $9 \cdot 10^{-4}$ | $8 \cdot 10^{-3}$ | $2 \cdot 10^{-3}$ | $7 \cdot 10^{-2}$ | $8 \cdot 10^{-1}$ |
- Jika  $R = 1,987 \text{ kal/Kmol}$ , maka besarnya energi aktivasi adalah :
- A 4871,92 kalori  
 B 3904,8 kalori  
 C 2451,9 kalori  
 D 1965,2 kalori
9. Diantara pernyataan mengenai katalisator yang **tidak benar** adalah :
- Kecepatan reaksi katalitik tidak bergantung konsentrasi katalisator  
 Bagi reaksi reversibel katalisator mempercepat baik reaksi maju maupun reaksi balik  
 Suatu reaksi yang pada kondisi tertentu berjalan tidak spontan akan menjadi spontan bila ditambahkan katalisator  
 Unsur transisi banyak digunakan sebagai katalisator
10. Pernyataan manakah berikut ini yang **tidak benar** :
- Teori tumbukan beranggapan reaksi dapat terjadi bila energi tumbukan telah melampaui energi penghalang  
 Pada teori tumbukan diasumsikan molekul berbentuk bola pejal dan bertumbukan secara sempurna  
 Teori kompleks teraktivasi beranggapan energi kompleks teraktivasi sangat rendah, atau kompleks teraktivasi sangat stabil.  
 Pada teori kompleks teraktivasi, semua pereaksi akan membentuk zat antara yaitu kompleks teraktivasi sebelum menghasilkan produk

Setelah anda mengerjakan Tes Formatif di atas, cocokkanlah jawaban anda dengan Jawaban Tes Formatif berikut ;

### JAWABAN TES FORMATIF

1. Diketahui :

Reaksi dekomposisi  $\text{NO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NO} (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$  merupakan reaksi orde 2

Pada konsentrasi  $[\text{NO}_2] = 0,02 \text{ M} \rightarrow$  laju reaksi  $r = 1,6 \times 10^{-5} \text{ Ms}^{-1}$

Konsentrasi  $[\text{NO}_2] = 0,01 \text{ M} \rightarrow$  artinya konsentrasi  $[\text{NO}_2]$  diperkecil  $\frac{1}{2}$  kali semula jadi laju reaksi diperkecil  $\frac{1}{2}^2$  kali atau  $\frac{1}{4}$  kali laju semula. Jadi laju reaksinya menjadi

$= \frac{1}{4} \times 1,6 \times 10^{-5} \text{ Ms}^{-1} = 0,4 \times 10^{-5} \text{ Ms}^{-1}$  atau  $4 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$ . Jawab yang benar B

2. Diketahui reaksi  $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$  , dan  $r = k$ ; artinya laju reaksi tidak bergantung pada konsentrasi pereaksi. Volume larutan dibesarkan 2 kali, artinya konsentrasi  $[\text{A}]$  diperkecil  $\frac{1}{2}$  kali semula. Karena laju reaksi tidak bergantung konsentrasi maka laju reaksi sekarang adalah tetap  $1,02 \times 10^{-9} \text{ Ms}^{-1}$ . Jawaban yang benar adalah B

3. Dekomposisi gas HI pada 716K mengikuti reaksi  $2 \text{HI} (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g})$  mempunyai data eksperimental :

Laju reaksi  $r = k [\text{HI}]^n$

| [HI] awal            | Laju reaksi          | Persamaan laju reaksi V                                   |
|----------------------|----------------------|---|
| $1,0 \times 10^{-3}$ | $3,0 \times 10^{-5}$ | $3,0 \times 10^{-5} = k. (1,0 \times 10^{-3})^n \dots(1)$ |
| $2,0 \times 10^{-3}$ | $1,2 \times 10^{-4}$ | $1,2 \times 10^{-4} = k.(2,0 \times 10^{-3})^n \dots(2)$  |
| $3,0 \times 10^{-3}$ | $2,7 \times 10^{-4}$ | $2,7 \times 10^{-4} = k. (3,0 \times 10^{-3})^n \dots(3)$ |

Dari (1) dan (2) didapat  $n = 2$ . Jadi jawab yang benar adalah C

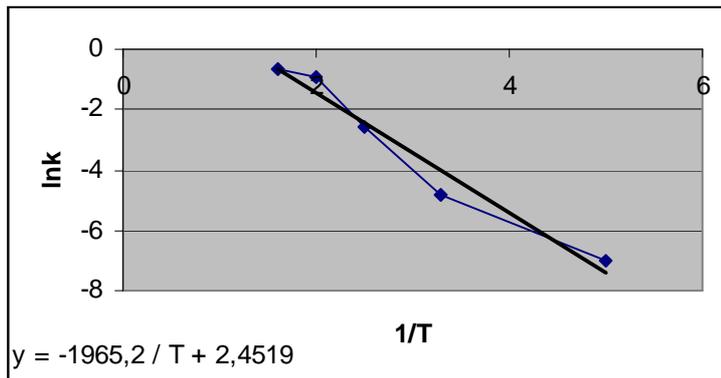
4.  $r = k [\text{A}] [\text{B}]^2$

Untuk  $[A] = 0,1 \text{ M}$  dan  $[B] = 0,1 \text{ M}$  maka  $r = 0,001 \text{ M}^3$ . Sedangkan untuk  $[A] = 0,3 \text{ M}$  dan  $[B] = 0,2 \text{ M}$ , maka  $r = 0,3 \times 0,04 = 0,012 \text{ M}^3$ . Reaksi pada kondisi kedua akan berlangsung 12 kali lebih cepat, atau dalam  $1/12 \times 96 \text{ detik} = 6 \text{ detik}$ . Jawaban D benar.

5. Seng berukuran  $10 \times 5 \times 0,1 \text{ cm}$  dipotong menjadi kepingan kecil berukuran  $1 \times 1 \times 1 \text{ mm}$ , artinya untuk panjang dipotong menjadi 100, lebar dipotong menjadi 50, jadi jumlah potongan ada  $100 \times 50$  atau 5000 keping  
 Luas permukaan seng sebelum dipotong  $= 2(10 \times 5 + 10 \times 0,1 + 5 \times 0,1) = 103 \text{ cm}^2 = 10300 \text{ mm}^2$ . Luas permukaan setelah dipotong  $= 5000 \times 6 \times 1 \text{ mm}^2 = 30000 \text{ mm}^2$ . Jadi luas permukaan meningkat kurang lebih 3 kali. Jawaban D
6. Laju reaksi paling cepat adalah yang partikelnya berukuran lebih kecil, karena luas permukaannya lebih besar, dan konsentrasinya lebih besar. Jadi jawaban yang benar C
7. Laju suatu reaksi 4 menit pada suhu  $30^\circ\text{C}$ . Peningkatan suhu  $= 60^\circ\text{C} - 30^\circ\text{C} = 30^\circ\text{C}$  atau  $3 \times 10^\circ\text{C}$ . Setiap  $10^\circ\text{C}$  laju reaksi meningkat 2 kali, jadi untuk  $30^\circ\text{C} = 2^3$  atau 8 kali. Jadi laju reaksi pada  $60^\circ\text{C} = 1/8 \times 4 \text{ menit} = 1/2 \text{ menit}$ . Jawaban yang benar A
8.  $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$  atau  $\ln k = \ln A - E_a/RT$  dari data dibuat grafik antara  $\ln k$  vs  $1/T$ , slopenya akan berharga  $= -E_a/R$ , maka harga  $E_a = \text{slope} \times 1,987 \text{ kal}$ .

|      |                   |                     |                     |                   |                     |
|------|-------------------|---------------------|---------------------|-------------------|---------------------|
| T    | 200               | 300                 | 400                 | 500               | 600                 |
| k    | $9 \cdot 10^{-4}$ | $8 \cdot 10^{-3}$   | $7 \cdot 10^{-2}$   | $4 \cdot 10^{-1}$ | $5 \cdot 10^{-1}$   |
| 1/T  | $5 \cdot 10^{-3}$ | $3,3 \cdot 10^{-3}$ | $2,5 \cdot 10^{-3}$ | $2 \cdot 10^{-3}$ | $1,6 \cdot 10^{-3}$ |
| ln k | -7,01             | -4,82               | -2,6                | -0,92             | -0,69               |

Grafik yang diperoleh adalah sebagai berikut:



Jadi Energi aktivasi  $E_a = 1965,2 \times 1,987 = 3904,85$  kal. Jawaban benar B

9. Pernyataan yang tidak benar adalah B, karena katalisator bersifat spesifik untuk setiap reaksi.
10. Jawaban benar adalah C. Kompleks teraktivasi memiliki energi sangat tinggi, sehingga tidak stabil dan segera membentuk produk.

## DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, PW. 1994, *Physical Chemistry*, 5<sup>th</sup>.ed. Oxford : Oxford University Press
- Arthur A. Frost dan RG. Pearson, 1961. *Kinetics and Mechanism*, 2<sup>nd</sup> ed. New York : John Willey and Sons Inc
- Crys Fajar P, Heru P, dkk, 2003, *Kimia dasar 2*, Yogyakarta : IMSTEP UNY
- E.M. McCash, (2001). *Surface Chemistry* . Oxford University Press, Oxford
- Endang W Laksono, Isana SYL, 2003, *Kimia Fisika III*, Jakarta : Universitas Terbuka
- Hiskia Achmad, 1992, *Wujud Zat dan Keseimbangan Kimia*. Bandung: Citra Aditya Bakti
- Hiskia Achmad, 1996, *Kimia Larutan*. Bandung, Citra Aditya Bakti
- KH Sugiyarto, 2000, *Kimia Anorganik I*, Yogyakarta : FMIPA UNY
- Laidler, KJ. 1980. *Chemical Kinetics*, 2<sup>nd</sup> ed. New Delhi : Tata Mc. Graw-Hill Pub. Co
- M. Fogiel, 1992, *The Essentials of Physical Chemistry II*, Nex Jersey : Research and Education Association
- Shriver, DF, Atkins PW, Langford CH, 1990, *Inorganic Chemistry*, Oxford : Oxford University Press