

KIMIA DASAR

HENY EKAWATI HARYONO, M.Pd.



KIMIA DASAR

UU No 28 tahun 2014 tentang Hak Cipta

Fungsi dan sifat hak cipta Pasal 4

Hak Cipta sebagaimana dimaksud dalam Pasal 3 huruf a merupakan hak eksklusif yang terdiri atas hak moral dan hak ekonomi.

Pembatasan Pelindungan Pasal 26

Ketentuan sebagaimana dimaksud dalam Pasal 23, Pasal 24, dan Pasal 25 tidak berlaku terhadap:

- i. penggunaan kutipan singkat Ciptaan dan/atau produk Hak Terkait untuk pelaporan peristiwa aktual yang ditujukan hanya untuk keperluan penyediaan informasi aktual;
- ii. Penggandaan Ciptaan dan/atau produk Hak Terkait hanya untuk kepentingan penelitian ilmu pengetahuan;
- iii. Penggandaan Ciptaan dan/atau produk Hak Terkait hanya untuk keperluan pengajaran, kecuali pertunjukan dan Fonogram yang telah dilakukan Pengumuman sebagai bahan ajar; dan
- iv. penggunaan untuk kepentingan pendidikan dan pengembangan ilmu pengetahuan yang memungkinkan suatu Ciptaan dan/atau produk Hak Terkait dapat digunakan tanpa izin Pelaku Pertunjukan, Produser Fonogram, atau Lembaga Penyiaran.

Sanksi Pelanggaran Pasal 113

1. Setiap Orang yang dengan tanpa hak melakukan pelanggaran hak ekonomi sebagaimana dimaksud dalam Pasal 9 ayat (1) huruf i untuk Penggunaan Secara Komersial dipidana dengan pidana penjara paling lama 1 (satu) tahun dan/atau pidana denda paling banyak Rp100.000.000 (seratus juta rupiah).
2. Setiap Orang yang dengan tanpa hak dan/atau tanpa izin Pencipta atau pemegang Hak Cipta melakukan pelanggaran hak ekonomi Pencipta sebagaimana dimaksud dalam Pasal 9 ayat (1) huruf c, huruf d, huruf f, dan/atau huruf h untuk Penggunaan Secara Komersial dipidana dengan pidana penjara paling lama 3 (tiga) tahun dan/atau pidana denda paling banyak Rp500.000.000,00 (lima ratus juta rupiah).

KIMIA DASAR

Heny Ekawati Haryono, M.Pd.



KIMIA DASAR

Heny Ekawati Haryono

Desain Cover :
Dwi Novidiantoko

Sumber :
Penulis

Tata Letak :
Haris Ari Susanto

Proofreader :
Haris Ari Susanto

Ukuran :
xii, 142 hlm, Uk: 15.5x23 cm

ISBN :
978-623-209-951-7

Cetakan Pertama :
Agustus 2019

Hak Cipta 2019, Pada Penulis

Isi diluar tanggung jawab percetakan

Copyright © 2019 by Deepublish Publisher
All Right Reserved

Hak cipta dilindungi undang-undang
Dilarang keras menerjemahkan, memfotokopi, atau
memperbanyak sebagian atau seluruh isi buku ini
tanpa izin tertulis dari Penerbit.

PENERBIT DEEPUBLISH
(Grup Penerbitan CV BUDI UTAMA)

Anggota IKAPI (076/DIY/2012)

Jl.Rajawali, G. Elang 6, No 3, Drono, Sardonoharjo, Ngaglik, Sleman

Jl.Kaliurang Km.9,3 – Yogyakarta 55581

Telp/Faks: (0274) 4533427

Website: www.deepublish.co.id

www.penerbitdeepublish.com

E-mail: cs@deepublish.co.id

KATA PENGANTAR

Puji syukur kehadiran Tuhan YME yang telah melimpahkan anugerah kesemestaan dan kesenjangan ilmu pengetahuan. Pada penerbitan buku ini, penulis melakukan beragam penelitian dan uji coba ilmiah melalui sejumlah titik permasalahan yang sekiranya perlu digunakan sebagai pertimbangan kelimuan. Buku seri Kimia ini adalah semacam pecikan kecil dari pengembangan penelitian sebelumnya. Tidak dapat dipungkiri bahwa penelitian ini memiliki beberapa kelemahan yang teknis karena kesemestaan ilmu sains sungguh luas.

Maka dari itu, penulis berharap saran dan kritik yang membangun dari pembaca maupun penikmat ilmu sains (kimia) dikarenakan pemikiran dalam buku ini membutuhkan segenap ide maupun gagasan baru yang mungkin lebih akurat dan bermanfaat dari segi berbagai sudut pandang. Hal tersebut dirasa perlu oleh penulis karena akurasi penulisan tentang ilmu sains (kimia) ini memerlukan uji coba teknis yang mapan dan teruji. Jika tidak demikian, maka akurasi hasil riset dan perhitungan dapat bergeser tidak sesuai dengan ukuran yang diinginkan.

Penulisan buku ini tentunya tidak terlepas dari beberapa kekurangan teknis yang fundamental. Penulis membutuhkan saran dan kritik menarik bermanfaat bagi pembaca yang budiman. Penulis berharap buku ini dapat bermanfaat bagi kalangan akademisi yang berminat dalam bidang sains (kimia). Semoga bermanfaat salam sejahtera.

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	v
DAFTAR ISI.....	vi
DAFTAR GAMBAR.....	ix
DAFTAR TABEL	xii
BAB 1 KESETIMBANGAN KIMIA.....	1
1.1 Hukum Kesetimbangan Reaksi kimia.....	2
1.2 Tetapan Kesetimbangan.....	4
1.3 Termodinamika dan Kesetimbangan Kimia	6
1.4 Hubungan antara K_p dengan K_c	8
1.5 Kesetimbangan Heterogen	9
1.6 Perhitungan dalam Kesetimbangan	10
1.7 Faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan	15
BAB 2 WUJUD ZAT.....	18
2.1 Sifat Gas	18
2.2 Hukum Gas Ideal.....	19
2.3 Sifat Umum Gas, Cairan, dan Padatan	20
2.4 Padatan Kristal.....	23
2.5 Kisi dan Struktur Kristal	26
2.6 Jenis dan Sifat Kristal	30
2.7 Kurva Pemanasan dan Pendinginan Perubahan Wujud (Keadaan).....	33
2.8 Diagram Fase.....	36

BAB 3	SIFAT FISIK LARUTAN	40
3.1	Konsentrasi larutan.....	41
3.2	Proses Pembentukan Larutan.....	45
3.3	Hukum Raoult.....	46
3.4	Sifat Koligatif Larutan	49
BAB 4	TEORI ASAM DAN BASA	55
4.1	Teori Asam-Basa	55
4.2	Kesetimbangan Air (K_w) dan Konsep pH	59
4.3	Kesetimbangan Larutan Asam lemah dan Basa lemah	61
4.4	Asam-asam Poliprotik.....	62
4.5	Hidrolisis.....	63
4.6	Pengaruh Ion Senama.....	66
4.7	Larutan Buffer	67
4.8	Hasil Kali Kelarutan	69
4.9	Indikator pH.....	70
4.10	Reaksi Penetralan dan Kurva Titrasi	71
BAB 5	KOLOID	75
5.1	Sistem Dispersi	75
5.2	Penggolongan Koloid	75
5.3	Pembuatan Koloid	76
5.4	Pemurnian Koloid.....	78
5.5	Beberapa Sifat Koloid	79
5.6	Macam Koloid	83
5.7	Penggunaan Koloid	84
BAB 6	LAJU REAKSI.....	88
6.1	Pengertian Laju Reaksi	89
6.2	Hukum Laju Reaksi Kimia.....	90
6.3	Pengaruh Suhu.....	96

6.4	Energi Pengaktifan (E_a)	97
6.5	Teori Tumbukan	99
6.6	Mekanisme Reaksi	99
6.7	Katalis.....	101
BAB 7	ELEKTROKIMIA.....	105
7.1	Konsep Redoks.....	105
7.2	Penyetaraan Redoks	106
7.3	Sel Elektrokimia	108
7.4	Potensial Elektroda Standar	111
7.5	Manfaat Potensial Elektroda	113
7.6	DGL sel dan persamaan Nernst	115
7.7	Sel Volta	118
7.8	Aturan Anti Arah Jarum Jam (A2J2) dan ABCD	119
7.9	Elektolisis.....	120
7.10	Elektrolisis dan aspek kuantitatif	122
7.11	Korosi	124
BAB 8	KIMIA INTI.....	126
8.1	Partikel penyusunan inti atom.....	127
8.2	Inti Mantap	128
	DAFTAR PUSTAKA.....	131
	GLOSARIUM.....	137
	INDEXS	139
	BIODATA PENULIS.....	142

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.	Alur konsentrasi terhadap waktu.....	3
Gambar 2.	Molekul-molekul padat, cairan, dan gas	22
Gambar 3.	Bentuk Kristal air	23
Gambar 4.	Sinar X yang dibaurkan oleh atom dalam Kristal dapat berada dalam satu fase atau tidak satu fase, tergantung pada arahnya.	24
Gambar 5.	Sinar X yang dipantulkan dari berbagai bidang atom dalam Kristal berada dalam satu fase hanya bila memenuhi persamaan $2d \sin\theta = n\lambda$	25
Gambar 6.	Analisis bragg terhadap kristal NaCl.....	25
Gambar 7.	Spectrometer sinar-X.....	26
Gambar 8.	Kisi kubus sederhana. Sel unit warna gelap	26
Gambar 9.	Tiga sel unit sistem kubus	27
Gambar 10.	Struktur kristal NaCl.....	27
Gambar 11.	Kristal garam dapur berbentuk kubus, karena NaCl mengkristal dengan kisi kubus.	27
Gambar 12.	Kristal NaCl (a) Enam muka (bidang) dari sel unit NaCl. (b) gambar sel unit NaCl yang diperbesar untuk memperlihatkan ion Na di pusatnya.	28
Gambar 13.	Atom Tembaga pada Muka Sebuah Sel Unit	29
Gambar 14.	(a) Kristal Senyawa ion tarik menarik antara ion yang muatan listriknya berlawanan menyatukan zat, (b) Bila kristal ini dipukul, sebagian kristal bergeser melewati bagian sisinya. Sehingga ion-io dengan muatan sejenis akan bertatapan muka. (c) tolak	

	menolak antara ion bermuatan sejenis akan mendorong kedua bagian itu sehingga berpisah.....	31
Gambar 15.	(a) Sel unit dalam intan, perhatikan bagaimana setiap atom karbon dalam sel unit berikatan kovalen dengan empat atom C lainnya. Atom C kedudukan sudutnya sama. (b) Bentuk struktur intan.....	32
Gambar 16.	Model "lautan elektron".....	32
Gambar 17.	Kurva pemanasan untuk satu mol zat. T_f adalah titik beku (atau titik leleh) dan T_d adalah titik didih.....	34
Gambar 18.	(a) kurva pendinginan yang khas untuk suatu mol zat, (b) lewat-dingin, sementara cairan menjadi dingin, suhunya merosot dibawah titik beku. Tidak lama kemudian, pembekuan mulai, dan suhu naik ke titik beku dan tetap begitu hingga semua cairan membeku.....	35
Gambar 19.	Kurva tekanan uap untuk air pada (es) dan cair berpotongan pada titik tripel.....	37
Gambar 20.	Diagram fase untuk air, T_b adalah titik beku normal, dan T_d titik didih normal. Kemiringan garis kesetimbangan titik terlalu melengkung (agak tegak), diperlukan tekanan sekitar 130 atm untuk menurunkan titik leleh es sebesar 1°C	38
Gambar 21.	Diagram Fase untuk Karbon dioksida.....	39
Gambar 22.	(a) Ion Na^+ tersolvasi oleh air sebagai dwikutub (b) Ion Cl^- tersolvasi oleh air sebagai dwikutub.....	46

Gambar 23. Larutan Ideal	48
Gambar 24. Deviasi negatif (larutan aseton-kloroform)	48
Gambar 25. Pengaruh zat terlarut pada diagram fasa air.....	50
Gambar 26. Peristiwa Osmosis	54
Gambar 27. Indikator pH - fenol merah. Bila fenol merah ada dalam larutan yang bersifat asam, akan berwarna kuning (kiri). Dalam air suling, berwarna jingga (tengah). Dalam larutan alkalis, indikator bernama merah (kanan).....	70
Gambar 28. Kurva titrasi 50,00 mL asam 0,10 M dengan NaOH 0,10 M	74
Gambar 29. Metode Bredig.....	77
Gambar 30. Pemurnian koloid dengan dialysis.....	79
Gambar 31. Efek Tyndall	80
Gambar 32. Gerak Brown	81
Gambar 33. Alat Cottrell	85
Gambar 34. Grafik $\ln [A]$ terhadap t reaksi orde Satu	93
Gambar 35. Grafik $1/[A]$ terhadap t untuk reaksi orde dua.....	94
Gambar 36. Grafik $[A]$ terhadap t untuk reaksi orde nol.	95
Gambar 37. Grafik $\ln K$ terhadap $1/T$	96
Gambar 38. Grafik energy pengaktifan.....	98
Gambar 39. Grafik Energi Pengaktifan tinggi-rendah	103
Gambar 40. Pita kemantapan Nuklida.....	129

DAFTAR TABEL

Tabel 1.1	konsentrasi kesetimbangan (mol m^{-1}) pada 500°C dan ungkapan aksi massa untuk reaksi : $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{g})}$	4
Tabel 2.1	volume molar beberapa gas ternyata (STP).....	20
Tabel 2.2	Jenis Padatan	33
Tabel 2.3	Keadaan fisik air dari berbagai suhu dan tekanan.....	38
Tabel 3.1	Contoh Larutan Biner.....	41
Tabel 4.2	Kekuatan Relatif Beberapa Asam Bronsted-Lowry dan Basa Konjugatnya	59
Tabel 4.3	Indikator	71
Tabel 5.1.	Sistem Dispersi Koloid	75
Tabel 5.2.	Sifat Koloid Liofil dan Liofob	76
Tabel 6.1.	Laju reaksi NO dan H_2 pada suhu 80°	91
Tabel 8.1.	Kelimpahan isotop Zn ($Z=30$)	127
Tabel 8.2.	Siat Radiasi dari Partikel dasar Penyusun Inti.	130

BAB 1

KESETIMBANGAN KIMIA

Bila reaksi kimia berlangsung maka konsentrasi pereaksi dan hasil reaksi berubah. Pada saat reaksi baru dimulai, laju reaksi berlangsung dengan cepat karena konsentrasi pereaksi masih banyak. Semakin lama reaksi laju reaksi semakin lambat seiring dengan berkurangnya konsentrasi pereaksi. Sementara itu hasil reaksi semakin bertambah. Setelah waktu tertentu semua pereaksi habis bereaksi dan reaksi demikian dikatakan berkesudahan. Namun banyak reaksi yang tidak berkesudahan, artinya pada kondisi tertentu, misalnya dibiarkan dalam waktu yang cukup lama masih ada sisa pereaksi yang belum bereaksi. Hal ini biasa terjadi karena adanya reaksi ke arah sebaliknya yaitu ke kiri, yang menghasilkan perubahan hasil reaksi menjadi pereaksi.

Pada suatu saat laju reaksi ke kanan sama cepatnya dengan laju reaksi ke kiri dan konsentrasi pereaksi dan konsentrasi hasil reaksi tetap. Dalam keadaan ini baik yang ke kanan maupun yang ke kiri berjalan dengan tidak akan menyebabkan terjadinya perubahan konsentrasi baik pereaksi maupun reaksi. Keadaan yang demikian ini dinamakan **kesetimbangan dinamik**.

Semua sistem kimia cenderung ke arah pembentukan kesetimbangan. Buku ini akan membahas hubungan kuantitatif yang dapat digunakan untuk menjelaskan keadaan setimbangan serta penggunaan prinsip-prinsip termodinamika dalam kesetimbangan.

1.1 Hukum Kesetimbangan Reaksi kimia

Hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi pereaksi suatu reaksi kimia dinamakan hukum laju reaksi. Di samping itu ada juga hubungan antara konsentrasi yang menentukan perbandingan relatif pereaksi dan hasil reaksi dalam kesetimbangan.

Hubungan ini diperoleh langsung dari persamaan reaksi setimbang pada keseluruhan reaksi. (Hal ini berbeda dengan kinetik reaksi). Secara umum reaksi kimia dapat ditulis sebagai berikut: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Pada tahun 1866, berdasarkan hasil percobaan, Guldberg dan Waage berhasil menunjukkan bahwa pada temperatur tertentu, keadaan setimbang berlaku:

$$\frac{[C]^c + [D]^d}{[A]^a + [B]^b} = K_c \dots\dots\dots (1)$$

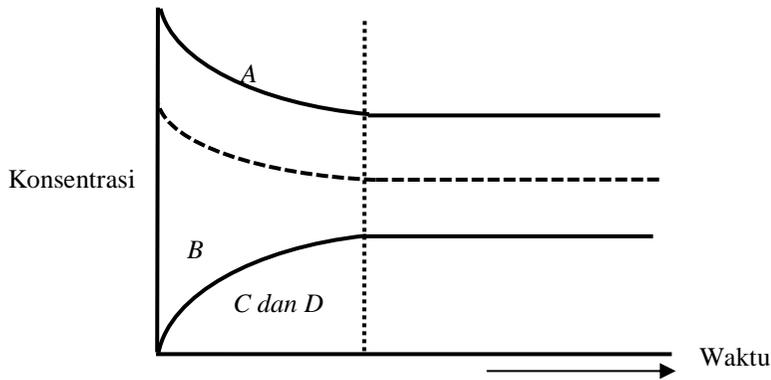
[] = tanda konsentrasi zat yang bersangkutan

K_c = dinamakan tetapan kesetimbangan yang merupakan suatu tetapan.

Keseluruhan persamaan diatas dinamakan hukum ketetapan reaksi kimia. Fraksi sebelah kiri dari persamaan di atas dinamakan quotient reaksi atau ungkapan aksi massa disingkat Q. Jadi Q akan sama dengan K_c hanya bila reaksi telah dalam keadaan setimbang. Apabila $Q > K_c$ maka pembilang pada persamaan (1) besar, atau konsentrasi zat C dan D besar dan tentu saja keadaan tidak seimbang. Untuk mencapai keadaan setimbang maka reaksi (1) didorong ke kiri sehingga konsentrasi C dan D berkurang sedangkan konsentrasi A dan B bertambah. Pergeseran reaksi akan berhenti bila telah tercapai kembali keadaan setimbang; yaitu $Q = K_c$.

Sebaliknya bila $Q < K_c$ maka penyebut dalam persamaan (1) besar atau konsentrasi A dan B terlalu besar. Untuk mencapai keadaan setimbang kembali maka reaksi didorong ke kanan yang mengakibatkan konsentrasi A dan B berkurang sedangkan konsentrasi C dan D bertambah. Pergeseran reaksi ke kanan akan berhenti bila reaksi telah mencapai kembali keadaan setimbang; yaitu

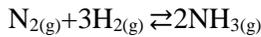
$Q = K_c$. Hubungan antara konsentrasi dengan waktu ditunjukkan oleh gambar berikut;



Gambar 1. Alur konsentrasi terhadap waktu

Pendekatan pada kesetimbangan reaksi: $A + B \rightarrow C + D$

Suatu contoh reaksi antara nitrogen dengan hidrogen membentuk amoniak, yakni reaksi untuk menangkap nitrogen dari udara untuk membuat pupuk. Persamaan reaksinya ialah:



Ungkapan aksi massa untuk reaksi itu dinyatakan sebagai:

$$\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \dots\dots\dots(2)$$

Fraksi ini selalu mempunyai beberapa peluang. Pada saat permulaan belum terdapat NH_3 ; jadi harga aksi massa sama dengan nol. Selanjutnya NH_3 terbentuk dan akan semakin bertambah besar, sampai pada saat kesetimbangan tercapai besar fraksi tidak akan bertambah lagi. Pada keadaan kesetimbangan ini harga aksi massa sama dengan tetapan kesetimbangan.

Jadi
$$\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = K_c \text{ (pada kesetimbangan)}$$

Persamaan (2) merupakan kondisi yang harus dipenuhi untuk N_2 , H_2 , dan NH_3 agar dalam keadaan setimbang, artinya harga numerik ungkapan aksi massa selalu diperoleh untuk setiap sistem yang mengandung N_2, H_2, NH_3 .

Tabel 1.1 konsentrasi kesetimbangan (mol m⁻¹) pada 500°C dan ungkapan aksi massa untuk reaksi : N_{2(g)}+3H_{2(g)}⇌2NH_{3(g)}

No	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]	$\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = K_c$
1	0,15	0,75	1,23x10 ⁻²	24 x 10 ⁻²
2	0,50	1,00	8,66x10 ⁻²	1,5 x 10 ⁻²
3	0,35	1,15	4,12x10 ⁻¹	32 x 10 ⁻²
4	2,43	1,85	1,27	10,49 x 10 ⁻²
5	1,47	0,75	3,76x10 ⁻¹	23 x 10 ⁻²
				Rata-rata = 18,19 x10 ⁻²

Untuk reaksi yang menyangkut gas, tekanan parsial pereaksi dan hasil reaksi sebanding dengan konsentrasi molalnya. Ungkapan kesetimbangan pada reaksi ini dapat ditulis dengan menggunakan tekanan parsial sebagai pengganti konsentrasi.

$$\text{Konsentrasi molar} = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = \frac{n}{v} = \frac{\text{jumlah mol}}{\text{volume}}$$

$$\text{Untuk gas ideal : } \frac{n}{v} = \frac{p}{RT}$$

Pada contoh reaksi diatas yakni : N_{2(g)}+3H_{2(g)}↔2NH_{3(g)}, maka tetapan keseimbangannya dapat ditulis sebagai berikut :

$$\frac{P_{2NH_3}}{P_{3H_2}P_{N_2}} = K_p \dots\dots\dots (3)$$

Simbol K_p digunakan untuk menyatakan tetapan kesetimbangan yang diturunkan dengan tekanan parsial, selang simbol K_c digunakan untuk menyatakan tetapan kesetimbangan yang diturunkan dari konsentrasi molar. Umumnya secara numerik harga K_p dan K_c tidak sama, namun keduanya dapat digunakan untuk menjelaskan keadaan kesetimbangan.

1.2 Tetapan Kesetimbangan

Tetapan kesetimbangan (K) merupakan angka yang dihitung dari data eksperimen. Ada dua cara, yaitu pertama menggunakan energi bebas standar reaksi dan kedua ialah dengan pengukuran langsung konsentrasi kesetimbangan yang dapat disubstitusikan ke dalam ungkapan aksi massa.

Harga tetapan kesetimbangan sangat berguna baik secara kuantitatif maupun kualitatif. Secara kuantitatif, memungkinkan menghitung

konsentrasi pereaksi dan atau hasil reaksi dalam sistem kesetimbangan, sedang secara kualitatif memberikan informasi tentang sejauh mana reaksi berlangsung ke arah reaksi sempurna. Misal: $A \rightleftharpoons B$ diperoleh $\frac{[B]}{[A]} = K_c$ dan $K_c = 10$ Berarti $\frac{[B]}{[A]} = 10 = 10/1$.

Jadi dapat dikatakan bahwa pada kesetimbangan ini, konsentrasi B = 10 kali lebih besar dari pada konsentrasi A atau kedudukan kesetimbangan terletak ke arah hasil reaksi B. Sebaliknya, bil $K_c = 0,1 = 1/10$, berarti $\frac{[B]}{[A]} = 1/10$. Jadi dapat dikatakan bahwa pada kesetimbangan ini, konsentrasi A = 10 kali lebih besar dari pada konsentrasi B atau kedudukan kesetimbangan terletak ke arah pereaksi A.

Aturan umum : jika K besar, kedudukan kesetimbangan jauh di sebelah kanan, sebaliknya jika K kecil berarti hanya sejumlah kecil hasil reaksi yang ada dalam kesetimbangan.

Contoh 1 :

Untuk reaksi : $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HCl_{(g)}$, $K_c = 4,4 \times 10^{32}$ pada $25^\circ C$.
Apakah arti ungkapan tetapan kesetimbangan ini?

Jawab :

Harga K_c yang sangat besar ini menunjukkan bahwa reaksi pada kesetimbangan akan berjalan jauh ke arah sempurna. Bila masing-masing 1 mol H_2 dan Cl_2 bergabung, maka hanya sejumlah kecil H_2 dan Cl_2 yang tidak bereaksi dalam kesetimbangan.

Contoh 2 :

Penguraian uap air mengikuti reaksi :

$2 H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2 H_{2(g)} + O_{2(g)}$ $K_c = 1,1 \times 10^{-81}$ pada $25^\circ C$. Apakah arti ungkapan K_c tersebut?

Jawab:

Harga K_c yang kecil ini menunjukkan bahwa berlangsungnya penguraian hanya sampai pada tingkat yang sangat rendah karena harga K_c yang sangat kecil berarti konsentrasi hasil reaksi juga sangat kecil.

Soal 1 :

Dari reaksi : $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$, pada $K_c = 4,1 \times 10^8$. Hitung konsentrasi NH_3 jika pada keadaan setimbang konsentrasi N_2 dan H_2 masing-masing adalah 0,01 M!.

1.3 Termodinamika dan Kesetimbangan Kimia.

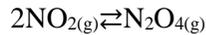
Ada hubungan antara energi bebas dengan jalannya reaksi kimia, yaitu bila harga ΔG **negatif** berarti energi bebas sistem berkurang dan reaksi berlangsung spontan, bila ΔG **sama dengan nol** berarti sistem dalam keadaan setimbang dan bila ΔG **positif** berarti reaksi berlangsung spontan ke arah sebaliknya dari harga ΔG yang negatif.

Hubungan kuantitatif antara energi bebas dengan tetapan kesetimbangan dinyatakan dalam persamaan:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \dots\dots\dots (4)$$

$$\text{Atau } \Delta G = \Delta G^\circ + 2,303 RT \log Q$$

Dari persamaan (4) dapat diketahui perubahan ΔG terhadap perubahan temperatur T. Kita lihat reaksi berikut :



Dengan menggunakan persamaan (4) diperoleh :

$$0 = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2}$$

Pada saat kesetimbangan hasil reaksi dan pereaksi mempunyai energi bebas total yang sama, sehingga $\Delta G = 0$. Jadi, persamaan di atas menjadi:

$$0 = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2}$$

$$\Delta G^\circ = - RT \ln \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2} \quad \text{dimana} \quad \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2} = K_p$$

$$\text{Oleh karena itu, } \Delta G^\circ = - RT \ln K_p \dots\dots\dots (5)$$

$$\text{Atau } \Delta G^\circ = - 2,303 RT \log K_p$$

Persamaan (5) di atas diturunkan dari contoh spesifik untuk reaksi gas. Untuk reaksi di dalam larutan berlaku :

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K_c \dots\dots\dots (6)$$

$$\text{atau } \Delta G^\circ = 2,303 RT \log K_c$$

Uraian di atas menunjukkan adanya hubungan kuantitatif antara ΔG° dengan tetapan kesetimbangan. Tetapan kesetimbangan yang dihitung dari

persamaan (5) dan (6) disebut sebagai tetapan kesetimbangan termodinamik.

Contoh 3 :

Untuk reaksi : $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$, $\Delta G^\circ = -69,82 \text{ KJ}$. Hitung K_p !

Jawab :

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

$$\Delta G^\circ = -69,82 \text{ KJ} = -6,982 \times 10^4 \text{ J},$$

Dimana $T = 298 \text{ K}$ dan $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, maka $-6,982 \times 10^4 \text{ J} = -$

$$8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K} \times \ln K_p, \text{ sehingga } \ln K_p = \frac{6,982 \times 10^4}{8,314 \times 298} = 28,12$$

$$\text{Jadi, } K_p = e^{-28,12} = 173 \times 10^{12}$$

Di samping ada hubungan antara ΔG° dengan tetapan kesetimbangan K seperti di atas, ada juga hubungan antara tetapan kesetimbangan dengan temperatur. Besarnya energi bebas dapat dicari dari hubungan $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ selain dari tabel energi bebas standar. Dari persamaan (5) di atas,

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$\text{Jadi, } \ln K = \frac{\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Pada } T_1, \ln K_1 = -\frac{\Delta H^\circ}{RT_1} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \\ \text{Pada } T_2, \ln K_2 = -\frac{\Delta H^\circ}{RT_2} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \end{array} \right\}$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Contoh 4 :

Untuk reaksi : $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$, $K_1 = 8,8 \text{ KJ}$ pada 298 K . Jika $\Delta H^\circ = 58,158 \text{ KJ}$. Hitung tetapan kesetimbangan pada 273 K !

Jawab :

$$K_1 = 8,8 \text{ KJ} \qquad K_2 = ?$$

$$T_1 = 298 \text{ K} \qquad T_2 = 273 \text{ K}$$

Dengan menggunakan persamaan (7) diperoleh :

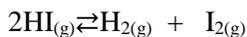
$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$2,303 \log \frac{K_2}{8800} = \frac{-58158}{8,314} \left(\frac{1}{273} - \frac{1}{298} \right),$$

diperoleh $K_2 = 76$

Soal 2 :

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi :



pada 764 K = $2,18 \times 10^{-2}$ dan pada 667 K = $1,64 \times 10^{-2}$. Hitunglah ΔH !

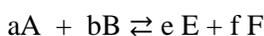
Soal 3 :

Hitung ΔG° dari reaksi : $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$,

jika pada 25°C $K_p = 3 \times 10^{24}$!

1.4 Hubungan antara K_p dengan K_c .

Untuk reaksi yang menyangkut gas harga K_p dan K_c tidak sama. Untuk reaksi :



$$K_p = \frac{p_E^e p_F^f}{p_A^a p_B^b} \quad \text{dan} \quad K_c = \frac{[E]^e [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

[] = konsentrasi (mol / dm³) = n/v dan untuk gas ideal, PV = nRT, sehingga $n/v = P/RT$. Dengan demikian, untuk zat X maka :

$$[X] = \frac{nX}{V} = \frac{P_X}{RT} \quad (P_X = \text{tekanan parsial gas X})$$

$$P_X = [X] RT$$

Selanjutnya, :

$$K = \frac{[E]^e (RT)^e [F]^f (RT)^f}{[A]^a (RT)^a [B]^b (RT)^b} = \frac{[E]^e [F]^f}{[A]^a [B]^b} (RT)^{(e+f)-(a+b)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n(g)}$$

Bila $\Delta n(g) = 0$, maka $K_p = K_c$

Dimana, $\Delta n(g)$ = perubahan jumlah mol gas bila berubah dari pereaksi ke hasil reaksi.

Dengan pengertian di atas dapat dicari hubungan antara K_p dan K_x .

Dari reaksi: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$K_x = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b}; \quad K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} \quad \begin{array}{l} P_A = X_A \cdot P_{tot} \\ P_B = X_B \cdot P_{tot} \end{array}$$

$$K_p = \frac{(X_C \cdot P_{tot})^c (X_D \cdot P_{tot})^d}{(X_A \cdot P_{tot})^a (X_B \cdot P_{tot})^b} \quad \begin{array}{l} P_C = X_C \cdot P_{tot} \\ P_D = X_D \cdot P_{tot} \end{array}$$

$$K_p = \frac{X_C^c \cdot X_D^d \cdot P_{tot}^{c+d}}{X_A^a \cdot X_B^b \cdot P_{tot}^{a+b}}$$

$$K_p = K_X \cdot P_{tot}^{\Delta n} \dots\dots\dots (9)$$

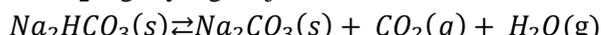
P_{tot} = tekanan total

$\Delta n = (c + d) - (a + b)$ = jumlah mol hasil reaksi dikurangi jumlah mol pereaksi.

Bila $\Delta n = 0$ maka $K_p = K_X$

1.5 Kesetimbangan Heterogen

Keseimbangan kimia yang telah dibahas ialah untuk reaksi yang sifatnya homogen, yakni semua zat dalam reaksi mempunyai fase sama. Berikut akan dipelajari kesetimbangan untuk reaksi heterogen. Sebagai contoh, proses penguraian $NaHCO_2$ padat menghasilkan Na_2HCO_3 padat, CO_2 gas dan H_2O gas yang berjalan menurut reaksi berikut:



Hukum kesetimbangan untuk reaksi dapat ditulis:

$$\frac{[Na_2CO_3(s)][CO_2(g)][H_2O(g)]}{[NaHCO_3(s)]} = K'_c \dots\dots\dots (10)$$

Pada reaksi ini terdapat dua kesetimbangan antara dua gas yaitu CO_2 dan H_2O dengan dua zat padat yaitu Na_2HCO_3 dan Na_2CO_3 umumnya, pada temperatur tertentu, konsentrasi zat murni tidak berubah. Jadi dalam reaksi kesetimbangan diatas konsentrasi Na_2HCO_3 maupun Na_2CO_3 tetap. Dari persamaan (10) dapat diturunkan rumus sebagai berikut:

$$[CO_2(g)][H_2O(g)] = K'_c \cdot \frac{[NaHCO_3(s)]^2}{[Na_2CO_3(s)]}$$

Bila ruas kanan persamaan ini sama dengan K_c , maka:

$$[CO_2(g)][H_2O(g)] = K_c$$

Jadi untuk reaksi heterogen di atas ungkapan tetapan keseimbangan tidak melibatkan konsentrasi zat padat murni.

Bila diperhatikan harga K_c di atas ternyata hanya ada senyawa dalam fase gas saja sehingga untuk pengurai $NaHCO_3$ berlaku; $K_p = P_{CO_2(g)} \cdot P_{H_2O(g)}$

dan jika K_c diketahui maka K_p dapat dihitung dengan memakai rumus (8) yaitu: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n(g)}$. Untuk reaksi diatas $\Delta n(g) = +2$.

Contoh 5:

Berapa harga K_p dan K_c untuk reaksi: $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$ pada temperatur $25^\circ C$. Tekanan uap air pada $25^\circ C = 3,17$ KPa.

Penyelasian:

Karena air merupakan zat cair (fase cair), maka

$$K_p = P_{H_2O(g)} \text{ dan } K_c = [H_2O]$$

Dari data di atas $K_p = P_{H_2O(g)} = 3,17$ KPa.

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n(g)} \quad \Delta n(g) = 1$$

$$\text{Maka, } K_p = K_c(RT)^1 \text{ sehingga } K_c = \frac{K_p}{RT}$$

$$\text{Jadi, } K_c = \frac{3,17 \text{ KPa}}{(8,314 \text{ dm}^3 \text{ KPa mol}^{-1} \text{ K})(298 \text{ K})} \qquad K_c = 1,28 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

1.6 Perhitungan dalam Kesetimbangan

Pada bagian terdahulu telah disinggung bahwa harga tetapan kesetimbangan memberikan informasi tentang arah reaksi dan dari rumus yang ada dimungkinkan untuk menghitung antara lain konsentrasi pereaksi maupun konsentrasi hasil reaksi. Namun sebenarnya perhitungan dalam kesetimbangan ini melibatkan berbagai besaran di samping konsentrasi, yakni energi bebas, entalpi, temperatur, dan tekanan.

Beberapa perhitungan sederhana telah diberikan seperti dalam contoh 1 sampai dengan contoh 5. Berikut ini akan diberikan contoh lain yang lebih bervariasi dan melibatkan beberapa besaran.

Contoh 6:

(Menghitung K_c dari data konsentrasi pada kesetimbangan).

Gas NO_2 berada dalam kesetimbangan dengan gas N_2O_4 menurut reaksi:

$2NO_2 (g) \rightleftharpoons N_2O_4 (g)$. Dalam eksperimen 0,625 mol N_2O_4 dimasukkan ke dalam ruang yang volumenya 5 dm^3 sehingga memungkinkan N_2O_4 terurai dan menghasilkan kesetimbangan dengan NO_2 . Pada saat kesetimbangan, konsentrasi $N_2O_4 = 0,075$ M. Hitung harga K_c reaksi di atas!

Penyelesaian

Tetapan kesetimbangan reaksi dinyatakan sebagai $\frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = K_c$. Konsentrasi N_2O_4 mula-mula = $0,625 \text{ mol dm}^{-3} / 5 \text{ dm}^3 = 0,125 \text{ M}$. Konsentrasi N_2O_4

dalam kesetimbangan = 0,075 M. Jadi N_2O_4 yang terurai menjadi $NO_2 = 0,125 M - 0,075 M = 0,050 M$.

Untuk setiap mol N_2O_4 yang terurai akan menghasilkan 2 mol NO_2 dengan konsentrasi $2 \times 0,050 M = 0,10 M$, selanjutnya keadaan konsentrasi zat-zat pada saat kesetimbangan dapat ditebalkan sebagai berikut:

Zat	Konsentrasi Awal	Perubahan	Konsentrasi Kesetimbangan
N_2O_4	0,125 M	- 0,050 M	0,075 M
NO_2	0	+0,10 M	0,10 M

Harga K_c dihitung dari ungkapan: $\frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = K_c$

$$\text{Jadi, } K_c = \frac{(0,075)}{(0,15)^2} = 7,5$$

Contoh 7:

(Menghitung tekanan pada kesetimbangan)

Untuk reaksi kesetimbangan: $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ pada $25^\circ C$ mempunyai harga $K_p = 7,04 \times 10^{-2} KPa^{-1}$. pada saat kesetimbangan itu tekanan parsial $NO_2 = 25 KPa$. Berapa tekanan parsial N_2O_4 dalam campuran?

Penyelesaian:

Langkah pertama untuk memecahkan soal kesetimbangan ialah menuliskan ungkapan kesetimbangan untuk K_p .

$$K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{P_{NO_2}^2} = 7,04 \times 10^{-2} KPa^{-1}$$

Tekanan parsial $NO_2 (P_{NO_2}) = 25 KPa$.

$$\frac{P_{N_2O_4}}{(25 KPa)^2} = 7,04 \times 10^{-2} KPa^{-1}$$

$$P_{N_2O_4} = 7,04 \times 10^{-2} KPa^{-1} (25 KPa)^2$$

$$P_{N_2O_4} = 441 KPa$$

Contoh 8:

(menghitung konsentrasi kesetimbangan dari K_c dan konsentrasi awal)

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi : $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ pada $440^\circ C$ adalah 49,5. Bila 0,2 mol I_2 ditempatkan dalam ruang sebesar $10 dm^3$ dan

terjadi reaksi pada temperatur tersebut. Hitunglah konsentrasi zat-zat yang ada dalam kesetimbangan!

Penyelesaian:

Ungkapan kesetimbangan reaksi di atas adalah :

$$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 49,5.$$

Konsentrasi awal pereaksi dan hasil reaksi ialah :

$$[H_2] = \frac{0,20 \text{ mol}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ M}$$

$$[I_2] = \frac{0,20 \text{ mol}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ M} \quad [H_2] = 0,0 \text{ M}$$

Misalkan $x \text{ mol dm}^{-3} H_2$, bereaksi, maka secara stoikiometri $x \text{ mol dm}^{-3} H_2$ akan bereaksi dengan $x \text{ mol dm}^{-3} I_2$ dan menghasilkan $2x \text{ mol dm}^{-3} HI$. Jadi, konsentrasi H_2 dan I_2 berkurang dan konsentrasi HI bertambah. Harga zat-zat di atas selanjutnya dapat ditebalkan sebagai berikut:

Zat	Konsentrasi awal	Perubahan	Konsentrasi kesetimbangan
H_2	0,02 M	-x M	(0,02 - x) M
I_2	0,02 M	-x M	(0,02 - x) M
HI	0,00 M	+ 2x M	(0,00 + 2x) M

Jika harga konsentrasi tersebut disubstitusikan ke dalam ungkapan aksi massa,

$$\text{Maka, } \frac{(2x)^2}{(0,02-x)(0,02-x)} = 49,5$$

$$\frac{(2x)^2}{(0,02 - x)^2} = 49,5$$

$$\frac{(2x)^2}{(0,02 - x)} = 7,04$$

$$2x = 7,04(0,02 - x)$$

$$2x + 7,04x = 0,141$$

$$9,04x = 0,141 \rightarrow x = 0,0156 \text{ M}$$

Konsentrasi zat-zat yang ada dalam kesetimbangan adalah :

$$[H_2] = 0,020 - 0,0156 = 0,0044 \text{ M}$$

$$[I_2] = 0,020 - 0,0156 = 0,0044 \text{ M}$$

$$[HI] = 0,00 + 2(0,0156) = 0,0312 \text{ M}$$

Contoh 9 :

(Menghitung konsentrasi kesetimbangan dari K_c dan konsentrasi awal)
 Sebanyak $10,0 \text{ dm}^3$ ruangan di isi dengan $0,4 \text{ mol HI}$ pada temperatur 444°C . Hitung berapa konsentrasi H_2 , I_2 , dan HI yang ada dalam kesetimbangan!

Penyelesaian :

Persamaan reaksi setimbang : $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = 49,5$$

Konsentrasi awal $\text{H}_2 = 0 \text{ M}$ dan $\text{I}_2 = 0 \text{ M}$, sedangkan konsentrasi awal $\text{HI} = 0,4 \text{ mol}/10 \text{ dm}^3 = 0,04 \text{ M}$. Misal konsentrasi HI yang berubah (terurai) = $2x \text{ M}$, maka konsentrasi zat-zat dalam keadaan setimbang dapat di labelkan sebagai berikut :

Zat	Konsentrasi awal	Perubahan	Konsentrasi Kesetimbangan
H_2	0 M	$+ X \text{ M}$	$(0 + x) = x \text{ M}$
I_2	0 M	$+ x \text{ M}$	$(0 + x) = x \text{ M}$
HI	$0,04 \text{ M}$	$-2 x \text{ M}$	$(0,04 - 2x) \text{ M}$

Selanjutnya harga-harga konsentrasi ini di substitusikan ke dalam ungkapan aksi massa berikut:

$$\frac{(0,04-2x)^2}{(x)(x)} = 49,5$$

$$\frac{(0,04-2x)}{x} = 7,04$$

$$0,04 - 2x = 7,04 \rightarrow \text{maka, } x = 0,0044 \text{ M}$$

Jadi, konsentrasi zat-zat dalam kesetimbangan adalah :

$$[\text{H}_2] = x = 0,0004 \text{ M} \quad [\text{I}_2] = x = 0,0004 \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = 0,4 - 2x = 0,04 - 2(0,0044) = 0,03 : \text{ M}$$

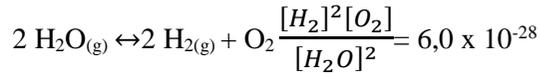
Contoh 10:

(Menghitung konsentrasi kesetimbangan dari K_c dan konsentrasi awal bila K_c sangat kecil)

Tetapan kesetimbangan K_c untuk penguraian uap air pada 500^0 ialah $6,0 \times 10^{-28}$. Bila 2,0 mol H_2O ditempatkan dalam ruang sebesar 5 dm^3 , hitunglah konsentrasi H_2 , O_2 dan H_2O pada saat kesetimbangan pada suhu tersebut !

Penyelesaian:

Reaksi kesetimbangan yang terjadi



Konsentrasi awal $H_2O = 2,0 \text{ mol} / 5 \text{ dm}^3 = 0,40$

Misalkan konsentrasi H_2O yang terurai membentuk H_2 dan $O_2 = 2xM$, maka konsentrasi zat-zat pada saat kesetimbangan dapat ditampilkan sebagai berikut:

Zat	Konsentrasi awal	perubahan	Konsentrasi kesetimbangan
H_2O	0,40 M	-2xM	(0,40-2x) M
H_2	0,0 M	+2xM	2x M
O_2	0,0 M	+2xM	X M

Selanjutnya harga-harga konsentrasi tersebut disubstitusikan kedalam ungkapan aksi masa, diperoleh:

$$\frac{(2x)^2(x)}{(0,40-2x)^2} = 6,0 \times 10^{-28}$$

Harga K_c ternyata sangat kecil, maka reaksi tidak berlangsung jauh ke arah sempurna. Ini berarti jumlah H_2 dan O_2 yang terbentuk sangat kecil, sehingga harga x dan $2x$ jauh lebih kecil dari 0,40 M dan dengan demikian $(0,40 - 2x)$ hasilnya dapat dianggap 0,40 saja harga ($2x$ dapat diabaikan terhadap 0,4)

Jadi $[H_2O] = (0,40 - 2x) \approx 0,1 \text{ M}$

$$[H_2] = 2x \text{ M}$$

$$[O_2] = x \text{ M}$$

Selanjutnya harga-harga ini disubstitusikan ke dalam ungkapan aksi massa, diperoleh:

$$\frac{(2x)^2(x)}{(0,4)^2} = 6,0 \times 10^{-28}$$

$$\frac{4x^3}{0,16} = 6,0 \times 10^{-28} \rightarrow x^3 = \frac{0,16}{4} (6,0 \times 10^{-28}), \text{ maka } x = 2,9 \times 10^{-10}$$

Konsentrasi zat-zat yang ada dalam kesetimbangan ialah:

$$[H_2] = 2x = 2(2,9 \times 10^{-10}) = 5,8 \times 10^{-10} M$$

$$[O_2] = x = 2,9 \times 10^{-10} M$$

$$[H_2O] = 0,40 - 2x = 0,40 - 2(2,9 \times 10^{-10}) \\ = 0,40 - (5,8 \times 10^{-10}) \approx 0,40 M$$

1.7 Faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan

Seringkali diperlukan cara untuk meramalkan adanya suatu gangguan dari luar yang dapat mempengaruhi letak kesetimbangan. Misalkan untuk meramalkan syarat yang bisa mempengaruhi hasil reaksi. Apakah perlu dilakukan kenaikan atau penurunan temperatur agar hasil reaksi menjadi lebih besar? Pertanyaan ini dapat dijawab dengan prinsip (asas) Le Chatelier yang berbunyi:

“bila pada sistem kesetimbangan dinamik ada gangguan sehingga kesetimbangan terganggu (rusak) maka sistem akan berubah sedemikian rupa sehingga gangguan itu berkurang dan bila mungkin akan kembali ke keadaan setimbang lagi.”

1. Pengaruh temperatur terhadap kesetimbangan

Contoh 1.

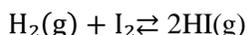


Reaksi ini ialah eksoterm.

Bila pada sistem ini temperatur dinaikkan berarti sistem mendapat gangguan, maka sistem akan berubah mengurangi gangguan itu dan akan kembali lagi ke keadaan kesetimbangan baru. Hal ini dapat dijelaskan sebagai berikut.

Kenaikan temperatur dapat dilakukan dengan cara penambahan kalor dari luar, sedangkan sistem di atas akan diketahui mengeluarkan kalor. Jadi kalo ditambah kalor reaksi di atas akan bergeser ke arah endoterm atau bergeser ke kiri dan terjadi di kesetimbangan baru sehingga konsentrasi H_2 dan N_2 menjadi lebih besar dan konsentrasi NH_3 berkurang. Dari contoh diatas dapat dipahami bahwa untuk reaksi eksoterm kenaikan temperatur menyebabkan reaksi bergeser ke kiri, sedangkan untuk reaksi endoterm kenaikan temperatur menyebabkan reaksi bergeser ke kanan.

Contoh 2.



Pada 400°C, $K = 54,5$ dan pada 490°C, $K = 45,9$. Bagaimana perubahan kesetimbangan reaksi di atas terjadi jika dilihat dari harga K ?

Penyelesaian.

Pertanyaan di atas dapat dijawab dengan penjelasan berikut.

Pada $T = 400^\circ\text{C}$; K

$$\text{Pada } T = 490^\circ\text{C}; K = 45,9 \text{ sedangkan } K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Jadi pada temperatur 400°C konsentrasi HI lebih besar dibandingkan pada temperatur 490°C. Dapat dikatakan bahwa temperatur yang rendah menghasilkan konsentrasi HI bertambah atau reaksi bergeser kekanan, sedangkan temperatur yang lebih tinggi menghasilkan konsentrasi HI berkurang atau reaksi bergeser ke kiri.

2. Pengaruh tekanan terhadap kesetimbangan

Menurut hukum Boyle kenaikan P berarti penurunan V , dan ini berlaku untuk sistem gas, karena zat padat dan cair susah dimampatkan. Tekanan P gas, itu terjadi karena adanya tumbukan molekul-molekul dan molekul dengan dinding wadah. Pada temperatur tertentu, bila jumlah molekul-molekul besar, artinya P makin besar.



Pada reaksi ini nampak bila terjadi reaksi dari kiri ke kanan, terjadi pengurangan jumlah molekul gas dari 4 menjadi 2, ini berarti P yang ditimbulkan sistem berkurang.

Bila sistem tiba-tiba volumenya berkurang (P bertambah) menurut Le Chatelier diharapkan terjadi perubahan sistem sedemikian sehingga terjadi pengurangan tekanan. Jadi pengurangan volume (kenaikan P) mengakibatkan kesetimbangan bergeser ke kanan (yaitu ke arah pengurangan tekanan). Jika diperhatikan pula, pengurangan volume (kenaikan tekanan) akan menyebabkan reaksi bergeser ke arah jumlah mol gas yang terkecil.

3. Pengaruh konsentrasi terhadap kesetimbangan

Perhatikan reaksi Contoh: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

Konstanta kesetimbangan reaksi ini: $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$

Dengan prinsip Le Chatelier dapat diramalkan pengaruh pengurangan pereaksi atau hasil reaksi pada kesetimbangan.

- Jika H_2 dikurangi (diambil) dari sistem, maka sistem akan menyesuaikan, yaitu mengembalikan H_2 yang diambil tadi dengan cara penguraian $\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ ini berarti kesetimbangan bergeser ke kiri.
- Jika HI diambil, maka sistem akan menyesuaikan, yaitu mengembalikan HI yang diambil tadi, dengan cara reaksi $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HI}$. Ini berarti reaksi kesetimbangan terdorong (bergeser) ke kanan.

Soal: Bagaimana jika dalam reaksi di atas ditambahkan H_2 ?

Tunjukkan dengan memperhatikan persamaan kesetimbangan!

4. Pengaruh katalis terhadap kesetimbangan

Katalis yang ditambahkan ke dalam sistem reaksi kimia akan menurunkan rintangan energi aktivasi; yang harus diatasi agar reaksi berlangsung. Katalis mempengaruhi laju reaksi, tetapi tidak mempengaruhi $\Delta H'$ dan $\Delta S'$, sehingga tidak mempengaruhi $\Delta G'$ dimana $\Delta G'$ yang mempengaruhi posisi kesetimbangan pada temperatur tertentu. Katalis hanya mempercepat pendekatan posisi kesetimbangan yang ditentukan oleh $\Delta G'$. Mengurangi kecepatan reaksi inhibitor.

BAB 2

WUJUD ZAT

2.1 Sifat Gas

Zat dapat berada dalam tiga wujud/bentuk yaitu: padat, cair, dan gas (*tetapi pada buku lain ada yang menyebutkan empat wujud yaitu, padat, cair, gas, dan plasma*), tetapi pada buku ini hanya menekankan pada tiga bentuk.

Kita telah banyak mengenal perilaku gas berdasarkan pengalaman sehari-hari. Misalnya kita memompa ban sepeda kita di kala ban tersebut kempis, di saat kita mencium bau yang berasal dari suatu zat lain (disebut difusi). Berdasarkan pengalaman kita saat memompa gas ke ban, kita mengetahui bahwa *tekanan gas naik, maka volumenya menjadi kecil*. Kita pun tahu bila kita memanaskan suatu gas, maka volume gas akan menjadi naik, sehingga bila kita mengendarai kendaraan di jalan tol, maka kita akan membaca rambu yang berbunyi: “perhatikan tekanan pada ban mobil anda”. Atau Anda dilarang untuk membakar kaleng aerosol, dan sebagainya mengapa?

Berdasarkan hal tersebut di atas, maka ilmuwan terdahulu mengkaji kelakuan gas secara sistematis. Berdasarkan hasil percobaan para ilmuwan menyimpulkan ternyata ada variabel yang berpengaruh terhadap perilaku gas yaitu tekanan, volume, dan suhu, Robert Boyle, 1662, menyusun suatu hukum tentang gas yang dikenal dengan **hukum Boyle atau hukum gas**. Yang dirumuskan.

$V = \frac{1}{P}$ (Pada suhu tetap) atau $V = \frac{\text{tetapan}}{P}$ bila pembanding dihilangkan, maka $PV = \text{tetap}$

Rumus tersebut dikembalikan dan disempurnakan oleh J. A. Charles, 1787

ilmuwan Prancis adalah: $\frac{PV}{T} = \text{tetap}$ atau $\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$

Soal

1. Bila volume pada suhu 27°C adalah 225 mL. hitung berapa volume gas pada suhu 50°C?
2. Bila suatu gas pada suhu 373°K adalah 500 mL. hitung berapa volume gas pada suhu 300°K?
3. Bila suatu gas pada suhu 80°C adalah 2000 mL. hitung berapa suhu gas bila volumenya meningkat menjadi 2500 mL.

2.2 Hukum Gas Ideal

Bila diketahui $\frac{PV}{T} = \text{tetap}$

Tetapan dalam persamaan ini tetap bila banyaknya gas tidak berubah. Nyatanya, nilai tetapan ini berbanding lurus dengan jumlah mol gas (n), maka persamaan gasnya (untuk gas ideal) adalah

$$\frac{PV}{T} = n \cdot x \text{ (tetapan baru)}$$

“tetapan baru” ini dikembangkan dengan R dan dinamakan **tetapan gas**

umum, sehingga persamaannya menjadi $\frac{PV}{T} = nR$

Sehingga persamaannya menjadi $PV = nRT$

persamaan di atas dinamakan hukum gas ideal atau persamaan untuk gas ideal.

Berdasarkan hasil percobaan disebutkan volume molar gas pada keadaan STP (1 atm, 0°C atau 273°K) adalah 22,4 L. dengan demikian berdasarkan rumus persamaan gas ideal, besar R adalah 0,0821 L Atm./mol.K

Tabel 2.1 volume molar beberapa gas ternyata (STP)

Zat	Vol Molar (L)
Oksigen, O ₂	22,397
Nitrogen, N ₂	22,402
Hydrogen, H ₂	22,433
Helium, He	22,434
Argon, Ar	22,397
Karbon dioksida, CO ₂	22,260
Ammonia, NH ₃	22,079

Soal

1. Hitung berapa volume gas pada 11 gram Co₂ (Ar C=12, O=16) pada kondisi STP dan suhu 30°C, 1 atm (menggunakan tabel 1).
2. Hitung volume gas 58 gram N₂ (Ar N=14) pada suhu 20°C, tekanan 2 atm.
3. Berapa volume gas 25 gram O₂ (Ar O=16) pada suhu 25°C tekanan 0,880 atm.
4. Hitung berapa massa gas X₂ (Ar 35,5) pada keadaan STP volume tersebut adalah 5,60 L.
5. Hitung berapa massa gas NH₃ pada suhu 30°C, 1 atm, bila volume gas NH₃=6,15 L.

2.3 Sifat Umum Gas, Cairan, dan Padatan

Kita telah mengetahui bahwa sifat fisis cairan dan padatan berajak dari kekompakan molekul penyusunannya, yang menyebabkan gaya antar molekul menjadi cukup kuat. Walaupun kedua factor itu, yakni kekompakan keketatan kemas dan gaya antarmolekul, memang berkaitan, sifat fisis tertentu lebih banyak dipengaruhi oleh salah satu factor. Dua sifat yang terutama dipengaruhi oleh kekompakan partikel dalam kemas ialah kompresibilitas dan laju difusi. Sifat yang terutama dipengaruhi oleh kekuatan gaya tarikan antar molekul ialah bentuk volume, dan kemampuan untuk mengalir, tegangan permukaan, dan laju penguapan.

Kompresibilitas

Kompresibilitas adalah istilah yang mengacu pada tingkat sampai berapa jauh volume suatu zat dapat diturunkan akibat pemberian tekanan. Jika terjadi perubahan volume yang sangat besar sewaktu tekanan ditingkatkan, maka zat itu ditingkatkan, maka zat itu dinamakan sangat mudah *dimampatkan*.

Pada gas molekul terpisah jauh satu sama lain, sebab itu sangat banyak ruang kosong yang dapat dimampatkan. Akibatnya, gas mudah dimampatkan. Sebaliknya, molekul dalam cairan atau padatan terkemas kompak dan hanya sedikit ruang kosong diantaranya. Karena alasan ini. Peningkatan tekanan hampir tidak mempengaruhi volumenya. Jadi materi demikian ini disebut *taktermampatkan* (incompressible).

Sifat taktermampatkan dari cairan merupakan hal yang bermanfaat. Banyak jenis mesin hidrolik bergantung pada sifat ini untuk menyalurkan gaya yang besar untuk mengangkat dan memindahkan beban berat, misalnya “dongkrak” mobil, rem sepeda motor/mobil. Pada saat kita menginjak rem mobil, gaya yang ditimbulkan oleh kita mula-mula diperbesar kemudian disalurkan oleh minyak melalui penghubung rem ke roda, kemudian lempeng rem akan bersentuhan dengan cakram rem sehingga mobil tersebut dapat berhenti. Jika udara masuk ke penghubung rem, gaya yang ditimbulkan oleh kaki kita hanya memampatkan udara saja sehingga mobil tidak dapat berhenti (berbahaya).

Difusi

Molekul berdifusi dengan cepat dalam gas, dibandingkan dalam cairan atau padatan sebab molekul ini dapat bergerak jauh sebelum bertabrakan. Hal ini disebabkan karena sedikit rintangan yang menghalanginya. Tetapi bila dua macam cairan dicampur, molekul yang lain dengan laju yang jauh lebih rendah dibandingkan bila dua macam gas dicampur. Kita dapat mengamati dua cairan dengan meneteskan sedikit tinta ke dalam air.

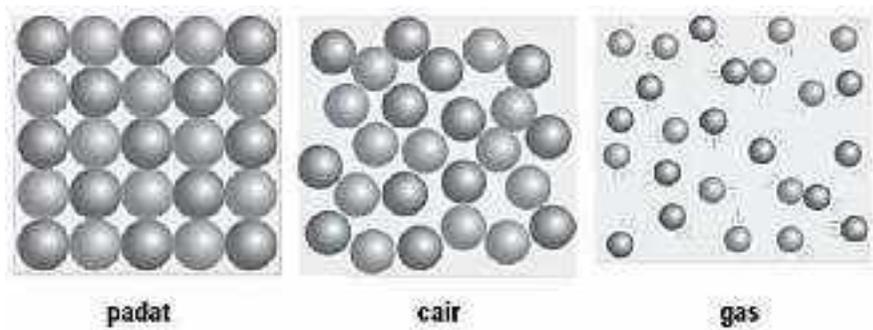
Difusi dalam padatan umumnya jauh lebih lambat dibandingkan dalam cairan. Difusi dalam keadaan padat tidak terjadi pada suhu kamar, tetapi pada suhu tinggi. Hal ini merupakan proses yang penting dalam pembuatan komponen elektronika seperti yang dipakai dalam computer.

Volume dan bentuk

Sifat gas, cairan, dan padatan yang paling jelas dapat dilihat dari perilakunya ketika di pindahkan dari satu wadah ke wadah lain. Wujud gas, akan mengembang untuk memenuhi seluruh wadah yang ditempati, sehingga volume dan bentuk gas akan selalu berubah-ubah. Hal ini disebabkan karena gaya tarik antar molekul begitu lemah sehingga molekul-molekul bergerak dengan cepat dan mengembang yang akhirnya mengisi wadah.

Sifat cairan, volumenya konstan, tetapi bentuknya mengikuti wadahnya. Hal ini disebabkan gaya Tarik antar molekul yang bekerja pada cairan jauh lebih besar daripada bentuk gas, dan ini mengakibatkan molekul saling berdekatan.

Sifat zat padat, volume dan bentuknya konstan. Hal ini disebabkan gaya Tarik antar molekulnya sangat besar, akibatnya molekul-molekul menjadi sangat dekat dan tidak dapat bergerak seperti layaknya gas dan cairan. Gas dan cairan adalah fluida yang mampu mengalir dan dapat dipompa dari satu tempat ke tempat yang lain. Sebaliknya, padatan bukanlah fluida sehingga mampu mempertahankan bentuk dan volumenya.



Gambar 2. molekul-molekul padat, cairan, dan gas

Penguapan

Dalam cairan atau padatan, sebagaimana halnya gas, molekul secara konstan mengalami tabrakan, sehingga dapat dibuat sebaran kecepatan molekul yaitu sebaran energi kinetiknya. Bahkan pada suhu kamar, ada beberapa persen molekul yang bergerak dengan energi kinetik yang cukup

tinggi. Jika sebagian dari molekul yang bergerak cepat ini dapat mengalahkan gaya tarikan dalam cairan atau padatan, mereka dapat melepaskan diri keluar dari permukaan menjadi wujud gas. Dikatakan bahwa zat ini menguap. Bila suatu padatan langsung berubah ke bentuk gas, tanpa proses pelelehan seperti naftalena (kapur barus), karbon dioksida padat dinamakan sublimasi.

2.4 Padatan Kristal

Pernah kalian melihat Kristal air seperti gambar 3 di bawah ini.

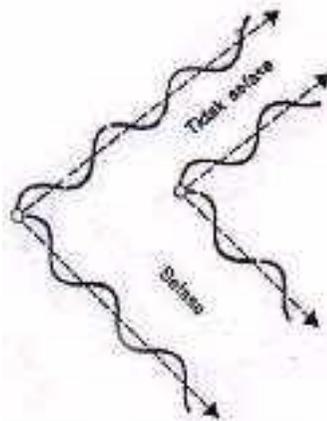


Gambar 3. Bentuk Kristal air

Umumnya zat membeku atau mengendap bila terjadi reaksi, mereka akan membentuk Kristal yang berbentuk simetris dan sangat beraturan seperti gambar 3. Perhatikan bagaimana simetrisnya Kristal es itu dengan bentuk heksagonal yang khas. Keteraturan permukaan Kristal menggambarkan pola penyusunan atom, molekul, atau ion yang sangat teratur di dalamnya. Susunan ini memungkinkan dapat teranalisisnya struktur padatan secara rinci sehingga kita memperoleh pengetahuan yang banyak mengenai bentuk molekul dan ukuran atom serta ion. Instrumen yang digunakan untuk menganalisis bentuk dan ukuran molekul, atom atau ion dalam Kristal adalah sinar X atau difraksi sinar X.

Difraksi sinar X

Max Von Kaue, (tahun 1912) seorang fisikawan Jerman melakukan penelitian tentang bentuk kristal difraksi sinar X. Bila kristal disinari dengan sinar X. Setiap atom kristal sepanjang lintasan sinar X menyerap sebagian energi dan memancarkan kembali ke segala arah. Jadi setiap atom adalah sumber gelombang kecil sekunder, dan dikatakan bahwa sinar X dibaurkan (terhambur) oleh atom. Gelombang kecil sekunder dari berbagai sumber saling memperkuat atau saling meniadakan. Identitas yang terdeteksi adalah gelombang kecil sekunder yang memperkuat.

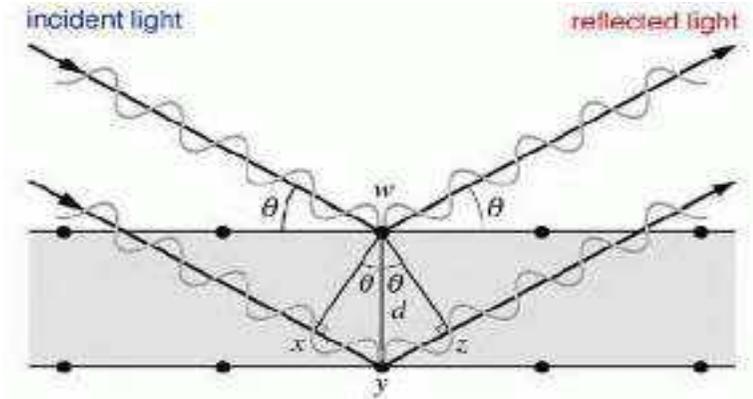


Gambar 4. Sinar X yang dibaurkan oleh atom dalam Kristal dapat berada dalam satu fase atau tidak satu fase, tergantung pada arahnya.

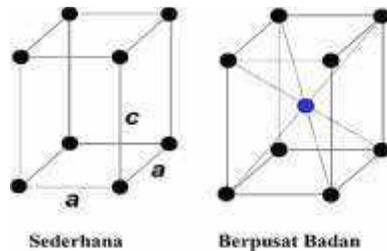
Dua ilmuwan Inggris, William Bragg dan anaknya Lawrence, memperlakukan difraksi sinar X seolah-olah merupakan proses pemantulan. Menurut Bragg sinar X memasuki kristal dipantulkan oleh tumpukan lapisan partikel dalam zat (gambar 4.). Agar ada intensitas pada detector, gelombang tersebut harus sefase dengan yang dipantulkan dari lapisan atas. Ini berarti bahwa kelebihan jarak yang ditempuh oleh berkas yang lebih jauh menembus kristal harus merupakan kelipatan bilangan bulat dari panjang gelombang X.

$2d \sin \theta = n \lambda$ (Persamaan Bragg)

d adalah jarak antar bidang, θ adalah sudut datang sinar X, dan n bilangan bulat 1,2,3 seterusnya.



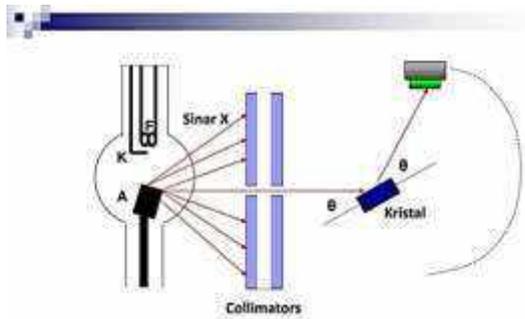
Gambar 5. Sinar X yang dipantulkan dari berbagai bidang atom dalam Kristal berada dalam satu fase hanya bila memenuhi persamaan $2d \sin\theta = n\lambda$



Gambar 6. Analisis bragg terhadap kristal NaCl

Rancangan skemati spektrometer sinar-X yang dikembangkan oleh bragg dapat dilihat pada gambar 4. Seberkas sinar yang terarah jatuh pada kristal dengan sudut dan sebuah detektor diletakkan untuk mencatat sinar yang sudut hamburnya. Dengan alat ini bragg dapat menghitung jarak atomik dalam suatu kristal yaitu.

$$d = \left\{ \frac{M}{Kp} \times (1,66 \times 10^{-27} \text{ kg/u}) \right\}^{1/3}$$



Gambar 7. Spectrometer sinar-X

Contoh soal

1. Sinar-X dengan panjang gelombang 154 pm mengenai kristal dan pantulannya diamati pada sudut 22,5. Jika $n=1$. Hitunglah jarak antara bidang-bidang atom yang menyebabkan pantulannya

Jawaban.

Kita hitung dengan menggunakan persamaan $2d \sin\theta = n\lambda$

$$d = \frac{n\lambda}{2 \sin(22,5)}$$

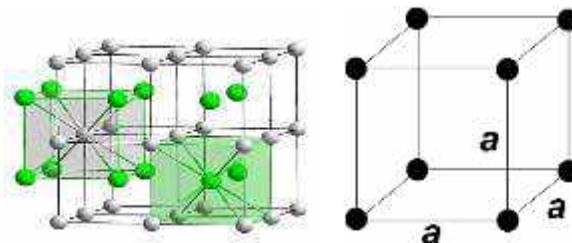
$$d = \frac{(1)(154\text{pm})}{2 (0.383)}$$

$$d = 201 \text{ pm}$$

2.5 Kisi dan Struktur Kristal

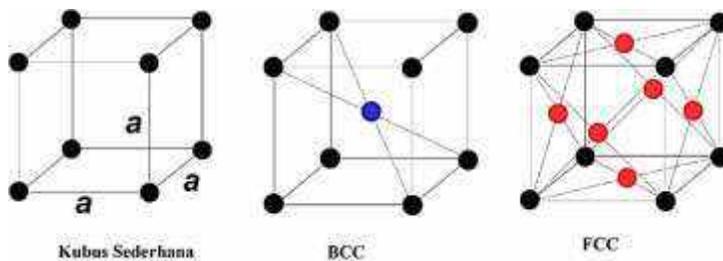
Setiap pola berulang selalu mempunyai segi simetris, seperti susunan batu bata pada tembok, gambar kertas dinding dan sebagainya antara unsur-unsur dalam pola mudah dikenai, demikian pula garis-garis yang menyebabkan unsur berulang itu membentuk sudut tertentu.

Pola titik seperti ini dinamakan kisi, dan bila diterapkan untuk menjelaskan kemasan partikel dalam padatan disebut kisi kristal.



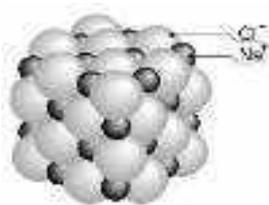
Gambar 8. Kisi kubus sederhana. Sel unit warna gelap

Sel unit kubus terdiri kubus pusat badan dan kubus pusat muka. Sel unit kubus pusat badan memiliki titik kisi pada sudutnya di tambah titik kisi pada pusat selnya. Beberapa logam yang berbentuk kisi kubus pusat badan adalah krom, besi, dan wolfram. Sel unit kubus pusat muka, mempunyai titik kisi pada kedelapan sudutnya, satu di pusat, dan masing-masing satu pada setiap mukanya. Jenis kristal ini kita jumpai pada logam nikel, tembaga, perak, emas, dan alumunium.



Gambar 9. Tiga sel unit sistem kubus

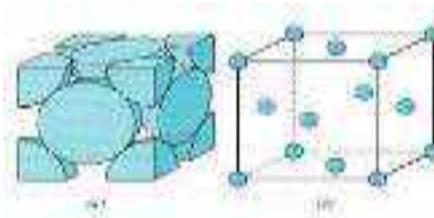
Dalam sebuah kristal terkandung banyak sekali partikel. Jika kita dapat membayangkan berada pada di pusat sebuah kristal sekalipun. Kita akan melihat partikel sejauh mata memandang.



Gambar 10. Struktur kristal NaCl



Gambar 11. Kristal garam dapur berbentuk kubus, karena NaCl mengkristal dengan kisi kubus.



Gambar 12. Kristal NaCl (a) Enam muka (bidang) dari sel unit NaCl. (b) gambar sel unit NaCl yang diperbesar untuk memperlihatkan ion Na di pusatnya.

Berdasarkan gambar diatas, bila kita hitung jumlah ion adalah sebagai berikut.

- (a) Untuk klorida, kita lihat bahwa ion Cl ada pada kedelapan sudut dan di tengah keenam muka.

$$8 \text{ sudut} \times \frac{1}{8} \text{ Cl per sudut} = 1 \text{ Cl}$$

$$6 \text{ muka} \times \frac{1}{2} \text{ Cl per muka} = 3 \text{ Cl}$$

Jumlah ada 4 ion Cl, jadi semua ada empat ion klorida dalam sel unit.

- (b) Untuk ion natrium, ada pada setiap kubus yang berjumlah 12. Sehingga satu ion menyumbang seperempat pada satu sel unit. Ditambah satu ion yang berada di pusat yang seluruhnya berada dalam sel unit.

$$12 \text{ tepi} \times \frac{1}{4} \text{ Na per tepi} = 3 \text{ Na}$$

$$2 \text{ Na di pusat} = 1 \text{ Na}$$

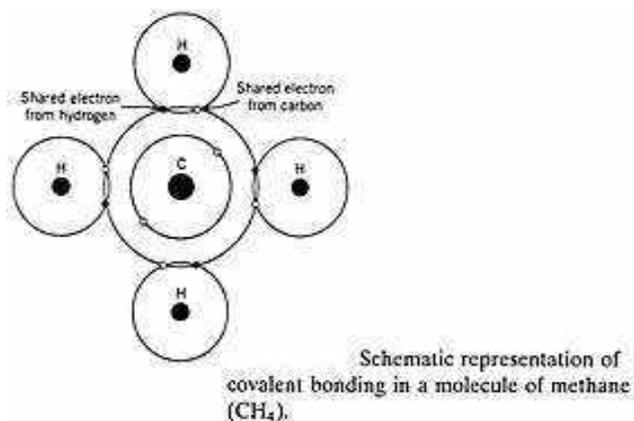
Jumlah ada 4 ion Na

Ion natrium dalam sel unit juga berjumlah empat. Karena itu, ini berarti bahwa jumlah ion Na dan Cl adalah satu, yang diperlukan oleh kristal supaya muatan listriknya netral.

Setiap zat yang mengkristal dengan struktur garam harus mempunyai jumlah ion-kation satu banding satu. Natrium klorida dan halida alkali lainnya mempunyai rumus yang memenuhi syarat ini, dan banyak lagi yang membentuk kristal dengan struktur ini seperti CaO. Tetapi CaCl_2 atau Al_2O_3 tidak mungkin membentuk struktur garam seperti ini, karena jumlah anion dan kationnya tidak memungkinkan.

Jari-jari Atom dan Ion

Pengkajian struktur kristal menghasilkan banyak informasi yang sangat berguna. Penerapan pada penentuan struktur molekul, bahkan struktur DNA yang begitu rumit. Selain itu dapat juga digunakan untuk mengukur jari-jari atom suatu logam, misalnya logam Cu (tembaga) yang mengkristal dengan kisi kubus pusat muka maka pengukuran dengan difraksi sinar X menunjukkan bahwa sel unit mempunyai panjang sisi 362 pm (3,62 Å) (gambar 12)



Gambar 13. Atom Tembaga pada Muka Sebuah Sel Unit

Atom tembaga saling bersentuhan di sepanjang garis penghubung titik A dan B (bidang diagonal). Jarak ini sama dengan empat kali jari-jari atom tembaga. Dirumuskan adalah sebagai berikut.

$$AB = \sqrt{2} (AC) = \sqrt{2} (3,62)A = 5,12 A^{\circ}$$

Karena itu.

$$4r = 5,12 A^{\circ}$$

$$R = 1,28 A \text{ atau } 128 \text{ pm.}$$

Dengan menggunakan difraksi sinar X. (cara sama) kita dapat menetapkan jari-jari ion dalam kristal ion.

2.6 Jenis dan Sifat Kristal

Telah diketahui bahwa hanya ada beberapa cara penyusunan partikel dalam padatan kristal. Berdasarkan cara penyusunan partikel dan sifat fisik padatan kristal dipengaruhi oleh jenis partikel yang ada pada titik kisi dan sifat gaya tarik diantara partikel. Dengan demikian kita dapat membagi kristal menjadi beberapa jenis yaitu kristal molekuler, kristal ion, kristal kovalen, dan kristal logam.

a. Kristal molekuler

Di dalam kristal molekuler, baik molekul atau atom secara sendiri-sendiri menempati titik kisi. Gaya tarik yang terjadi diantaranya relatif lebih lemah di bandingkan ikatan kovalen yang ada di dalam molekul. Gaya London yang terdapat di dalam kristal terbentuk dari zat non polar seperti Ar, O₂, naphthalena (kapur barus), dan CO₂ (es kering). Dalam kristal SO₂ terjadi gaya tarik antar dipol-dipol, sedangkan dalam padatan es (H₂O padat), NH₃, dan HF terjadi ikatan hidrogen.

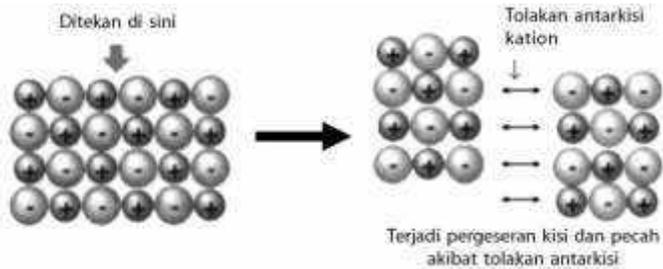
Gaya tarik yang terdapat dalam kristal molekuler jauh lebih rendah daripada tarikan ikatan kovalen dan ionik, maka kristal molekuler cenderung memiliki energi kisi yang kecil dan mudah sekali berubah bentuk, kita dapat mengatakan bahwa bentuk tersebut lunak/lembek. Demikian pula energi panas (termal) yang diperlukan untuk mengalahkan tarikan itu kecil, maka padatan kristal molekuler umumnya memiliki titik leleh yang rendah.

Berdasarkan uraian diatas, kristal molekuler merupakan konduktor listrik yang buruk, sebab semua elektronnya terikat pada molekul itu sendiri sehingga tidak bebas bergerak dalam padatan.

b. Kristal Ion

Kristal ion, misalnya NaCl, ionnya terletak pada titik kisi dan ikatan yang ada diantara sesamanya bersifat elektrostatik (hakikatnya tidak terarah). Akibatnya, jenis kisi yang terbentuk ditentukan oleh ukuran relatif ion dan muatannya. Bila kristal terbentuk, ion menyusun dirinya untuk memaksimalkan tarikan dan meminimumkan tolakan.

Karena gaya elektrostatik demikian kuat, kristal ion memiliki energi kisi yang relatif besar. Kristal yang terbentuk biasanya keras, titik lelehnya relatif tinggi, dan sangat getas (mudah patah). Bila terkena pukulan yang keras cenderung berantakan, sebab bidang-bidang ion saling bergeser, bergerak dari keadaan tarik menarik menjadi tolak menolak.



Gambar 14. (a) Kristal Senyawa ion tarik menarik antara ion yang muatan listriknya berlawanan menyatukan zat, (b) Bila kristal ini dipukul, sebagian kristal bergeser melewati bagian sisinya. Sehingga ion-ion dengan muatan sejenis akan bertatapan muka. (c) tolak menolak antara ion bermuatan sejenis akan mendorong kedua bagian itu sehingga berpisah.

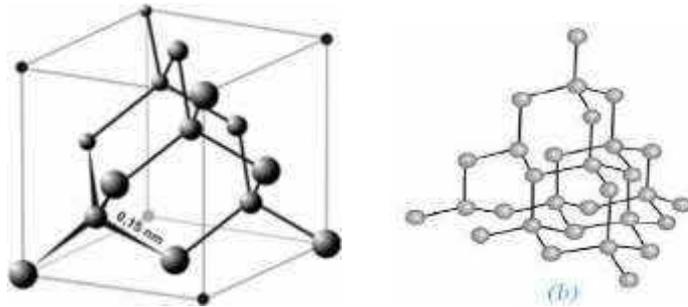
Dalam keadaan padat, senyawa ion merupakan konduktor listrik yang buruk sebab ion “terpadu (kompak)” di tempatnya. Tetapi bila meleleh atau melarut ion-ion akan bebas bergerak dan senyawa ion menjadi konduktor yang baik.

c. Kristal Kovalen

Dalam kristal kovalen, ada jaringan (*network*) ikatan kovalen diantara atom yang melebar keseluruhan padatan. Contoh zat semacam ini adalah intan (gambar 15 a dan b). Intan terbentuk dari unsur karbon yang setiap atomnya berikatan kovalen dengan empat atom yang terdekat. Contoh lainnya ialah silikon karbida, SiC dan kuarsa (silikon oksida, SiO₂ yaitu yang lazim dikenal sebagai penyusun utama pasir).

Karena jaringan ikatan kovalen yang saling mengunci, maka kristal kovalen mempunyai titik didih yang sangat tinggi dan biasanya sangat kuat dan keras. Intan yang kita kenal sangat keras dan kuat sering digunakan untuk mata bor pada tanah-tanah keras dan banyak juga digunakan untuk menggerinda dan memotong perkakas. Silikon karbida sama dengan intan, tetapi bahwa setengah jumlah atom dalam struktur intan diganti silikon. Zat ini juga sangat keras dan digunakan sebagai abrasif (penghalus) dalam kertas gosok dan dapat juga digunakan untuk menggerinda dan memotong benda.

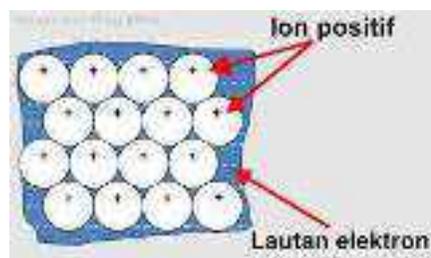
Kristal kovalen merupakan konduktor listrik yang buruk sebab elektron dalam padatan terbelenggu dalam ikatan kovalen dan tidak bebas bergerak dalam kristal.



Gambar 15. (a) Sel unit dalam intan, perhatikan bagaimana setiap atom karbon dalam sel unit berikatan kovalen dengan empat atom C lainnya. Atom C kedudukan sudutnya sama. (b) Bentuk struktur intan.

d. Kristal Logam

Kristal logam, kaya akan elektron dan ion positif yang terletak pada titik-titik kisi. Padatan diikat oleh tarikan elektrostatik antara kisi dan ion positif dengan semacam “lautan elektron” (gambar 16). Elektron dapat bergerak bebas, sehingga logam merupakan konduktor listrik yang baik. Titik leleh dan kekerasan logam sangat beragam, namun demikian sekurang-kurangnya ada beberapa tingkatan ikatan kovalen antar atom dalam padatan.



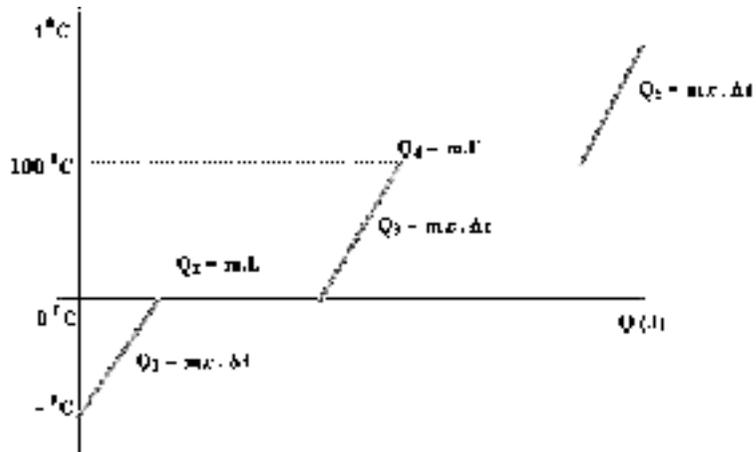
Gambar 16. Model “lautan elektron”

Tabel 2.2 Jenis Padatan

No	Indikator	Molekul	Ion	Kovalen	Logam
1.	Satuan kimiawi pada tapak kisi (<i>lattice sites</i>)	Molekul atau atom	Ion positif dan negatif	Atom	Ion positif
2.	Gaya yang mengikat padatan	Gaya london dipol-dipol, ikatan hidrogen	Tarikan elektrostatik antara ion + dan -	Ikatan kovalen	Tarikan elektrostatik antara ion + dan "lautan elektron"
3.	Beberapa sifat	Lunak, titik leleh rendah, bukan konduktor	Keras, getas, titik leleh tinggi, bukan konduktor, kecuali bila larut atau leleh	Sangat keras, titik leleh tinggi, bukan konduktor	Keras sampai lunak, titik leleh rendah sampai tinggi, konduktor yang baik
4.	Beberapa contoh	CO ₂ (es kering) H ₂ O (es) Gula 12	NaCl, CaCO ₃ , MgSO ₄ (garam inggris)	SiC, intan (C) WC (wolfarm karbida)	Na, Fe, Cu, Hg, Zn

2.7 Kurva Pemanasan dan Pendinginan Perubahan Wujud (Keadaan)

Bila padatan diberi kalor, mula-mula pada suhu sedikit di bawah titik lelehnya, maka suhu mulai naik. Sewaktu mencapai titik lelehnya, suhu menjadi tetap sampai semua padatan meleleh. Bila kalor yang ditambahkan lebih banyak, cairan menjadi hangat sampai tercapailah titik didih. Bila kalor terus ditambahkan pada cairan yang mendidih, suhu menjadi tetap lagi, sampai semua cairan berubah menjadi gas. Suhu kemudian naik lagi bila kalor masih terus saja ditambahkan.



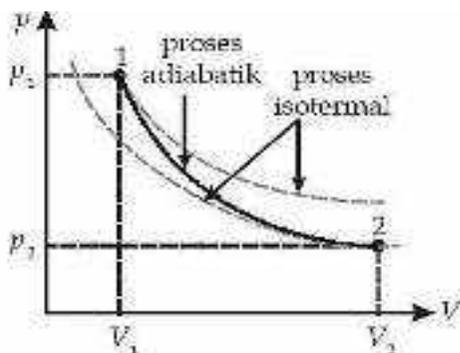
Gambar 17. Kurva pemanasan untuk satu mol zat. T_f adalah titik beku (atau titik leleh) dan T_d adalah titik didih

Dalam bagian kurva pemanasan yang suhunya meningkat, kalor yang ditambahkan meningkatkan energi kinetik rata-rata dari molekul. Tetapi, apa yang terjadi selama pelelehan dan pendidihan – yaitu pada bagian kurva yang suhunya tetap sama? Karena suhu tidak berubah, energi-energi kinetik rata-rata juga tidak berubah. Ini berarti bahwa energi kalor yang ditambahkan harusnya digunakan untuk meningkatkan energi potensial molekul.

Bila sebagian besar padatan meleleh, ada sedikit pengembangan volume. Ini berarti bahwa partikel sedikit menjauh dari sesamanya. Karena ada gaya tarikan diantara partikel, maka energi harus dipasok untuk memisahkannya. Energi ini ialah kalor peleburan. Demikian pula, bila cairan menguap, molekul beranjak dari cairan yang dikemas rapat menjadi terpisah jauh dalam keadaan uap. Ini juga memerlukan pemasukan energi untuk mengalahkan gaya tarikan, yakni kalor penguapan. Baik dalam pelelehan maupun penguapan, yang berubah adalah jarak antara molekul yang aling tarik menarik dan ini melibatkan perubahan energi potensial. Jadi ΔH_{fus} dan ΔH_{uap} adalah perubahan energi yang mempengaruhi energi potensial partikel.

Kurva pendinginan, seperti yang terlihat dalam gambar 18 a, pada hakikatnya adalah kebalikan dari kurva pemanasan. Selama pengembunan dan pembekuan suhu tidak berubah sementara energi potensial partikel menurun sewaktu mereka saling mendekati.

Beberapa cairan tidak mendekati peralihan yang sinambung menjadi padat, tetapi ada kurva pendinginan seperti tampak pada gambar 18 b. Suhu menurun sampai A, yaitu suhu beku zat yang diharapkan. Tetapi molekul-molekul mungkin belum berorientasi dengan baik dalam kisi kristal, dan gerakan acak terus berlangsung sewaktu kalor terus diambil dari cairan. Akibatnya, suhu cairan turun dibawah titik beku yang diharapkan, dan cairan dikatakan **lewat dingin**. Pada saat sejumlah kecil molekul mencapai pola yang besar, terbentuklah kristal kecil yang berfungsi sebagai benih, dan dari sini akumulasi bertambah dengan cepat. Energi potensial mendadak dilepaskan sewaktu kristal itu tumbuh dengan cepat, dan energi yang dilepaskan meningkatkan energi kinetik rata-rata molekul dalam cairan maupun padatan. Karena itu, suhu sistem naik lagi sampai mencapai titik beku kembali, lalu perilaku zat normal kembali. Pengembalian kalor lebih lanjut menghasilkan perubahan sempurna cairan menjadi padatan.



Gambar 18. (a) kurva pendinginan yang khas untuk suatu mol zat, (b) lewat-dingin, sementara cairan menjadi dingin, suhunya merosot dibawah titik beku. Tidak lama kemudian, pembekuan mulai, dan suhu naik ke titik beku dan tetap begitu hingga semua cairan membeku.

Beberapa zat seperti kaca, karet dan banyak jenis plastik, tidak pernah mencapai keadaan kristal sewaktu cairannya memadat karena pendinginan. Senyawa seperti ini terjadi dari molekul panjang seperti rantai dalam cairan. Sewaktu menjadi dingin, molekulnya bergerak begitu perlahan sehingga mereka tidak pernah menemukan orientasi yang benar dan membentuk padatan kristal, sehingga yang terbentuk adalah **padatan amorf**. Istilah Amorf berasal dari kata Yunani yang berarti “tanpa bentuk” dan bila anda pernah mengamati pecahan kaca, dapat dimengerti mengapa permukaannya tidak seragam dan rata sebagaimana halnya pada kristal. Bahkan, pecahan kaca berperifis dengan cara tak beraturan. Hal ini karena padatan amorf sesungguhnya adalah cairan lewat dingin dan tidak mempunyai keteraturan susunan dalam kristal.

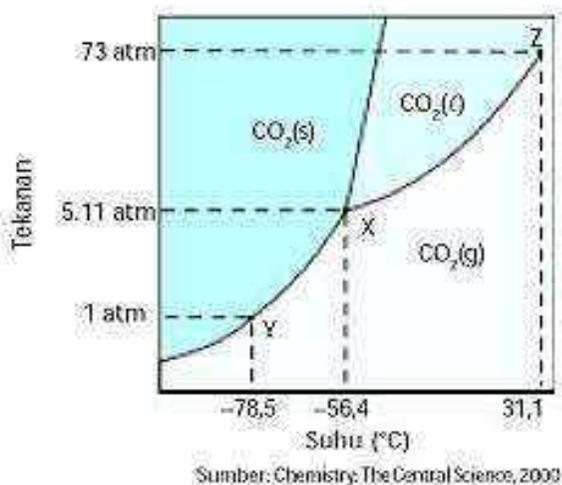
Cairan yang lewat dingin bersifat terus mengalir walaupun sangat perlahan pada suhu kamar. Misalnya, kaca yang sangat lama (tua) bila diamati dengan sinar X akan menunjukkan kristalinitas yang sangat besar dibandingkan dengan kaca yang baru dibentuk, hal ini diakibatkan molekulnya sangat lambat mencari kisi kristal. Cairan lewat dingin banyak dikenal oleh para anak yaitu “malam” (*silly putty*) yaitu bahan lunak seperti “lempung” sehingga dapat dibentuk menurut selera anak. Cairan lewat dingin seperti kaca, malam, dan plastik umumnya tidak memiliki titik leleh yang tegas, tetapi berangsur-angsur melunak bila dipanaskan.

2.8 Diagram Fase

Seperti halnya cairan, tekanan uap padatan meningkat seiring dengan peningkatan suhu (prinsip Le Chatelier). Sebagai gambaran mari kita perhatikan kasus untuk air (gambar 19), di bagian bawah adalah kurva tekanan uap untuk air padat, sedangkan dibagian atas adalah kurva tekanan uap untuk cairan. Kedua kurva ini berpotongan pada suhu dan tekanan dinamakan titik tripel. Pada titik ini ada keseimbangan antara ketiga wujud yaitu padatan, cairan, dan gas. Dengan kata lain, pada suhu dan tekanan ini ketiga wujud itu ada dalam kesetimbangan satu dengan yang lain.

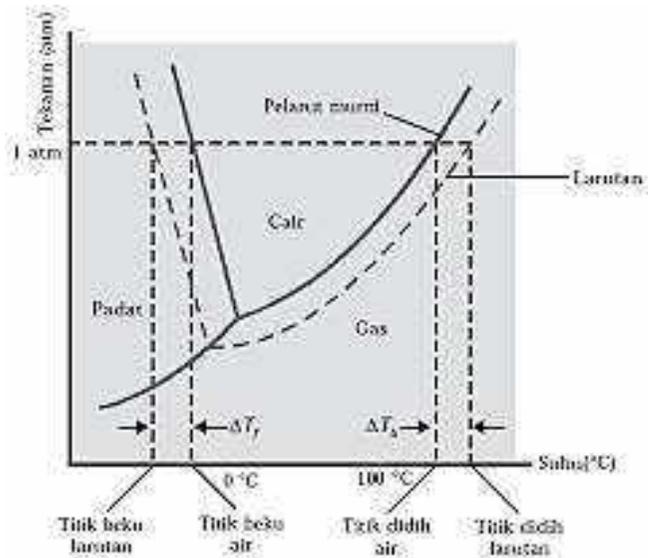
Setiap zat murni kecuali helium, mempunyai titik tripel, dimana suhu dan tekanannya ditentukan oleh gaya tarik diantara partikel. Misalnya tripel untuk air yang mempunyai tarikan antar molekul yang kuat, terjadi

pada suhu $0,01^{\circ}\text{C}$ dan tekanan 4,58 torr. Tetapi pada karbon dioksida CO_2 , titik tripel terjadi pada 57°C dan tekanan 52 atm.



Gambar 19. Kurva tekanan uap untuk air pada (es) dan cair berpotongan pada titik tripel.

Pada tekanan 1 atm, titik leleh air adalah 0°C , karena itu garis kesetimbangan padatan-cairan melewati titik tripel maupun titik leleh normalnya, seperti yang terlihat pada gambar 20 dinamakan diagram fase, karena dapat menunjukkan suhu dan tekanan untuk berbagai fase yang ada, termasuk terjadinya kondisi kesetimbangan. Misalnya, pada tekanan 1 atm, air akan berwujud padatan pada suhu dibawah 0°C , dan pada kenyataannya, daerah yang dibatasi oleh garis kesetimbangan padatan-cairan dan padatan-gas berkaitan dengan semua suhu dan tekanan untuk air yang berada sebagian padatan. Demikian pula, dalam daerah yang dibatasi oleh garis-garis kesetimbangan padatan-cairan dan cairan-gas, maka zat tersebut dalam keadaan berwujud cairan. Adapun disebelah kanan garis padatan-cairan dan cairan-gas, zat ini berwujud gas.



Gambar 20. Diagram fase untuk air, T_b adalah titik beku normal, dan T_d titik didih normal. Kemiringan garis kesetimbangan titik terlalu melengkung (agak tegak), diperlukan tekanan sekitar 130 atm untuk menurunkan titik leleh es sebesar 1°C .

Tabel 2.3 Keadaan fisik air dari berbagai suhu dan tekanan

Suhu ($^\circ\text{C}$)	Tekanan (atm)	Keadaan
25	1,0	Cairan
0	2,0	Cairan
0	0,5	Padatan
100	0,5	Gas

Contoh selain air, marilah kita tinjau diagram fase dari gas CO_2 (gambar 21). Ciri yang menarik dari diagram fase ini adalah bahwa seluruh bentuk cairan terletak di atas tekanan 1 atm, karena ini tidak mungkin membentuk CO_2 cair pada tekanan atmosfer. Dimana, sewaktu gas didinginkan garis kesetimbangan padatan-gas bertemu pada suhu -78°C dan uap langsung berubah menjadi padatan, gejala ini menjelaskan, mengapa es kering (CO_2 padat) menyublim, bukan meleleh pada tekanan biasa.

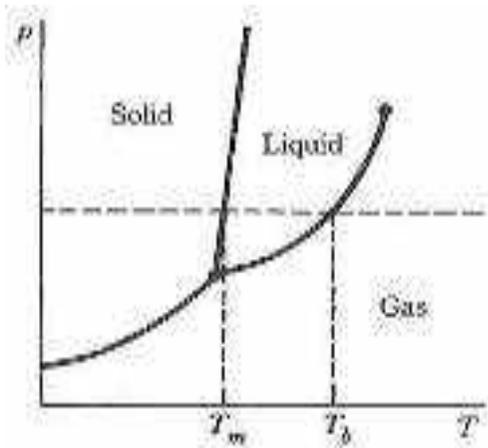


Figure 12.6 Phase diagram for a simple substance.

Gambar 21. Diagram Fase untuk Karbon dioksida

BAB 3

SIFAT FISIK LARUTAN

Campuran zat-zat yang Homogen disebut larutan, yang memiliki komposisi merta atau serba sama di seluruh bagian volumenya. Suatu larutan mengandung dua komponen atau lebih yang disebut *zat terlarut (solut)* dan *pelarut (solvent)*. Zat terlarut merupakan komponen yang jumlahnya sedikit, sedangkan pelarut adalah komponen yang terdapat dalam jumlah banyak.

Suatu larutan dengan jumlah maksimum zat pelarut pada temperatur tertentu disebut *larutan jenuh*. Sebelum mencapai titik jenuh, disebut *larutan tidak jenuh*. Sedangkan suatu keadaan dengan zat terlarut lebih banyak dari pada pelarut disebut *larutan lewat jenuh*.

Banyaknya zat terlarut yang dapat menghasilkan larutan jenuh, dalam jumlah tertentu pelarut pada temperatur konstan disebut *kelarutan*. Kelarutan suatu zat tergantung pada sifat zat tersebut, molekul pelarut, temperatur, dan tekanan. Meskipun larutan dapat mengandung banyak komponen, tetapi pada pembahasan materi ini dibatasi hanya larutan dengan dua komponen yaitu larutan bine komponen dari larutan biner yaitu *zat terlarut* dan *pelarut*, yang dapat dilihat dalam Tabel 3.1.

Tabel 3.1 Contoh Larutan Biner

Zat terlarut	Pelarut	Contoh
Gas	Gas	Udara, semua campuran gas
Gas	Cair	Karbon dioksida dalam air
Gas	Padat	Hydrogen dalam platina
Cair	Cair	Alcohol dalam air
Cair	Padat	Raksa dalam tembaga
Padat	Padat	Perak dalam platina
Padat	Cair	Garam dalam air

3.1 Konsentrasi larutan

Konsentrasi didefinisikan sebagai jumlah zat terlarut dalam setiap satuan larutan atau pelarut. Pada umumnya konsentrasi dinyatakan dalam satuan fisik, misalnya satuan berat atau satuan volume dan satuan kimia, misalnya mol, massa rumus, dan ekuivalen.

a. Persen konsentrasi

Dalam bidang kimia sering digunakan % untuk menyatakan konsentrasi larutan persen konsentrasi dapat dinyatakan dengan persen berat (% W/W) dan persen volume (% V/V).

1) Persen Berat (% W/W)

$$\text{Persen Berat (\% W/W)} = \frac{\text{Gram zat terlarut}}{\text{Gram zat terlarut} + \text{gram pelarut}} \times 100 \%$$

2) Persen Volume (% V/V)

$$\text{Persen Volume (\% V/V)} = \frac{\text{Volume zat terlarut}}{\text{Jumlah volume larutan}} \times 100 \%$$

Contoh 1

Hitung berapa % berat NaCl yang dibuat dengan melarutkan 20 g NaCl dalam 55g air

Penyelesaian

$$\% \text{ berat NaCl} = \frac{20}{20+55} \times 100 \% = 26,67 \%$$

Contoh 2

Hitung % W/W CH₃COOH dalam 5 ml cuka dengan kerapatan 1,008 g/ml, yang mengandung 0,2589 g CH₃COOH.

Penyelesaian

$$\% \text{ CH}_3\text{COOH} = \frac{0,2589 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{5 \text{ ml} \times 1,008 \text{ g/ml}} \times 100 \% = 5,14 \%$$

Contoh 3

Suatu larutan diperoleh dengan melarutkan 33 g alcohol, C₂H₅OH dalam air sehingga diperoleh 100 ml larutan. Jika kerapatan C₂H₅OH murni 0,785 g/ml, hitung konsentrasi C₂H₅OH dinyatakan dengan % volume.

Penyelesaian

$$\text{Volume alcohol semula} = \frac{33}{0,785} = 42,04 \text{ ml}$$

$$\text{Persen volume} = \frac{42,04}{100} \times 100 \% = 42,04 \%$$

Latihan 1

Hitung berapa g Na yang terdapat dalam 500 g NaCl % Berat.

Latihan 2

50 ml alKohol dicampur dengan 50 ml air menghasilkan 96,54 ml larutan. Hitung % volume masing-masing komponen.

b. Parts per Million (ppm) dan parts per Billion (ppb)

Bila larutan sangat encer digunakan satuan konsentrasi *parts per million*, ppm (bagian per sejuta), dan *parts per billion*, ppb (bagian per miliar). Satu ppm ekuivalen dengan 1 mg zat terlarut dalam 1 L larutan. Satu ppb ekuivalen dengan 1 μg zat terlarut per 1 L larutan.

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg zat terlarut}}{1 \text{ L larutan}} \times 100 \%$$

$$1 \text{ ppb} = \frac{1 \mu \text{ g zat terlarut}}{1 \text{ L larutan}} \times 100 \%$$

Parts per million, ppm, dan *parts per billion*, ppb, adalah satuan yang mirip persen berat. Bila persen berat, gram zat terlarut per 100 g larutan, maka ppm gram terlarut per sejuta gram larutan, dan ppb zat terlarut per milliard gram larutan.

$$1 \text{ ppm} = \frac{\text{berat zat terlarut}}{\text{larutan larutan}} \times 100 \%$$

$$1 \text{ ppb} = \frac{\text{berat zat terlarut}}{\text{berat larutan}} \times 100 \%$$

Contoh 4

Suatu larutan aseton dalam air mengandung 8,60 mg aseton dalam 21,4 L larutan. Bila kerapatan larutan 0,997 g/cm, hitung konsentrasi aseton dalam (a) ppm dan (b) ppb.

Penyelesaian

$$(a) \text{ ppm aseton} = \frac{\text{berat aseton}}{\text{berat air}} \times 10^6, \text{ dimana berat aseton dalam } 8,60 \text{ mg} = 8,60 \times 10^4 \text{ berat air} = 21,4 \text{ L} \times 1000 \text{ ml/L} \times 0,997 \text{ g/ml} = 21,4 \times 10^4 \text{ g.}$$

$$\text{ppm aseton} = \frac{8,60 \text{ g aseton}}{21,4 \times 10^{-4} \text{ g air}} \times 10^8 = 0,402 \text{ ppm}$$

$$(b) \text{ ppb aseton} = \frac{8,60 \text{ g aseton}}{21,4 \times 10^{-4} \text{ g air}} = 10^9 = 402 \text{ ppb}$$

latihan 3

kerapatan suatu larutan Hg^{2+} $2,50 \times 10^{-4} \text{ M}$ adalah $1,00 \text{ g/cm}^3$. Hitung konsentrasi dalam ppm.

c. Fraksi Mol

$$\text{Fraksi mol} = X_A = \frac{\text{jumlah mol A}}{\text{jumlah mol semua komponen}}$$

$$\text{Fraksi mol zat terlarut} = \frac{\text{jumlah mol zat terlarut}}{\text{jumlah mol zat terlarut} + \text{jumlah mol pelarut}}$$

$$\text{Fraksi mol pelarut} = \frac{\text{jumlah mol pelarut}}{\text{jumlah mol zat terlarut} + \text{jumlah mol pelarut}}$$

Contoh 5

Hitung fraksi mol NaCl dan fraksi mol H_2O dari larutan 117 g NaCl dalam 3 kg H_2O .

Penyelesaian

$$117 \text{ g NaCl} = \frac{117}{58,5} = 2 \text{ mol dan } 3 \text{ kg air} = \frac{3000}{18} = 166,6 \text{ mol}$$

$$\text{Fraksi mol NaCl} = \frac{2}{168,6} = 0,01 \text{ g dan fraksi mol air} = \frac{166,6}{168,6} = 0,988$$

Latihan 4

Hitung fraksi mol H_2SO_4 dari larutan yang mengandung 0,56 mol dalam 1 kg H_2O .

d. Molaritas/kemolaran (M)

Molaritas atau konsentrasi molar (M) suatu larutan jumlah mol spesi zat terlarut dalam 1 liter larutan atau jumlah milimol dalam 1 ml larutan.

$$\text{Molaritas (M)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$$

Contoh 6

Di laboratorium tersedia larutan HCl 0,675 M. bila suatu reaksi diperlukan 0,0525 HCl, berapa banyak asam tersebut yang digunakan.

Penyelesaian

HCl 0,675 M adalah larutan yang mengandung 0,675 HCl dalam 1 L larutan.

$$\text{Bila diperlukan } 0,0525 \text{ mol HC, maka } \frac{0,0525}{0,675} = 0,0778 \text{ L}$$

Latihan 5

Suatu larutan asam sulfat sebanyak 200 ml mempunyai konsentrasi 20% berat, dan kerapatannya 1,2 g/ml. hitung molaritas larutan. (diket, Mr H₂SO₄ = 98)

e. Molalitas/kemolalan (m)

Kemolalan m, menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam 1000 g pelarut. Kemolalan tidak tergantung pada temperatur dan digunakan dalam bidang kimia fisika, teristimewa dalam sifat koligatif.

$$\text{kemolalan (m)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg larutan}}$$

Contoh 7

Hitung kemolalan larutan metil alkohol (Mr = 32), dengan melarutkan 37 g metil alkohol (CH₃OH) dalam 1750 g air.

Penyelesaian

$$\text{Mol zat terlarut} = \frac{37 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1,156 \text{ mol,}$$

$$\text{maka kemolalan} = \frac{1,156 \text{ mol}}{1,1750 \text{ kg}} = 0,984 \text{ m}$$

Latihan 6

suatu larutan asam sulfat sebanyak 200 ml mempunyai konsentrasi 20% berat, dan kerapatannya 1,2 g/ml. hitung kemolalan larutan (Mr asam sulfat = 98)

f. Normalitas/kenormalan (N)

$$N = \frac{\text{ekivalen zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$$

$$N = \frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{berat ekuivalen} \times \text{liter larutan}}$$

Contoh 8

Hitung kenormalan larutan yang mengandung 56,75 g H₂SO₄ dalam 1,5 liter larutan. Massa molekul H₂SO₄ = 98

Penyelesaian

Massa ekuivalen = 49

$$\text{Kenormalan} = \frac{56,75}{49 \times 1,50} = 0,76 \text{ N}$$

g. Satuan konsentrasi dalam bidang kedokteran dan ilmu-ilmu biologi persen milligram (% mg)

Ada dua macam persen konsentrasi yang sering digunakan dalam laporan laboratorium klinik dan ilmu biologi, yaitu persen berat-volume yang telah kita bahas dan persen miligram.

Misalnya, nitrogen urea dalam darah diukur dalam persen milligram. Tingkat urea darah 32% milligram artinya dalam 100 ml darah atau 1 Dl (desiliter) darah terdapat 32 mg datah (32 mg/dL)

$$\text{Persen milligram (\% mg)} = \frac{\text{mg zat terlarut}}{100 \text{ ml larutan}} \times 100\%$$

Contoh 9

Berapa gram natrium fosfat yang diperlukan untuk membuat 20 ml larutan 9,0% mg.

Penyelesaian

9,0 % artinya dalam 100 ml larutan, terlarut 9,0 mg natrium fosfat untuk membuat 20 ml diperlukan

$$\frac{20 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} \times 9,0 \text{ mg} = 1,8 \text{ mg natrium sulfat}$$

Latihan 7

Hitung konsentrasi Na^+ dalam % mg. jika 5 ml darah mengandung 0,14 mg Na^+

3.2 Proses Pembentukan Larutan

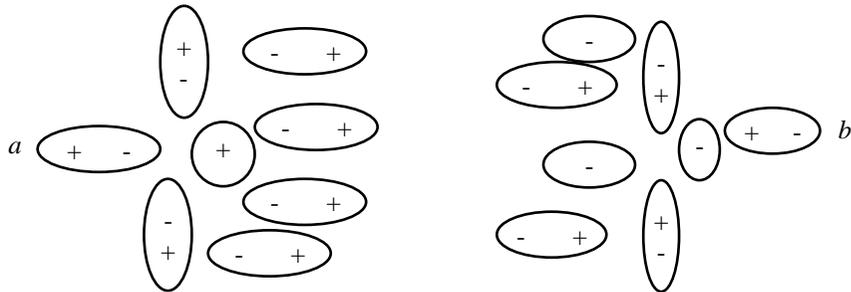
Proses pembentukan suatu larutan dapat mengikuti salah satu mekanisme berikut: (a) zat terlarut bereaksi secara kimia dengan pelarut dan membentuk zat yang baru, (b) zat terlarut membentuk zat tersolvasi dengan pelarut, (c) terbentuknya larutan berdasarkan disperse.

Reaksi kimia dengan pelarut dapat terjadi apabila ada interaksi antara pelarut dan zat terlarut dengan pemutusan satu atau lebih ikatan kimia contoh dari gejala ini adalah :



Pada contoh diatas terbentuk sistem homogeny tetapi sifat kimia zat terlarut berubah

Golongan yang kedua, masih menunjukkan adanya interaksi antara pelarut dan zat terlarut, tetapi tidak sekuat golongan yang pertama dan tidak disertai perubahan sifat dari zat terlarut. Interaksi yang terjadi ialah bentuk *solvasi*, dan dinamakan *hidratisasi* jika pelarutnya air. Solvasi biasanya disebabkan karena adanya interaksi antara pelarut polar terhadap zat terlarut yang polar pula, seperti bila garam NaCl dilarutkan dalam air.



Gambar 22. (a) Ion Na⁺ tersolvasi oleh air sebagai dwikutub

(b) Ion Cl⁻ tersolvasi oleh air sebagai dwikutub

Molekul air sebagai dwikutub mengelilingi ion-ion Na⁺ dan Cl⁻ seperti tampak pada **gambar 22**. Dalam hal ini dikatakan ion-ion Na⁺ dan Cl⁻ dalam keadaan tersolvasi. Solvasi dapat pula terjadi antara molekul yang polar, misalnya etanol C₂H₅OH, dengan air. Oleh karena itu alkohol dapat larut dalam air.

Proses terjadinya larutan berdasarkan *disperse* dapat ditunjukkan oleh CCl₄ dan benzene. Kedua molekul ini *non polar* sehingga tidak ada gaya Tarik menarik antara dua zat tersebut. Kelarutan dalam hal ini disebabkan karena adanya kecenderungan dari benzene dan karbon tetraklorida untuk terdispersi sejauh mungkin.

3.3 Hukum Raoult

Tekanan uap suatu komponen yang menguap dalam larutan sama dengan tekanan uap komponen murni dengan fraksi mol komponen yang menguap dalam larutan, pada temperatur yang sama.

Misalkan komponen A : $P_A = P_A^0 \cdot x_A$

Dengan P_A = tekanan uap diatas larutan,
 x_A = fraksi mol A,
 P_A^0 = tekanan uap A murni.

Hukum Raoult menyatakan bahwa :

“ tekanan uap parsial komponen A dalam larutan berbanding lurus dengan fraksi mol dan tetapan perbandingan yaitu tekanan uap komponen A murni”.

Syarat larutan ideal :

Larutan yang mengikuti hukum Raoult disebut larutan ideal

- Molekul zat terlarut dan molekul pelarut tersusun sembarang
- Pada pencampuran tidak terjadi kalor

a. Larutan Ideal

Untuk larutan ideal yang mengandung dua komponen (1 dan 2) yang dapat menguap, sesuai dengan hukum Raoult.

$$P_1 = P_1^0 \cdot x_1 \qquad P_2 = P_2^0 \cdot x_2$$

Tekanan total P

$$P = P_1 + P_2 = P_1^0 \cdot x_1 + P_2^0 \cdot x_2$$

Komposisi uap setiap komponen dapat dihitung dengan hukum Raoult.

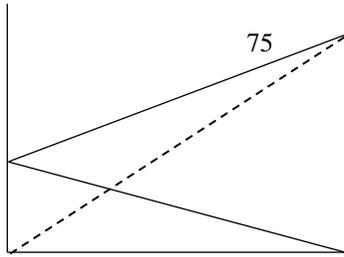
Sebagai contoh : Pada sistem larutan benzena-toluena fraksi mol benzena 0,35 dan fraksi mol toluena 0,65 (lihat **Gambar 22**). Diketahui tekanan uap benzene murni 75 mmHg pada 20°C dan tekanan uap toluena murni 22 mmHg pada 20°C.

Tekanan total = $P_1 + P_2 = 0,35 \times 75 + 0,65 \times 22 = 26,25 + 14,33 = 40,58$ mmHg.

Menurut hukum Dalton, fraksi mol benzena (1) dan toluena (2).

$$X_1 = \frac{P_1}{P_{total}} = \frac{26,25}{40,58} = 0,65 \qquad X_2 = \frac{P_2}{P_{total}} = \frac{14,33}{40,58} = 0,35$$

Uap lebih banyak mengandung komponen yang lebih mudah menguap



Gambar 23. Larutan Ideal

Contoh 10
 Suatu campuran Etilbromida (1) dan etilyodida (2), dengan komposisi masing-masing 0,5 fraksi mol pada 16,7°C (Diket : $P^{\circ}_{\text{etilbromida}} = 45,16 \text{ mmHg}$; $P^{\circ}_{\text{etilyodida}} = 16,20 \text{ mmHg}$)

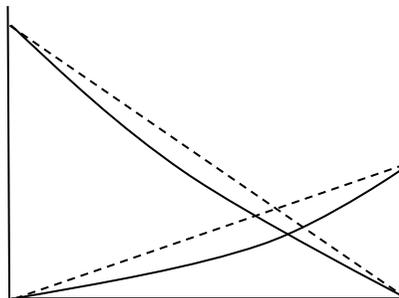
- Hitung komposisi uap
- Bila uap pada (a) terkondensasi, hitung komposisi uap yang baru

0 ----- mol reaksi benzena → 1
 1 ← mol Reaksi toluena ----- 0

b. Larutan Non ideal

Pada umumnya hanya sedikit larutan yang memenuhi hukum Raoult. Larutan yang tidak memenuhi hukum Raoult disebut larutan non ideal. Pada larutan ideal dari zat pelarut A dan zat terlarut B, tarikan A – B sama dengan tarikan A – A dan B – B, sedangkan kalor pelarutan, $\Delta H_{(1)} = 0$.

Bila tarikan antara A – B lebih besar dari tarikan A – A dan B – B, maka proses pelarutan adalah eksoterm dan $\Delta H_{(1)} < 0$. Penyimpangan dari hukum Raoult ini disebut *penyimpangan negatif* (lihat **Gambar 24**).



Gambar 24. Deviasi negatif (larutan aseton-kloroform)

Sebaliknya jika tarikan A – B lebih lemah maka $\Delta H_{(1)} > 0$. Maka proses pelarutan adalah endoterm. Penyimpangan dari hukum Raoult ini disebut *penyimpangan positif*.

3.4 Sifat Koligatif Larutan

Hukum Raoult merupakan dasar dari empat macam sifat larutan encer yang disebut *sifat koligatif*. Sifat koligatif suatu larutan adalah *sifat-sifat yang tergantung pada banyaknya partikel zat yang terlarut di dalam larutan, tetapi tidak tergantung pada jenis zat yang terlarut*. Sifat-sifat ini meliputi : (a) penurunan tekanan uap jenuh, (b) kenaikan titik didih, (c) penurunan titik beku, (d) tekanan osmotik. Sifat koligatif juga dapat digunakan untuk menentukan massa molekul relatif suatu zat.

a. Penurunan Tekanan Uap

Bila suatu larutan terdiri dari zat yang mudah menguap (sebagai pelarut) dan zat yang tidak mudah menguap (sebagai zat terlarut), maka tekanan uap murninya pada suhu tertentu didefinisikan sebagai P° , sedangkan dengan adanya zat terlarut tekanan uapnya turun menjadi P , maka penurunan tekanan uapnya adalah $P^{\circ} - P_1$.

Menurut Raoult, untuk larutan yang sangat encer penurunan tekanan uap relatifnya sama dengan fraksi mol zat terlarut. Dengan demikian:

$$\frac{P_1^{\circ} - P_1}{P_1^{\circ}} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

P_1° = tekanan uap pelarut murni

P_1 = tekanan uap larutan

n_1 = jumlah mol pelarut

n_2 = jumlah mol zat terlarut

Bila persamaan diatas dijabarkan $x_1 + x_2 = 1$, maka akan diperoleh $\Delta p = P_1^{\circ} \cdot X_2$. Dengan kata lain tekanan uap pelarut dalam suatu larutan seperti diatas berbanding lurus dengan fraksi mol zat terlarut. Rumus tersebut dapat digunakan untuk menghitung berat molekul suatu senyawa.

Contoh 11

Suatu cairan murni mempunyai tekanan uap 50 mmHg pada 25° C. Hitung tekanan uap bila 6 mol zat ini dicampur dengan 4 mol suatu nonelektrolit yang tidak menguap.

Penyelesaian

Cara a) Tekanan uap larutan $\frac{3}{5} \times 50 = 30$ mmHg

Cara b) $X_2 = 1 - \frac{3}{5} = \frac{2}{5}$

$$\Delta P = \frac{2}{5} \times 50 = 20 \text{ mmHg}$$

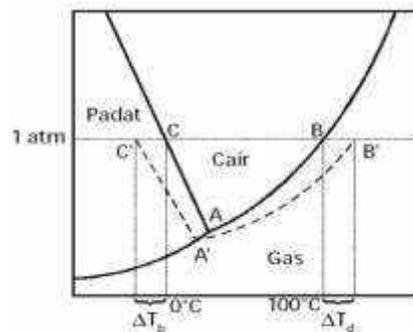
$$P = 50 - 20 = 30 \text{ mmHg}$$

Latihan 8

Tekanan uap eter ($M_r = 74$), 442 mmHg pada 293 K. Bila 3 g senyawa A dilarutkan kedalam 50 g eter pada temperatur ini, tekanan uap menjadi 426 mmHg. Hitung massa molekul relatif M_r senyawa A.

b. Kenaikan Titik Didih (ΔT_b) dan Penurunan Titik Beku (ΔT_f)

Sebagai akibat dari penurunan tekanan uap, maka terjadi kenaikan titik didih jika dibandingkan dengan titik didih pelarut murninya. Peristiwa ini dapat dipelajari dari gambar berikut ini.



Gambar 25. Pengaruh zat terlarut pada diagram fasa air

Pada gambar terlihat bahwa pada setiap suhu, tekanan uap larutan terletak dibawah tekanan uap pelarut murni (dinyatakan dengan garis putus-putus). Menurut persamaan Clausius-Clayperon:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta H \cdot P}{R \cdot T^2} \text{ atau } dT = \frac{R \cdot T^2 dP}{\Delta H \cdot P}$$

Penyelesaian

a) $P_1^{\circ} = 45,16$ mmHg

$$P_2^{\circ} = 16,20$$
 mmHg

$$P_1 = P_1^{\circ} \cdot X_1 = 45,16 \times 0,5 = 22,53$$
 mmHg

$$P_2 = P_2^{\circ} \cdot X_2 = 16,20 \times 0,5 = 8,10$$
 mmHg

$$P = P_1 + P_2 = 30,68$$
 mmHg

b) Jika uap dikondensasikan, maka

$$P_1 = P_1^{\circ} \cdot X_1 = 45,16 \times 0,736 = 33,24$$
 mmHg

$$P_2 = P_2^{\circ} \cdot X_2 = 21,60 \times 0,264 = 5,70$$
 mmHg

$$P = P_1 + P_2 = 33,24 + 5,70 = 38,94$$
 mmHg

$$X_1 = \frac{P_1}{P_{tot}} = \frac{33,24}{38,94} = 0,854$$

$$X_2 = \frac{P_2}{P_{tot}} = \frac{5,70}{38,94} = 0,146$$

Dengan ΔH adalah panas penguapan molar yaitu ditulis sebagai ΔH untuk larutan yang sangat encer, harga tekanan uap larutan sama dengan tekanan uap pelarut murninya atau $P = P^0$ dan ini akan berakibat $T = T_b$. Maka persamaan diatas menjadi

$$\Delta T_b = \frac{R \cdot T_b^2}{\Delta H_v} \cdot \frac{P^0 - P}{P^0}$$

Untuk larutan yang sangat encer berlaku: $(P^0 - P)/P^0 = n_1/n_2$ sehingga persamaan menjadi :

$$\Delta T_b = \frac{R \cdot T_b^2}{\Delta H_v} \cdot \frac{n_1}{n_2}$$

Jika konsentrasi pelarut dalam moal (m) dan berat pelarut sama dengan 1000 gram, maka n_1/n_2 dapat ditulis sama dengan $n \cdot M_2/1000$ dengan M_2 adalah berat molekul pelarut, sehingga:

$$\Delta T_b = \frac{R \cdot T_b^2}{\Delta H_v} \cdot \frac{M_2}{1000}$$

Bila harga dari

$$\Delta T_b = \frac{R \cdot T_b^2}{\Delta H_v} \cdot \frac{M_1}{1000} = K_b, \text{ maka } \Delta T_b = K_b \cdot m \text{ atau}$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{1000 \cdot W_1}{W_2 \cdot M_1}$$

Dengan: K_b = tetapan kenaikan titik didih

W = berat zat terlarut

M_1 = berat molekul zat terlarut

W_2 = berat pelarut

Rumus ini hanya berlaku untuk zat nonelektrolit. Untuk zat yang elektrolit terjadi penyimpangan karena spesi dalam larutan terurai menjadi partikel-partikel yang bermuatan, yang disebut ION peristiwa penguraian menjadi ion-ion ini disebut IONISASI. Ionisasi menyebabkan bertambahnya jumlah partikel dalam larutan, karenanya ionisasi akan

terionisasi sempurna, sedangkan elektrolit lemah, tidak semuanya terionisasi. Secara kuantitatif, elektrolit kuat dan lemah dibedakan melalui DERAJAT IONISASI (α).

Derajat ionisasi (α) didefinisikan sebagai banyaknya (mol/moler .I) zat yang terurai dibagi zat mula-mula. α dapat juga menyatakan prosen/bagian mol/molekul yang terurai. Bila $\alpha = 1$, berarti semua molekul terurai, dan bila $\alpha = 0$, berarti tidak ada molekul yang terurai. Dengan demikian besarnya α berkisar antara 0 – 1.

Jika di dalam larutan terdapat elektrolit AB, maka akan terionisasi seperti berikut:

Jika mula-mula terdapat 1 mol AB dan derajat ionisasi α , maka setelah terionisasi akan terdapat jumlah ion sebanyak nol dan sisa AB sebanyak $1 - \alpha$. Jumlah keseluruhan spesi setelah mengalami ionisasi adalah $1 - \alpha + n\alpha$ atau $1 + (n - 1) \alpha$. Harga ini dinamakan faktor Van't Hoff atau i . Menurut Van't Hoff, suatu larutan elektrolit akan mengalami kenaikan titik didih sesuai dengan faktor Van't Hoff, yang dapat ditulis sebagai berikut : $\Delta T_b = K_b \cdot m \cdot i$ dengan $i = 1 + (n - 1) \alpha$ ($n =$ jumlah ion)

Contoh 12

5 gram urea dilarutkan dalam 75 gram air. Berapa kenaikan titik didihnya, jika kalor penguapan air 540 kal/g.

Penyelesaian

Mr urea (W_1) = 60

$\Delta H_v = 540 \text{ kal/g} = 540 \times \text{Mr air kal/g}$

$\Delta T_b =$

Jadi kenaikan titik didihnya sebesar $0,57^\circ$

Latihan 9

Hitung titik didih suatu larutan yang mengandung 30 g gula ($Mr = 342$) dalam 100 g air.

Dengan cara yang sama dapat diturunkan rumus untuk penurunan titik beku. Peristiwa dapat dilihat pada **Gambar 26**.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m \text{ atau } \Delta T_f = K_f \cdot \frac{1000 \cdot W_1}{W_2 \cdot M_1}$$

Dengan: K_f = tetapan penurunan titik beku
 W_1 = berat zat terlarut
 M_1 = berat molekul zat terlarut
 W_2 = berat pelarut

Sedangkan untuk larutan non elektrolit yang mengalami penurunan titik beku sesuai dengan faktor Van't Hoff, dapat ditulis sebagai berikut :

$$\Delta T_f = K_f \cdot m \cdot i \quad \text{dengan } i = 1 + (n - 1) \alpha \quad (n = \text{jumlah ion})$$

Persamaan ini dapat digunakan untuk menghitung berat molekul senyawa.

Contoh 13

Hitung titik beku air dalam radiator mobil yang berisi cairan dengan perbandingan 88 g etilen glikol, HOCH₂CH₂OH 160 g air.

Penyelesaian

Jumlah mol glikol = $88/62 = 1,4$

Kemolalan =

$\Delta T^f = K^f \cdot m \Rightarrow 1,86 \times 8,8 = 16$

Jadi titik beku = -16°C

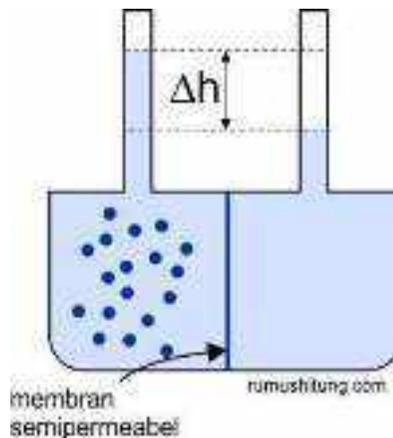
Latihan 10

Suatu larutan yang diperoleh dengan cara melarutkan 1 g suatu senyawa adalah 30 g benzena membeku pada $3,8^\circ\text{C}$. Titik beku benzena murni $5,5^\circ\text{C}$. Hitung massa molekul relatif zat terlarut.

A. Tekanan Osmotik

Apabila suatu larutan yang pekat dan pelarut yang encer dipisahkan dengan membran semipermeabel, maka akan terjadi aliran pelarut dari larutan yang lebih encer ke larutan yang lebih pekat. Peristiwa tersebut dinamakan osmosis. Percobaan tentang tekanan osmosis dapat dijelaskan dengan Gambar 6.

Berdasarkan gambar 6 pelarut akan mengalir ke arah larutan gula melalui membran, sehingga permukaan larutan gula akan naik. Aliran ini akan terus berlangsung sampai tekanan hidrostatis dari larutan yang naik sama dengan kecepatan osmosis. Dalam peristiwa tersebut, jika tidak memakai membran semipermeabel yang sempurna maka terjadi difusi dari zat terlarut. Apabila kasus ini terjadi, peristiwa osmosis tersebut tidak akan terlihat, karena permukaan akan turun lagi akibat difusi.



Gambar 26. Peristiwa Osmosis

Tekanan osmosis didefinisikan sebagai besarnya kelebihan tekanan yang digunakan untuk mencegah aliran pelarut ke dalam larutan melalui membran semipermeabel. Ternyata menurut Van't Hoff besarnya tekanan osmosis tersebut berbanding lurus dengan konsentrasi dan suhu. Dari hasil penyelidikannya disimpulkan bahwa sifat-sifat larutan adalah analog dengan sifat-sifat gas, sehingga tekanan osmosis tersebut dapat diturunkan dari persamaan keadaan Boyle dan Charles.

Bila C adalah konsentrasi larutan dalam mol per liter dan v adalah volum larutan yang mengandung 1 mol zat terlarut, maka C adalah $1/V$. Sehingga pada temperatur tetap, tekanan osmosis (π) berbanding lurus dengan konsentrasi atau, $\pi/C = \text{tetap}$ dan $\pi \cdot V = \text{tetap}$

Karena menurut hukum Charles pada temperatur tertentu tekanan berbanding lurus dengan temperturnya, maka pada konsentrasi tertentu berlaku: $\pi/T = C$

Dari kombinasi dua rumus diatas maka akan diperoleh rumus analog gas ideal.

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ (persamaan Van't Hoff) } \quad \text{atau} \quad \pi = G \cdot R \cdot T$$

Dengan:

π = tekanan osmosis

V = Volum

n = jumlah mol

T = temperatur Kelvin

R = tetapan gas = $0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

C = konsentrasi

BAB 4

TEORI ASAM DAN BASA

Dalam bab ini kita akan membahas teori asam-basa dan beberapa faktor yang mempengaruhi kekuatan asam-basa. Kita juga akan mendeskripsikan apa definisi dari pH larutan, mempelajari bagaimana menghitung pH larutan, dan bagaimana nilai pH dapat di pertahankan-seperti pH 7,4 dalam darah. Juga kita akan mendiskusikan asam-basa dan reaksi penetralan asam-basa melalui titrasi.

4.1 Teori Asam-Basa

a. Teori Arrhenius

Konsep keasaman dan kebasaan dalam kimia sangat beragam sehingga asam dan basa didefinisikan berulang kali dengan berbagai cara. Salah satu definisi yang paling tua adalah teori asam-basa menurut Arrhenius. Dalam teorinya, Arrhenius mengatakan bahwa:

Dalam pelarut air *asam* merupakan zat yang menghasilkan ion hidrogen, $H^+(aq)$ dan basa merupakan zat yang menghasilkan ion hidroksida $OH^-(aq)$, yang saling menetralkan sesuai dengan reaksi: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

Arrhenius juga membedakan antara asam-basa kuat dan asam-basa lemah. Asam kuat terionisasi secara sempurna menjadi ion-ion $H^+(aq)$ dan basa kuat terdisosiasi secara sempurna menjadi ion-ion $OH^-(aq)$. Reaksi ionisasi asam dan basa lemah adalah reversibel (bolak-balik) dan setimbang. Karena hanya ada sebagian kecil asam atau basa yang ada

dalam bentuk ion-ion. Teorinya hanya dapat diterapkan pada reaksi dalam pelarut air dan teori tersebut tidak dapat menjelaskan bagaimana pembentukan H^+ dalam ionisasi basa lemah.

b. Teori Bronsted-Lowry

Secara terpisah pada tahun 1922, Bronsted di Denmark dan T.M Lowry di Inggris mengajukan teori asam-basa secara lebih luas dari teori Arrhenius. Dalam teori Bronsted-Lowry:

Asam merupakan donor proton dan basa merupakan akseptor proton H^+

Teori tersebut dapat menggambarkan reaksi amonia sebagai basa dengan cara sebagai berikut.



Berikut adalah karakteristik teori Bronsted-Lowry:

- Reaksi ionisasi yang terjadi adalah reaksi reversibel, yang dinyatakan oleh garis dua arah(\leftrightarrow).
- Reaksi secara keseluruhan mengandung dua kombinasi asam dan basa yang dinamakan pasangan konjugasi NH_3 sebagai basa dengan menerima proton dari H_2O . Untuk reaksi kebalikannya, NH_4^+ kehilangan sebuah proton untuk OH^- ; NH_4^+ adalah asam konjugasi dari NH_3 . Dengan cara yang sama, OH^- adalah basa konjugat dari asam H_2O , OH^- menerima proton dari NH_4^+ dan H_2O memberikan sebuah proton untuk NH_3 .

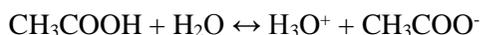
Untuk reaksi reversibel NH_3 , tetapan kesetimbangan dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-, \text{ sehingga } K_a = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]}$$

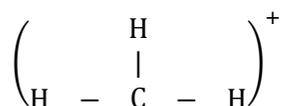
Selanjutnya, untuk ionisasi basa amonia, dapat kita gunakan persamaan berikut.

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,8 \times 10^{-5} (K_b \text{ disebut tetapan ionisasi basa})$$

Berdasarkan teori Bronsted Lowry, ionisasi asam asetat ditunjukkan sebagai berikut:



Dalam reaksi ionisasi asetat H_2O adalah basa, padahal H_2O merupakan asam dalam ionisasi NH_3 . Suatu zat yang bisa bertindak sebagai asam atau basa disebut amfiprotik. Asam konjugat dari air adalah ion hidronium, H_3O^+ . Sebuah proton yang bebas tidak mungkin berada dalam larutan air karena H^+ mempunyai muatan positif tinggi yang dengan segera mencari pusat-pusat muatan negatif untuk membentuk ikatan, seperti pasangan elektron menyendiri pada atom O dari molekul-molekul H_2O yang lain. Mungkin ion H^+ jua bergabung dengan molekul-molekul H_2O . Walaupun demikian, dalam penerapan teori Bronsted-Lowry, kita asumsikan ion hidrogen hidrat yang paling sederhana adalah H_3O^+ . Kita juga dapat meramalkan bahwa ikatan ion dalam H_3O^+ adalah ikatan kovalen koordinat.



Seperti halnya K_b untuk ionisasi asam asetat, kita gunakan persamaan berikut:

$$K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ (} K_b \text{ disebut tetapan ionisasi asam)}$$

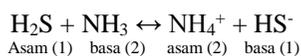
Contoh 1:

Identifikasikan asam dan basa Bronsted-Lowry dan konjugatnya pada masing-masing ionisasi berikut.

- a. $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HS}^-$
- b. $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{HPO}_4^{2-}$

Penyelesaian:

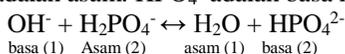
- a. H_2S diubah menjadi HS^- dengan melepaskan proton H_2S adalah asam; HS^- adalah basa konjugat dari H_2S . NH_3 menerima proton H_2S . NH_3 adalah basa; NH_4^+ adalah asam konjugat dari NH_3 .



Asam (1) basa (2) asam (2) basa (1)

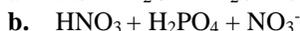
- b. OH^- memperoleh sebuah proton dari H_2PO_4^- , OH^- adalah basa; H_2O adalah

asam konjugat dari H_2O . H_2PO_4^- memberikan sebuah proton kepada OH^- ; H_2PO_4^- adalah asam. HPO_4^{2-} adalah basa konjugat HPO_4^-

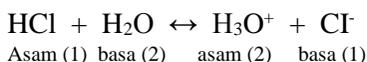


Latihan Soal 1:

Identifikasi asam dan basa Bornsted-Lowry dan konjugatnya pada masing-masing persamaan ionisasi berikut.



Untuk menggambarkan ionisasi asam klorida, suatu *asam kuat*, kita lihat bahwa reaksi berjalan secara sempurna dengan menggunakan suatu tanda anak panah.



Karena ionisasi terjadi secara sempurna dalam reaksi searah (kiri ke kanan), kita dapat menyimpulkan bahwa Cl^- adalah basa lemah. Karena, kecenderungan ion Cl^- untuk menerima proton dari H_3O^+ sangat terbatas dibandingkan dengan kecenderungan HCl untuk memberikan proton ke H_3O^+ . Bila disimpulkan, dapat kita katakan sebagai berikut.

Makin kuat suatu asam, makin lemah basa konjugasinya.

Untuk menerapkan ide itu secara lebih luas, kita menemukan rentanan relatif dari kekuatan asam dan basa konjugatnya yang ditunjukkan dalam Tabel 4.2 Asam terkuat ada pada kolom kiri paling atas. Sedangkan basa terkuat ada pada kolom kanan paling bawah.

Tabel 4.2 Kekuatan Relatif Beberapa Asam Bronsted-Lowry dan Basa Konjugatnya

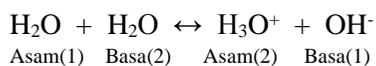
	Asam	Basa	
Asam Kuat	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Basa terlemah
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	H ₂ O	OH ⁻	
Asam terlemah	NH ₃	NH ₂ ⁻	Basa terkuat
	OH ⁻	O ²⁻	

c. Teori Lewis

Asam akseptor pasangan elektron; Basa; donor pasangan elektron

4.2 Kestimbangan Air (K_w) dan Konsep pH

Air murni dapat menghantarkan arus listrik bila dideteksi dengan alat ukur yang cukup sensitif. Hantaran arus listrik disebabkan oleh adanya ion-ion, namun dari mana ion-ion tersebut dalam air murni? Teori Bronsted-Lowry dapat membantu kita untuk mendeskripsikan bagaimana ion-ion tersebut terbentuk. Ingat bahwa air merupakan *amfiprotik*. Sehingga molekul-molekul air dapat saling memberi dan menerima proton. Dalam reaksi autoionisasi air, setiap molekul H₂O menyumbangkan proton dan molekul H₂O yang lain menerimanya. Ion-ion hidronium dan hidroksida terbentuk dalam jumlah yang sama. karena H₃O⁺ dan OH⁻ masing-masing berperan sebagai asam dan basa yang lebih kuat dari molekul H₂O, sehingga kesetimbangan bergeser jauh ke arah kiri, seperti yang ditunjukkan dalam persamaan berikut.



Ungkapan tetapan kesetimbangan autoionisasi air dituliskan sebagai berikut.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$$

Oleh karena sangat sedikit molekul air mengion, konsentrasi air tidak berubah, sehingga: $K_a[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$ atau $K_w = [H_3O^+][OH^-]$

K_w disebut tetapan hasil kali ion atau tetapan air, yaitu hasil kali konsentrasi molar pada kesetimbangan tertentu.

Berdasarkan eksperimen telah ditentukan bahwa konsentrasi kesetimbangan pada $25^\circ C$ dalam air murni adalah $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

Tetapan hasil kali ion untuk air ini sering diterapkan pada semua larutan berair (*aq*) yaitu larutan asam, basa, garam atau non elektrolit.

Sebagai contoh, larutan asam kuat HCl 0,00015 M yang terionisasi secara sempurna: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Jumlah $[H_3O^+]$ yaitu dihasilkan HCl lebih besar dari yang ada dalam air murni sehingga kita dapat nyatakan bahwa dalam larutan terdapat $[H_3O^+] = 0,00015 M = 1,5 \times 10^{-4} M$. Dengan menggunakan persamaan K_w kita dapat menghitung $[OH^-]$ dalam larutan.

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,5 \times 10^{-4}} = 6,7 \times 10^{-11} M$$

pH dan pOH

noasi eksponensial merupakan suatu cara untuk menunjukkan suatu bentuk eksponen, seperti $1,4 \times 10^{-4}$. Pada tahun 1909 seorang ahli biokimia dari Denmark Soren Sorensen mengemukakan sebuah pernyataan yang masih digunakan sampai sekarang. Beliau menggunakan lambang pH sebagai “potensial ion hidrogen” dan didefinisikan sebagai negatif logaritma dari $[H^+]$ atau $[H_3O^+]$.

$$pH = -\log[H_3O^+] \text{ atau } pOH = -\log[OH^-]$$

Untuk menentukan $[H_3O^+]$ dari suatu nilai pH yang telah diketahui diperlukan antilogaritma.

Analog dengan pH dan pOH, maka pK_w merupakan logaritma negatif dari K_w .

$$pK_w = -\log K_w = -\log(1,0 \times 10^{-14}) = -(-14,00) = 14,00$$

Untuk mendapatkan hubungan yang sederhana antara pH dan pOH dari larutan, maka:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \\ = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$-\log K_w = -\log[H_3O^+][OH^-] \\ = -\log 1,0 \times 10^{-14}$$

$$pK_w = -\log[H_3O^+] - \log[OH^-] \\ = 14,00$$

$$pK_w = pH + pOH \\ = 14,00$$

Sehingga pH dari $2,5 \times 10^{-3}$ M NaOH adalah $14,00 - 2,60 = 11,40$

Dalam air murni, dimana $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ M, maka nilai pH dan pOH keduanya adalah 7,00. Air murni dan semua larutan dengan pH=7,00 adalah netral. Bila pH kurang dari 7,00, maka larutan bersifat asam, bila pH di atas 7,00, larutan bersifat basa atau alkalin. Larutan bersifat lebih asam, bila H_3O^+ meningkatkan dan pH menurun. Larutan bersifat lebih basa bila H_3O^+ menurun dan pH nya meningkat.

4.3 Kesetimbangan Larutan Asam lemah dan Basa lemah

Biasanya cuka dalam larutan mengandung asam asetat sebagai zat terlarut yang utama dan memberikan aroma asam. CH_3COOH adalah asam lemah, sedangkan HCl asam kuat. Dalam larutan HCl, perubahan menjadi H_3O^+ sangat sempurna, tetapi reaksi dalam larutan asam asetat tidak berjalan dengan sempurna. Untuk larutan dengan molaritas zat terlarut yang sama, hanya ada sedikit H_3O^+ dalam CH_3COOH (aq) dibandingkan dengan yang ada dalam HCl(aq). Dan ingat, makin rendah H_3O^+ berarti makin tinggi pH.

Untuk menghitung nilai pH larutan asam atau basa diperlukan tetapan ionisasi secara tepat, yaitu K_a dan K_b .

Dalam setiap perhitungan, kita juga akan menggunakan rumus $pK_a = -\log K_a$; $pK_b = -\log K_b$. Makin kecil nilai pK_a dan pK_b berarti

makin besar nilai K_a dan K_b makin rendah nilai pH berarti makin tinggi H_3O^+ .

- Untuk asam lemah, jika H_3O^+ lebih kecil dari $0,05 C_a$, gunakan rumus berikut:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a} \quad pH = \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log C_a$$

- Untuk basa lemah:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b C_b} \quad pOH = \frac{1}{2}pK_b - \frac{1}{2}\log C_b$$

Contoh 2

Hitung pH larutan $CH_3COOH(aq)$ 0,1 M.

$$(K_a = 1,8 \times 10^{-5})$$

Penyelesaian

$$[H_3O^+] = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 10^{-1}} = 4,24 \times 10^{-3} M$$

$$pH = -\log 4,24 \times 10^{-3} = 2,87$$

Latihan Soal 3

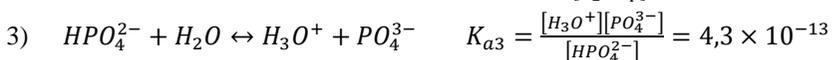
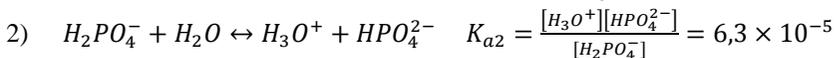
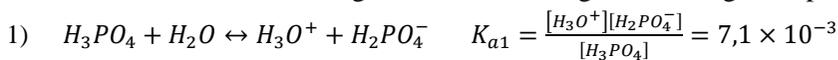
Tentukan pH C_6H_5COOH (asam benzoat) 0,25 M

4.4 Asam-asam Poliprotik

Asam klorida, HCl mengandung satu atom H dalam tiap molekul yang terionisasi dan merupakan asam monoprotik kuat. Asam asetat, CH_3COOH mengandung empat atom H dalam tiap molekul, tetapi hanya satu ion yang terionisasi dan merupakan asam monoprotik lemah. Asam karbonat H_2CO_3 mengandung dua atom H dan keduanya terionisasi; asam ini merupakan asam diprotik lemah. Asam fosfat, H_3PO_4 mengandung tiga atom H yang kesemuanya terionisasi; asam ini merupakan asam tripotik, H_2CO_3 dan H_3PO_4 diklasifikasikan sebagai asam poliprotik. Asam poliprotik merupakan asam-asam yang mengandung lebih dari satu atom hidrogen tiap molekul yang dapat dilepaskan menjadi ion H^+ .

a. Asam Fosfat

Asam fosfat H_3PO_4 terurai menghasilkan ion hidrogen dalam tiga tahap:



Harga K_{a1} , K_{a2} dan K_{a3} makin berkurang, berarti pada setiap tahap pengionan lebih sedikit dibandingkan tahap sebelumnya. Hal ini karena dalam ionisasi tahap pertama, terjadi pelepasan proton secara sempurna, sedangkan pada ionisasi tahap kedua dan ketiga pelepasan proton lebih sulit. Berdasarkan pengamatan secara umum tentang asam poliprotik ada dua kesimpulan.

1. umumnya nilai $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$, sehingga diasumsikan bahwa semua ion H_3O^+ dalam larutan berasal dari ionisasi tahap pertama.
2. Karena nilai K_{a2} kecil, maka jumlah anion yang terbentuk dari ionisasi tahap pertama hanya sedikit sekali mengalami ionisasi lebih lanjut.

b. Asam Sulfat

Asam sulfat merupakan asam diprotik lain, yang mengalami ionisasi secara sempurna pada tahap pertama dan tidak sempurna pada tahap kedua.

- 1) $H_2SO_4 + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$ $K_{a1} = 10^{-3}$
- 2) $HSO_4^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$ $K_{a2} = \frac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]} = 1,1 \times 10^{-2}$

Harga K_{a1} yang sangat besar menunjukkan bahwa hampir 100% terurai menjadi H_3O^+ dan HSO_4^- .

4.5 Hidrolisis

Garam adalah elektrolit kuat yang terurai sempurna menjadi ion. Anion dan kation dari garam atau kedua-duanya dapat bereaksi dengan air. Reaksi ini disebut hidrolisis. Dalam $Na_3CO_3(aq)$, CO_3^{2-} mengalami hidrolisis, sedangkan Na^+ tidak. Kation-kation lain dari golongan IA dan golongan IIA juga tidak mengalami hidrolisis. Kation-kation logam tidak mengalami hidrolisis, karena partikel-partikel tersebut berukuran kecil dan tidak bermuatan tinggi. Pada umumnya garam yang mengalami hidrolisis mempengaruhi pH larutan.

1. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat membentuk larutan yang bersifat netral (pH=7). Kation dan anionnya tidak mengalami hidrolisis dalam air. Contoh: NaCl, KNO_3 dan $BaCl_2$.

2. Garam yang erasal dari asam lemah dan basa kuat membentuk larutan yang bersifat basa ($pH > 7$), terjadi hidrolisis parsial. Anion akan terionisasi sebagai basa. Contoh: Na_2CO_3 , KNO_2 , CH_3COONa . CO_3^{2-} , NO_2^- dan CH_3COO^- adalah basa konjugat dari asam lemah; kesemuanya merupakan basa yang lebih kuat dari Cl^- , NO_3^- dan I^- .

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C_g$$

3. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah membentuk larutan yang bersifat asam ($pH < 7$), terjadi hidrolisis parsial. Kation mengalami hidrolisis sebagai asam. Contoh: NH_4Cl , NH_4NO_3 dan NH_4Br . NH_4^+ adalah asam konjugat dari basa lemah NH_3 .

$$pH = \frac{1}{2} pK_w - \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_g$$

4. Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah terjadi hidrolisis sempurna dan membentuk larutan yang bersifat asam, netral atau basa. Kation bertindak sebagai asam dan anion sebagai basa, tetapi pH larutan tergantung pada kekuatan relatif asam lemah dan basa lemah. Contoh: NH_4CN , NO_2 dan CH_2COONH_4 .

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} pK_b$$

Contoh 6

Prediksikan apakah larutan-larutan berikut bersifat asam, basa, atau netral: (a) $NH_4I(aq)$, (b) $CH_2COONH_4(aq)$.

Penyelesaian

- a. NH_4I adalah garam yang berasal dari asam kuat, HI , dan basa lemah, NH_3 . Kation, NH_4^+ , mengalami hidrolisis, dan menghasilkan larutan yang bersifat asam.
 $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$
 Anion I^- merupakan basa yang sangat lemah, sehingga tidak dapat terhidrolisis.
- b. Ammonium asetat adalah garam yang berasal dari asam lemah, CH_3COOH , dan basa lemah, NH_3 . Seperti yang ditunjukkan oleh poin 4 di atas; kedua ion mengalami hidrolisis: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$ dan $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$

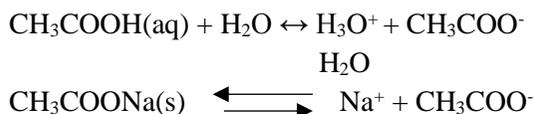
Latihan Soal 6

Prediksikan apakah larutan-larutan berikut ini akan bersifat asam, basa, atau netral: (a) $NaNO_3(aq)$, (b) $CH_3CH_2CH_2COOK(aq)$.

Untuk menjawab pertanyaan pada soal contoh 7(b), diperlukan tetapan ionisasi untuk kedua reaksi hidrolisis tersebut. Nilai tetapan

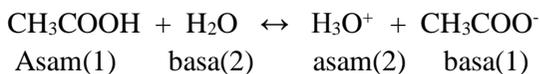
4.6 Pengaruh Ion Senama

Perhatikan garam CH_3COONa , yang terbentuk dari basa kuat dan asam lemah, bila dalam larutan terdapat campuran asam asetat, CH_3COOH , dan natrium asetat, CH_3COONa maka keduanya menghasilkan ion asetat CH_3COO^- .

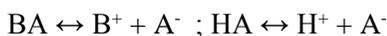


Asam asetat adalah asam lemah yang hanya sedikit terurai menjadi ion, dan dalam larutan terdapat kesetimbangan. Sedangkan garam CH_3COONa adalah elektrolit kuat, terurai sempurna menjadi Na^+ dan CH_3COO^- . Dalam penambahan ion CH_3COO^- dalam larutan yang berasal dari CH_3COONa maka sesuai dengan azas Le Chatelier reaksi kesetimbangan CH_3COOH akan bergeser ke kiri.

Bila suatu garam menghasilkan CH_3COO^- , kesetimbangan akan bergeser kearah kiri.



CH_3COO^- adalah suatu basa yang dikonsumsi dalam reaksi balik, maka H_3O^+ adalah asam. Karena $[\text{H}_3\text{O}^+]$ berkurang maka pH larutan akan meningkat. Dalam larutan asam asetat dan larutan natrium asetat, ion asetat adalah *ion senama* yang mempengaruhi pergeseran kesetimbangan. Perhatikan suatu larutan yang merupakan campuran dari asam lemah HA dan garamnya, BA.



Tetapan ionisasi K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \text{ dan } [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Oleh karena [HA] hanya sedikit mengion, sedangkan BA terurai sempurna maka [HA] dianggap sebagai konsentrasi asam dan [A⁻] sebagai konsentrasi garam. Maka:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{garam}]}{[\text{asam}]}$$

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{garam}]}{[\text{basa}]}$$

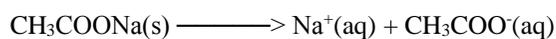
Persamaan ini dikenal dengan persamaan Henderson – Hasselbalch.

Contoh 3

Hitung pH larutan yang mengandung CH₃COOH 0,10 M dan CH₃COONa 0,15 M.

Penyelesaian

H₂O



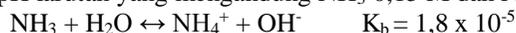
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pK}_a = -\log K_a = -\log (1,8 \times 10^{-5}) = 4,74$$

$$\text{pH} = 4,74 + \log \frac{0,15}{0,10} = 4,92$$

Latihan Soal 8

Hitung pH larutan yang mengandung NH₃ 0,15 M dan NH₄NO₃ 0,35 M.



4.7 Larutan Buffer

Larutan asam asetat – natrium asetat dari contoh 8 juga dinamakan larutan buffer (larutan penahan). Larutan buffer adalah suatu zat yang hanya mengalami *perubahan sedikit pada pH* bila sejumlah kecil asam kuat atau basa kuat ditambahkan.

Larutan buffer mempunyai aplikasi yang penting dalam industri, laboratorium, dan kehidupan makhluk hidup. Beberapa reaksi kimia tertentu dapat mengkonsumsi, menghasilkan, dan dikatalisis oleh H₃O⁺. Untuk mempelajari kinetika reaksi-reaksi tersebut, atau mengendalikan laju reaksinya, pH harus diatur. Pengaturan ini dapat dilakukan jika reaksi dilakukan dalam larutan buffer dalam larutan buffer. Reaksi katalisis enzim umumnya peka terhadap perubahan pH. Penelitian protein sering dilakukan dalam larutan buffer, karena besar dan jenis muatan listrik yang dimiliki oleh molekul protein tergantung pada pH.

Fakta bahwa penambahan ion senama dalam larutan asam lemah atau basa lemah menghasilkan pergeseran keseimbangan ke arah molekul asam atau basa yang tidak terurai. Oleh karena itu, larutan buffer dapat didefinisikan sebagai:

Campuran asam lemah dan garamnya (basa konjugatnya)

Campuran basa lemah dan garamnya (asam konjugatnya)

pH dari larutan buffer dapat dihitung dari persamaan Henderson – Hasselbalch.

Beberapa sifat larutan buffer:

- Mempunyai pH tertentu (persamaan Henderson– Hasselbach).
- pH-nya relatif tidak berubah bila ditambah sedikit asam atau basa.
- pH-nya tidak berubah bila diencerkan.

Contoh 9

Suatu larutan buffer mengandung NH_3 0,24 M dan NH_4Cl 0,20 M. (a) Berapa pH larutan buffer tersebut?. (b) Bila NaOH 0,0050 mol ditambahkan ke dalam buffer 0,500 L ini, berapa pHnya? ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$)

Penyelesaian

a. Persamaan yang relevan adalah sebagai berikut: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$[\text{OH}^-] = K_b \times \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow [\text{OH}^-] = 1,8 \times 10^{-5} \times \frac{0,24}{0,20} = 2,2 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,2 \times 10^{-5}) = 4,66$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 4,66 = 9,34$$

b. Pertama, hitung penetralan akibat penambahan NaOH . Penambahan 0,005 mol OH^- ke dalam buffer 0,500 L menghasilkan $[\text{OH}^-] = 0,005 \text{ mol OH}^- / 0,500\text{L} = 0,010 \text{ M}$. $[\text{OH}^-]$ ini berkurang sampai mendekati nol dengan penetralan.

$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$	
Buffer awal	0,20M 0,24M
Penambahan	0,01M
Perubahan	-0,01M -0,01M +0,01M
Setelah penetralan	0,19M $\approx 0\text{M}$ 0,25M

Sekarang kita terapkan persamaan berikut.

$$[\text{OH}^-] = K_b \times \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \times 10^{-5} \times \frac{0,25}{0,19} = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,4 \times 10^{-5}) = 4,62$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 4,62 = 9,38$$

Sebagai alternatif, kita dapat menerapkan persamaan Henderson-Hasselbalch:

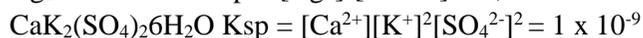
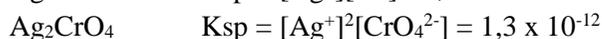
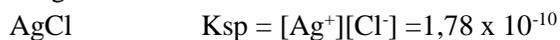
Dalam hal ini, asam adalah NH_4^+ dan garam adalah NH_3 . Ingat kembali bahwa $\text{pK}_a + \text{pK}_b = 14,00$, dan kita punya $\text{pK}_a = 14,00 - \text{pK}_b = 14,00 - [-\log (1,8 \times 10^{-5})] = 14,00 - 4,74 = 9,26$ $\text{pH} = 9,26 + \log \frac{0,25}{0,19} \rightarrow \text{pH} = 9,26 + 0,12 = 9,38$

Latihan Soal 9

Hitung pH suatu larutan buffer yang dibuat dengan cara mencampurkan 100 mL NaOH 0,20 M dan 150 mL CH₃COOH 0,40 M. ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

4.8 Hasil Kali Kelarutan

Kelarutan suatu zat adalah jumlah zat yang melarut dalam satu liter larutan jenuh pada suhu tertentu. “Jumlah” zat dapat dinyatakan dalam mol atau gram. Kelarutan molar suatu zat(s) adalah jumlah mol zat yang melarut dalam satu liter larutan jenuh pada suhu tertentu. Sedangkan hasil kali kelarutan suatu garam adalah hasil kali konsentrasi semua ion dalam larutan jenuh pada suhu tertentu dan masing-masing ion diberi pangkat dengan koefisien dalam rumus tersebut.

**Kelarutan Ksp, pKsp**

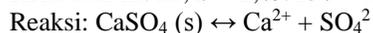
Ksp suatu garam adalah ukuran kelarutan garam tersebut. Bila diketahui kelarutan molar, maka Ksp dapat dihitung. Sebaliknya bila diketahui Ksp maka dapat dihitung kelarutan molar. Selain Ksp sering digunakan pKsp ($-\log K_{sp}$). Secara aljabar, semakin kecil Ksp semakin besar pKsp. Harga pKsp yang besar (positif) menunjukkan kelarutan yang kecil, pKsp yang kecil (negatif) menunjukkan kelarutan besar.

Contoh 10

Diketahui kelarutan CaSO₄ 2,09g/L pada 30⁰C. Hitung Ksp! (Diket. Mr CaSO₄ = 136)

Penyelesaian

Kelarutan molar, $S = 2,09/136 = 1,54 \times 10^{-2}$ mol/L



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = S^2 \rightarrow K_{sp} = (1,54 \times 10^{-2})^2$$

$$K_{sp} = 2,4 \times 10^{-4}$$

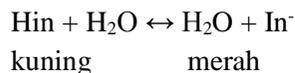
Latihan Soal 10

Diketahui Ksp AgBr pada suhu 25⁰C adalah $7,7 \times 10^{-13}$. Hitung kelarutan AgBr dalam g/L.

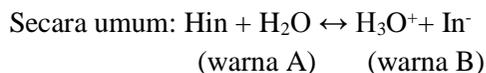
4.9 Indikator pH

Gambar 27 menunjukkan suatu eksperimen dengan indikator pH (indikator asam-basa) yang dapat anda kerjakan sendiri dengan menggunakan fenol merah, suatu indikator yang umumnya digunakan untuk menguji pH air kolam renang. Dengan menambahkan sedikit tetesan fenol merah ke dalam sejumlah kecil air suling, warna air kelihatan sedikit *jingga*. Sekarang, peras jeruk ke dalam air dan warna berubah menjadi *kuning*. Dalam larutan ammonia warna indikator tersebut berubah menjadi *merah*.

Untuk menjelaskan perubahan warna, kita lihat terbentuknya warna kuning dari indikator asam fenol merah, Hin , dan terbentuknya warna merah indikator basa, In^- . Keseimbangan terjadi diantara keduanya, dengan konsentrasi keseimbangan Hin dan In^- tergantung pada $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dan pH.



Gambar 27. Indikator pH – fenol merah. Bila fenol merah ada dalam larutan yang bersifat asam, akan berwarna kuning (kiri). Dalam air suling, berwarna jingga (tengah). Dalam larutan alkalis, indikator bernama merah (kanan).



Sehingga:

$$\boxed{\text{pH} = \text{pK}_{\text{in}} + \log \frac{[\text{warna A}]}{[\text{warna B}]}}$$

Transisi warna asam ke warna basa terjadi pada daerah pH atau interval warna indikator, seperti pada tabel berikut.

Tabel 4.3 Indikator

Indikator	Warna		pK _{in}	Daerah pH (Interval warna)
	Asam	Basa		
Timol Biru	Merah	Kuning	1,5	1,2 – 2,8
Metil Jingga	Merah	Kuning	3,7	3,2 – 4,1
Bromkeson Hijau	Kuning	Biru	4,7	3,8 – 5,4
Metil Merah	Kuning	Merah	5,1	4,8 – 6,0
Bromtimol Biru	Kuning	Biru	7,0	6,0 – 7,6
Fenol Merah	Kuning	Merah	7,9	6,8 – 8,4
Fenolftalein	Tidak Berwarna	Merah	9,4	8,2 – 10,0

Salah satu indikator pH yang umum digunakan dalam laboratorium kimia adalah lakmus, suatu zat yang diekstraksi dari sebangsa tumbuhan lumut. Umumnya lakmus digunakan dalam bentuk kertas yang direndam dalam larutan air dan kemudian dikeringkan. Kertas ini dibasahi dengan larutan yang sedang diuji. Rentangan pH yang didapat dari perubahan warna lakmus lebih lebar dari pada indikator-indikator pH yang lain, sehingga lakmus hanya digunakan sebagai petunjuk umum apakah larutan bersifat asam atau basa.

Indikator Lakmus: pH < 4,5 pH > 8,3
 merah biru

4.10 Reaksi Penetralan dan Kurva Titrasi

Penetralan adalah reaksi dari asam dan basa dan *titrasi* adalah teknik yang biasa digunakan untuk penetralan. Titik kritis titrasi adalah titik ekuivalen suatu titik dimana asam dan basa berada bersama-sama dalam proporsi stoikiometri tanpa sisa. Kita dapat menggunakan perubahan warna dari indikator asam-basa untuk menetapkan titik ekuivalen. Titik pada titrasi dimana indikator berubah warna dinamakan titik akhir dari indikator, yang didapatkan dengan cara menyesuaikan titik akhir indikator dengan titik ekuivalen dari penetralan. Sehingga, kita memerlukan suatu indikator yang perubahan warnanya terjadi dalam rentang pH yang meliputi pH sesuai dengan titik ekuivalen. Semua nilai-nilai yang didapatkan digambarkan

dalam kurva titrasi untuk reaksi penetralan – grafik pH versus volume titran (larutan yang ditambahkan dari buret).

Titration Asam Kuat oleh Basa Kuat

Bayangkan kita menempatkan 20 mL HCl 0,50 M dalam sebuah labu erlenmeyer kecil dan titrasi *asam kuat* ini dengan menambahkan NaOH 0,50 M (*basa kuat*) dari buret. Untuk menentukan data kurva titrasi, kita menghitung pH dari larutan yang terkumpul pada bermacam-macam titik selama berlangsungnya titrasi. Kemudian, kita plot nilai-nilai pH ini versus volume NaOH(aq) yang ditambahkan. Dari kurva titrasi kita dapat menentukan pH pada titik ekuivalen dan mengidentifikasi indikator yang tepat untuk titrasi.

Contoh 11

Berapakah pH pada masing-masing titik dalam titrasi 20,00 mL HCl 0,50 M oleh NaOH 0,50M.



- Sebelum penambahan NaOH (*pH mula-mula*)
- Setelah penambahan 10,00 mL NaOH 0,50 M (*titik tengah penetralan*). Setengah dari HCl mengalami penetralan setengah yang tersisa.
- Setelah penambahan 20,00 mL NaOH 0,50 M (*titik ekuivalen*). Tidak ada asam maupun basa yang ada dalam larutan.
- Setelah penambahan 21,00 mL NaOH 0,50 M (*setelah titik ekuivalen*). Titran berlebih ada.

Penyelesaian

- Karena HCl asam kuat, HCl terionisasi secara sempurna. Untuk itu, larutan mula-mula mempunyai $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,50 \text{ M}$, dan $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,50) = 0,301$.

- Jumlah H_3O^+ yang dititrasi adalah $20,00 \text{ mL} \times 0,50 \text{ mmol H}_3\text{O}^+/\text{mL} = 10,00 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$.

Jumlah OH^- dalam 10,00 mL NaOH 0,50 M adalah:

$$10,00 \text{ mL} \times 0,50 \text{ mmol OH}^-/\text{mL} = 5,00 \text{ mmol OH}^-$$

Kita dapat menyajikan reaksi penetralan dengan cara sebagai berikut.



$$\text{Jumlah mula-mula, mmol:} \quad 10,00$$

$$\text{Penambahan, mmol:} \quad 5,00$$

$$\text{Perubahan, mmol:} \quad -5,00 \quad 5,00$$

$$\text{Setelah bereaksi, mmol:} \quad 5,00 \quad \approx 0$$

Volume total dari 20,00 mL + 10,00 mL = 30,00 mL, dan

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{5,00 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{3,00 \text{ ML}} = 0,17 \text{ M};$$

maka $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,17 = 0,77$.

- c. Larutan yang terjadi adalah $\text{NaCl}(\text{aq})$. Karena tidak ada Na^+ atau Cl^- yang terhidrolisis, maka pH larutan = 7,00.

Jumlah OH^- dalam 21 mL dari NaOH 0,50 M adalah: $21,00 \text{ mL} \times 0,50 \text{ mmol OH}^-/\text{mL} = 10,5 \text{ mmol OH}^-$. Maka:



Jumlah mula-mula, mmol: 10,00

Penambahan, mmol: 10,50

Perubahan, mmol: -10,00 -10,00

Setelah bereaksi, mmol: ≈ 0 0,5

Konsentrasi OH^- , pOH dan pH nya adalah.

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,50 \text{ mmol OH}^-}{(2,00+21,00)} = 0,01 \text{ M};$$

maka $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,01 = 2,00$.

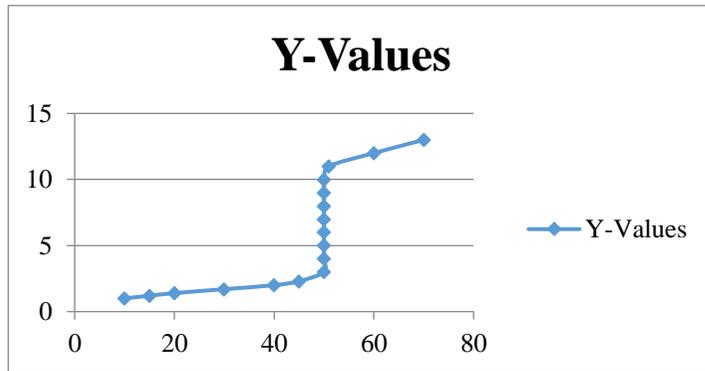
$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,00 = 12,00$.

Latihan Soal 11

Untuk titrasi yang telah digambarkan dalam contoh 11, tentukan pH setelah penambahan volume-volume NaOH 0,50 M berikut: (a) 19,90 mL; (b) 19,99 mL; (c) 20,01 mL; (d) 20,10 mL.

Gambar 28 mengilustrasikan kurva titrasi untuk titrasi *asam kuat* HCl dan *asam lemah* CH_3COOH oleh *basa kuat*.

- pH rendah pada permulaan titrasi
- pH berubah secara lambat sampai sebelum tercapainya titik ekuivalen.
- Tepat sebelum titik ekuivalen, pH meningkat secara tajam.
- Pada titik ekuivalen, pH adalah 7,00.
- Setelah titik ekuivalen, pH terus meningkat secara tajam.
- Sedikit melebihi titik ekuivalen, pH tinggi.
- Indikator apapun yang perubahan warnanya terjadi dalam rentang pH 4 sampai 10, cocok untuk titrasi ini.



Gambar 28. Kurva titrasi 50,00 mL asam 0,10 M dengan NaOH 0,10 M

Titrasi Asam Lemah oleh Basa Kuat

Bila kita gunakan basa kuat sebagai titran dalam titrasi dari dua larutan berbeda yang mempunyai molaritas sama – yang satu asam kuat dan yang lain, asam lemah – kurva titrasi yang kita dapatkan mempunyai dua karakteristik yang umum: (1) volume basa yang diperlukan untuk mencapai titik ekuivalen sama untuk kedua larutan tersebut, (2) bagian kurva setelah titik ekuivalen banyak sekali kesamaan. (Dalam kasus ini larutan mempunyai kelebihan OH^-).

Perbedaan dengan titrasi asam kuat – basa kuat dalam titrasi asam lemah oleh basa kuat adalah sebagai berikut: (lihat kembali **Gambar 5**).

- pH awal lebih tinggi. Karena asam lemah hanya terionisasi sebagian.
- Pada titik dimana asam lemah setengah dinetralkan, adalah $\text{pH} = \text{pK}_a$. Pada titik ini konsentrasi asam lemah dalam larutan buffer dan basa konjugatnya (anionnya) adalah sama.
- pH pada titik ekuivalen lebih besar dari 7, karena anion asam lemah terhidrolisis.
- Bagian terjal dari kurva titrasi pada titik ekuivalen dalam rentang pH yang sempit.
- Pemilihan indikator yang cocok untuk titrasi asam lemah oleh basa kuat lebih terbatas. Khususnya, kita dapat menggunakan indikator yang perubahan warnanya dibawah $\text{pH} = 7$.

BAB 5

KOLOID

5.1 Sistem Dispersi

Sistem koloid merupakan suatu sistem dispersi. Sistem ini merupakan campuran dari zat yang tidak dapat bercampur. Sistem ini terdiri dari dua fase yaitu, fase terdispersi dan medium pendispersi. Sistem dispersi dengan medium pendispersi suatu cairan disebut sol.

Tabel 5.1. Sistem Dispersi Koloid

Fase terdispersi	Medium pendispersi	Nama	Contoh
Gas	Cair	Buih	Buih, busa sabun
Gas	Padat	Busa padat	Batu apung, karet busa
Cair	Gas	Aerosol cair	Kabut
Cair	Cair	Emulsi	Susu, mayonaise
Cair	Padat	Emulsi padat	Mentega
Padat	Gas	Aerosol padat	Asap
Padat	Cair	Sol	Cat, belerang dalam air
Padat	Padat	Sol padat	Kaca berwarna

5.2 Penggolongan Koloid

Sistem koloid dapat merupakan koloid reversibel dan irreversibel. Susu bubuk yang diperoleh dari penguapan susu setelah menghilangkan krim, dapat diubah kembali menjadi susu setelah dicampur dengan air. Sistem

semacam ini disebut koloid reversibel. Plasma darah kering termasuk koloid reversibel. Karet yang didispersikan dalam benzena adalah sol reversibel Hidrosol anorganik seperti sol belerang dan emas adalah koloid irreversibel.

Berdasarkan sifat ini sistem koloid dapat digolongkan dalam dua kelompok yaitu, koloid liofil dan koloid liofob. Sol liofil misalnya sabun, kanji, lem, tidak mudah mengalami koagulasi jika diberi elektrolit sehingga koloid ini lebih mantap (stabil). Jika air merupakan medium pendispersi, maka sol ini disebut sol hidrofil. Sol semacam ini jika mengalami koagulasi dapat diubah kembali menjadi sol. Oleh karena itu, termasuk koloid reversibel.

Liofil artinya senang pada cairan, sedangkan liofob artinya takut pada cairan. Contoh soal liofob adalah sol emas. Besi (III) hidroksida, arsen (III) sulfida. Pada tabel dibawah ini dapat dilihat perbandingan kedua golongan tersebut.

Tabel 5.2. Sifat Koloid Liofil dan Liofob

Liofil	Liofob
Dapat balik (reversibel)	Tidak dapat balik (irreversibel)
Mantap (stabil)	Kurang mantap
Mengandung zat organik	Mengandung zat organik
Kekentalan tinggi	Kekentalan rendah
Sukar mengendap dengan elektrolit	Mudah mengendap dengan elektrolit
Tidak menunjukkan gerakan Brown	Menunjukkan gerakan Brown
Kurang menunjukkan efek tyndall	Jelas menunjukkan efek tyndall
Umumnya dapat dibuat gel	Umunya tidak dapat dibuat gel
Umumnya dibuat dengan metode disperse	Umumnya dibuat dengan metode kondensasi
Partikel dispersi mengadsorpsi molekul	Partikel dispersi mengion (muatan listrik)

5.3 Pembuatan Koloid

Berbagai zat dapat dibuat koloid dengan dua cara. Pertama dengan cara memecah partikel besar menjadi partikel koloid, atau dengan cara dispersi. Kedua ialah mengubah molekul atom, atau ion ke dalam partikel koloid yang lebih besar, atau dengan cara kondensasi.

1. Cara Dispersi

a. Dispersi Mekanik

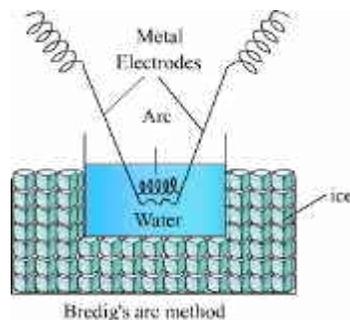
Partikel besar digerus menjadi partikel koloid dengan penggilingan koloid.

Contoh: belerang dan urea digerus kemudian diaduk dengan air membentuk hydrosol

b. Dispersi Elektrolitik

Cara ini dikenal sebagai cara busur bredig.

Sol platina, emas atau perak dibuat dengan cara mencelupkan dua kawat ke dalam air, dan diberikan potensial tinggi menyebabkan uap logam mengkondensasi dan membentuk partikel koloid.



Gambar 29. Metode Bredig

c. Peptisasi

Partikel kasar diubah menjadi partikel koloid dengan penambahan zat seperti air atau zat lain atau yang disebut zat untuk peptisasi. Misalnya: koloid AgCl dapat terbentuk dengan penambahan air suling, koloid aluminium hidroksida dibuat dengan cara menambahkan HCl encer pada endapan $\text{Al}(\text{OH})_3$ yang baru dibuat.

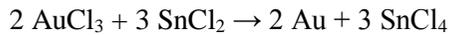
2. Cara Kondensasi

a. Dengan Reaksi Kimia

(1) Cara Reduksi,

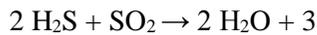
Sol logam, misalnya sol emas atau perak dibuat dengan cara mereduksi larutannya dengan formaldehida atau hidrazin. Sol

emas dapat juga dibuat dengan cara mereduksi emas klorida dengan timah (II) klorida,



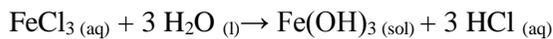
(2) Cara Oksidasi

Koloid belerang dibuat dengan cara oksidasi hidrogen sulfida oleh SO_2



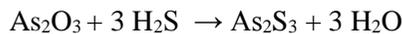
(3) Cara Hidrolisis

Sol besi (III) hidroksida dibuat dengan cara menambahkan larutan besi (III) klorida pada air panas,



(4) Dek

Sol As_2S_3 dapat diperoleh dengan mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan jenuh arsen (III) oksida:



b. Pertukaran Pelarut atau Penurunan Kelarutan

Belerang sedikit melarut dalam alkohol, tetapi tidak melarut dalam air. Sol belerang dapat dibuat dengan menuangkan larutan jenuh belerang dalam alkohol ke dalam air. Sol belerang dapat juga dibuat dengan cara menambahkan air ke dalam larutan belerang dalam karbon disulfida.

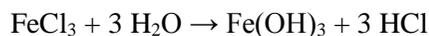
c. Pendinginan Berlebih

Koloid es dapat dibuat dengan mendinginkan campuran pelarut organik seperti eter atau kloroform dengan air.

5.4 Pemurnian Koloid

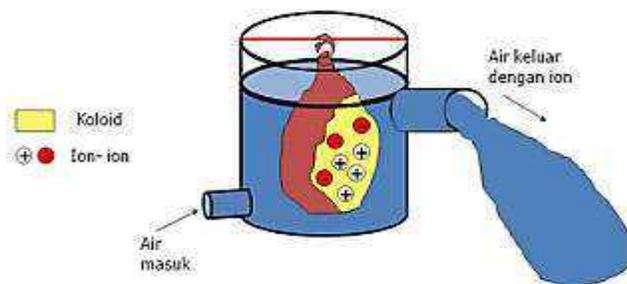
1. Cara Dialisis

Cara ini didasarkan pada fakta bahwa partikel koloid tidak dapat menembus membran seperti selofan. Misalnya pada pembuatan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dari hidrolisis FeCl_3 menurut persamaan:



Maka terdapat ion-ion H^+ dan Cl^- , yang dapat menyebabkan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ mengalami koagulasi. Ion-ion ini dapat dihilangkan dengan proses dialisis, yaitu memasukkan sol ke dalam kantong terbuat dari

membran semipermeabel dan menempatkannya dalam air yang mengalir (lihat gambar). Dengan demikian maka ion-ion H^+ dan Cl^- akan menembus membran masuk ke dalam air dan sol tetap dalam kantong.



Gambar 30. Pemurnian koloid dengan dialysis

2. Ultra Filtrasi

Untuk memisahkan koloid dari medium dispersinya dapat dilakukan dengan ultra filtrasi. Dalam hal ini medium dispersinya dipaksa menembus membrane semipermeabel dengan menggunakan tekanan udara.

5.5 Beberapa Sifat Koloid

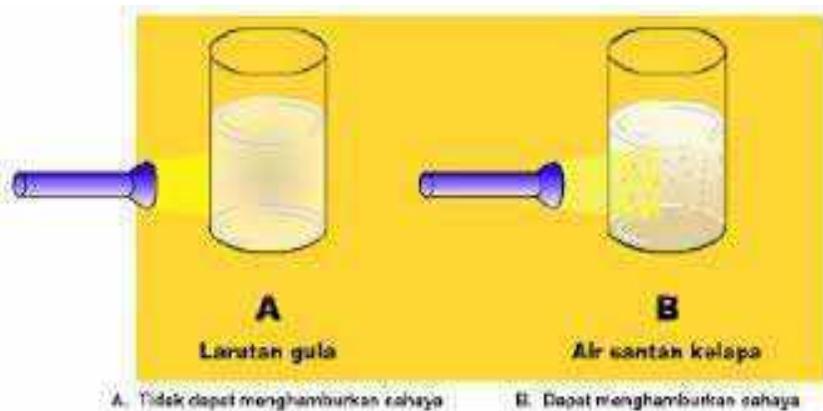
1. Sifat Koloid yang tidak jelas

Penurunan titik beku, kenaikan titik didih dan tekanan osmosis dalam koloid sangat kecil. Hal ini disebabkan karena partikel-partikel koloid jauh lebih besar daripada larutan sejati, sehingga jumlah partikel tiap satuan volume lebih kecil. Selain itu berat molekul relative koloid sangat besar.

2. Sifat Optik

Partikel koloid dapat menghamburkan cahaya. Peristiwa ini disebut efek tyndall, yaitu peristiwa dimana jalannya sinar di dalam koloid dapat terlihat. Ini disebabkan karena partikel-partikel koloid dapat menghamburkan cahaya ke segala arah. Peristiwa ini serupa dengan debu dalam rumah yang kelihatan bila ada sinar yang masuk melalui celah.

Dengan ultramikroskopis efek tyndall dapat dilihat lebih jelas. Mikroskop ini dapat mengumpulkan berkas cahaya dari cahaya yang terang sampai seujung runcing pensil. Kemudian berkas cahaya ini diarahkan kepada larutan koloid pada sudut tegak lurus pada sumbu optis mikroskop. Jika mikroskop difokuskan pada sampel maka tiap partikel larutan koloid tampak seolah-olah seperti sumber cahaya yang sangat kecil.

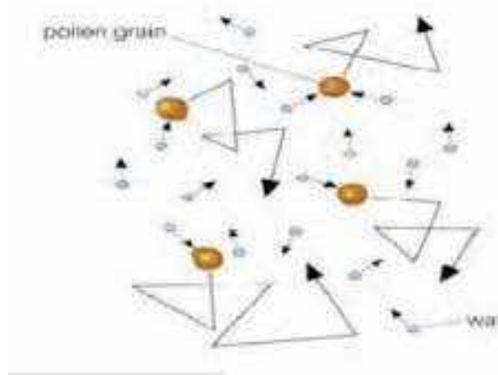


Gambar 31. Efek Tyndall

3. Sifat Kinetik
 - a. Gerak Brown

Jika seberkas cahaya dipusatkan ke dalam sel berisikan koloid. Pengamatan dengan mikroskop yang di arahkan kepusat cahaya, maka berkas cahaya itu menunjukkan noda cahaya yang bergerak tak menentu. Gerak ini disebut dengan gerak Brown.

Gerak brown



Gambar 32. Gerak Brown

4. Sifat Listrik

Permukaan partikel koloid mempunyai muatan disebabkan oleh pengionan atau penyerapan muatan. Untuk mengimbangi muatan ini terjadi penarikan muatan berlawanan dari larutan, sehingga suatu partikel koloid mempunyai lapisan rangkap listrik.

a. Elektroforesis

Merupakan perpindahan partikel muatan listrik dalam medan listrik. Karena partikel koloid bermuatan maka mereka dapat bergerak dalam medan listrik. Jika ke dalam ketabung U dimasukkan koloid dan ujung-ujungnya dipasang elektrode serta dialirkan arus searah, maka dispersi koloid akan bergerak. Menuju elektrode yang cocok. Koloid bermuatan negatif menuju anoda dan sebaliknya koloid bermuatan positif menuju ke katoda. Sifat ini dapat digunakan sebagai dasar untuk memisahkan partikel-partikel koloid.

b. Elektroosmotik

Gerak partikel koloid bermuatan melalui membrane semipermeabel oleh pengaruh medan listrik.

c. Potensial Aliran

partikel koloid dipaksa bergerak melalui pori membran (kebalikan dari elektroosmotik)

d. Potensial Sedimentasi

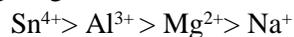
Terjadi perbedaan potensial antara bagian atas dan bagian bawah di mana suatu koloid bermuatan mengendap.

5. Koagulasi

Peristiwa pengendapan atau penggumpalan koloid disebut koagulasi. Koagulasi terjadi dengan;

- a. Mencampurkan dua sol yang berbeda muatan
- b. Elektroforesis, pada elektroforesis muatan sol dinetralkan pada elektroda, dan sol mengendap
- c. Pemanasan, beberapa sol seperti belerang dan perak halide dapat diakogulasi dengan cara pemanasan
- d. Penambahan elektrolit

Menurut aturan Hardy Schulze, kemampuan mengkoagulasikan koloid oleh suatu elektrolit bergantung pada valensi. Untuk sol negatif, urutan kemampuan mengkoagulasi adalah:



Untuk sol positif,



6. Koloid Pelindung

Ada beberapa koloid yang tidak menyebabkan koagulasi jika ditambahkan kepada koloid lain, bahkan menstabilkannya. Koloid demikian disebut koloid pelindung. Koloid pelindung ini berupa lapisan tipis yang menyelubungi partikel sehingga melindungi muatan koloid itu. Misalkan jika AgNO_3 dan KBr ditambahkan ke dalam larutan gelatin dalam air, maka terbentuk endapan AgBr yang sangat halus yang terlindungi oleh lapisan pelindung gelatin.

7. Adsorpsi

Adsorpsi adalah peristiwa penyerapan pada permukaan. Makin luas permukaan makin besar daya adsorpsinya. Partikel koloid lebih kecil daripada suspensi, maka luas permukaannya jauh lebih besar, sehingga mempunyai daya adsorpsi yang sangat besar pula.

Suatu partikel yang sangat halus dapat berada dalam larutan koloid jika partikel itu bermuatan. Syarat ini terpenuhi karena partikel itu menyerap anion atau kation pada permukaannya. Jika anion yang diserap maka partikel tersebut bermuatan negatif dan sebaliknya jika kation yang diserap maka partikel itu bermuatan positif. Misalnya koloid perak klorida AgCl akan menyerap kelebihan Ag^+ sehingga bermuatan positif, sedangkan koloid arsen (III) sulfida As_2S_3 menyerap kelebihan S^{2-} sehingga bermuatan negatif. Sifat adsorpsi koloid sangat penting, misalnya pada proses pemutihan gula. Larutan gula yang berwarna coklat dialirkan melalui suatu sistem koloid, yaitu mineral berpori dan arang tulang yang akan menyerap warna yang terdapat dalam larutan gula.

5.6 Macam Koloid

1. Emulsi

Emulsi adalah suatu campuran koloid hasil dispersi dua cairan yang tidak dapat bercampur. Dalam hal ini, digunakan suatu zat pengemulsi atau emulgator, seperti sabun atau gelatin ada dua macam emulsi yaitu minyak terdispersi dalam air (O/W) dan air terdispersi dalam minyak (W/O).

Contoh sistem O/W = susu, minyak ikan

Contoh sistem W/O = pelumas

Perubahan macam emulsi yang satu menjadi yang lainnya misalnya W/O menjadi O/W disebut inversi.

Emulsi O/W dapat distabilkan dengan natrium oleat dan dapat diubah menjadi emulsi W/O jika ditambahkan kalsium oleat. Emulsi dapat dideteksi dengan beberapa cara;

a. Dengan zat warna

Misalnya: suatu merah III melarut dalam minyak tetapi tidak melarut dalam air. Apabila zat ini ditambahkan ke emulsi W/O akan nampak dengan mikroskop, tetes merah pada latar belakang jernih.

b. Pengenceran fase

Emulsi W/O akan segera bercampur dengan air

c. Hantaran listrik

Emulsi O/W menghantar listrik, W/O tidak menghantar listrik

Beberapa contoh emulsi:

- Lateks : Emulsi W/O dengan protein sebagai emulgator

- Susu : Emulsi W/O dengan protein sebagai emulgator
- Margarine : Emulsi W/C
- Mayonnaise : Emulsi O/W dengan kuning telur sebagai emulgator

2. Gel

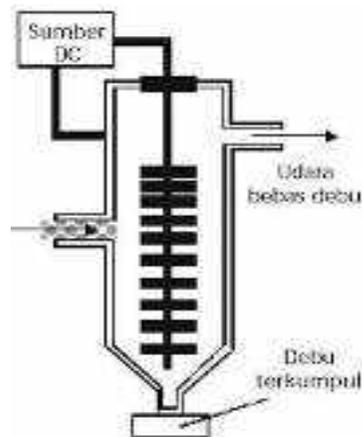
Gel adalah semacam koloid dengan partikel padat yang biasanya merupakan molekul besar, bergabung secara tak teratur dan membentuk struktur yang saling terjalin menghasilkan campuran yang kaku. Misalnya pectin dan buah-buahan menghasilkan “jelly” buah-buahan. Beberapa gel dapat diubah menjadi sol dengan mengubah suhu, pH atau kondisi lain. Gel gelatin dapat dibuat dengan cara mencampurkan gelatin dengan air panas. Gelatin adalah protein. Molekul protein sangat besar. Apabila molekul protein didispersikan dalam air akan menghasilkan sol. Jika sol gelatin dalam air dingin, molekul gelatin saling tarik menarik membentuk jaringan yang kontinyu, sehingga menjadi gel dan air terperangkap dalam protein. Dengan prinsip ini dapat dibuat bermacam jelly buah-buahan. Namun dengan menggunakan nanas segar dan gelatin tidak dapat dibuat gel. Hal ini disebabkan adanya suatu enzim dalam nanas, yang dapat memecah molekul protein.

5.7 Penggunaan Koloid

Koloid memegang peranan penting dalam berbagai bidang, yaitu:

1. Makhluk hidup
Banyak zat-zat penting dalam tubuh makhluk hidup berupa koloid, misalnya: protein, bakteri, protoplasma, getah, pati, dsb.
2. Pertanian
Dalam tanah terdapat dua macam koloid:
 - (a) Koloid tanah (koloid mineral): bersifat hidrofob. Koloid ini berasal dari pemecahan mineral, karena pelapukan.
 - (b) Koloid organik: misalnya humus yang bersifat hidrofil.
3. Industri
Banyak industri penting berhubungan dengan zat-zat yang bersifat koloid, misalnya industri cat, plastic, karet, lem, dan sebagainya.

4. Di alam
Pembentukan delta dimuara sungai adalah koloid tanah yang menggumpal akibat bersinggungan dengan air laut yang mengandung elektrolit (garam-garam)
5. Penjernihan air
Air keruh mengandung koloid-koloid silikat (koloid mineral) yang bermuatan negatif. Supaya mengendap harus dinetralkan dengan ion positif. Untuk digunakan Al^{++} dari tawas.
6. Polusi
Debu dan gas-gas yang keluar dari cerobong pabrik mempunyai beban listrik. Untuk mencegah polusi (pengotoran udara), maka debu itu harus diendapkan dengan alat cotrell. Alat ini berupa cerobong yang diberi tegangan listrik hingga 30.000 volt. Maka debu (partikel koloid) yang bermuatan akan tertarik ke salah satu elektroda dan diendapkan sebelum keluar dari cerobong asap.



Gambar 33. Alat Cotrell

Prinsip seperti di atas digunakan untuk mengecat mobil. Tetes cat dalam penyemprotan aerosol, bermuatan. Jika badan mobil diberi muatan yang berlawanan, semua bagian mobil yang diinginkan dapat dicat dengan hasil yang baik. Lateks karet alam adalah sol yang negatif. Karet dapat dikoagulasi pada suatu acuan yang diberi

muatan negatif. Teknik ini digunakan dalam pembuatan sarung tangan berkualitas tinggi, misalnya untuk pembedahan dan dalam pembuatan karet KB.

7. Pencelupan

Pada pencelupan tekstil digunakan zat koloid untuk mempermudah pemberian warna.

8. Prinsip dialisis digunakan untuk membantu pasien gagal ginjal. Ginjal berfungsi untuk mengeluarkan zat yang tidak berguna yang dihasilkan tubuh yang terdapat dalam darah.

Salah satu zat adalah urea yang biasanya dikeluarkan melalui urine. Jika ginjal tak berfungsi dengan baik maka urea akan menumpuk dalam darah sehingga dapat mengakibatkan kematian.

9. Emulsi

Untuk mendapat emulsi agar tahan lama, harus diberi zat pengemulsi atau emulgator, seperti: sabun, detergen, gelatin, dan lain-lain. Sabun sebagai zat pengemulsi untuk menghilangkan zat pengotor yang tidak bercampur dengan air.

10. Koloid dalam kehidupan sehari-hari

- Berbagai makanan dan obat-obatan berupa koloid.
- Berbagai kosmetik seperti Body Lotion dan Hand Cream adalah koloid.
- Aluminium klorida adalah suatu bahan deodorant yang berfungsi untuk mengkoagulasi protein dalam keringat sehingga menghalangi kerja kelenjar keringat. Hal ini akan mencegah “bau badan” karena penguraian protein pada kulit oleh bakteri.

PERTANYAAN

1. Jelaskan pembuatan koloid berdasarkan:
 - a. Cara disperse
 - b. Cara kondensasi
2. Bagaimana cara membuat koloid:
(a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, (b) As_2S_3 , (c) emas
3. Jelaskan dengan menggunakan contoh pembuatan koloid dengan cara peptisasi!
4. Dimana letak perbedaan antara membran semi-permiabel dengan kertas saring biasa?
5. Bagaimana pengaruh elektrolit terhadap partake koloid!
6. Jelaskan apa sebabnya minyak dalam myonaise tidak memisah jika disimpan!
7. Jelaskan dengan menggunakan contoh tentang koloid pelindung!

BAB 6

LAJU REAKSI

Reaksi kimia berjalan pada tingkat yang berbeda. Beberapa diantaranya berjalan sangat lambat, misalnya penghancuran kaleng aluminium oleh udara atau penghancuran botol plastic oleh sinar matahari, yang memerlukan waktu bertahun-tahun bahkan berabad-abad. Beberapa reaksi lain berjalan sangat cepat misalnya nitrogliserin yang mudah meledak. Selain itu beberapa reaksi dapat berjalan cepat atau lambat tergantung pada kondisinya, misalnya besi mudah berkarat pada kondisi lembap, tetapi di lingkungan yang kering, misalnya di gurun, besi berkarat cukup lambat.

Reaksi dapat dipercepat atau diperlambat dengan mengubah variabel-variabel tertentu, variabel-variabel adalah:

- Konsentrasi zat pereaksi. Laju reaksi biasanya naik jika konsentrasi zat pereaksi dinaikkan
- Suhu. Laju reaksi naik cukup cepat jika suhu dinaikkan
- Luas permukaan. Laju reaksi akan meningkat jika luas permukaannya diperbesar
- Katalis. Beberapa reaksi akan berjalan lebih cepat jika ditambahkan katalis yang sesuai.

6.1 Pengertian Laju Reaksi

Laju reaksi kecepatan didefinisikan sebagai jumlah suatu perubahan tiap satuan waktu. Misalkan seseorang lari dengan kecepatan 16 km/jam. Artinya orang tersebut telah berpindah tempat sejauh 16 km dalam waktu satu jam. Dalam reaksi kimia, perubahan yang dimaksud adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau produk. Satuan konsentrasi yang digunakan adalah molaritas (M) atau mol per liter (mol.L^{-1}). Satuan waktu yang digunakan biasanya detik (dt). Sehingga laju reaksi mempunyai satuan mol per liter per detik (mol.L.dt^{-1} atau M dt^{-1}).

Pendefinisian laju reaksi lebih lanjut dapat kita perhatikan pada persamaan stoikiometri berikut:



bila laju reaksi diungkapkan sebagai berkurangnya pereaksi A atau B dan bertambahnya produk G atau H tiap satuan waktu, maka persamaan lajunya adalah :

$$r = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = +\frac{d[G]}{dt} = +\frac{d[H]}{dt} \dots\dots\dots (1)$$

dengan tanda minus (-) menunjukkan konsentrasi pereaksi makin berkurang. Tanda positif (+) menunjukkan konsentrasi produk makin bertambah.

Untuk reaksi:



Laju reaksinya dapat dituliskan:

$$r = -\frac{d[H_2]}{dt} = -\frac{d[O_2]}{dt} = +\frac{d[H_2O]}{dt} \dots\dots\dots (2)$$

setiap 2 mol H_2 yang bereaksi (habis) maka bereaksi pula 1 mol O_2 . artinya laju berkurangnya H_2 adalah dua kali laju berkurangnya O_2 sehingga berlaku

$$r = -\frac{d[H_2]}{dt} = -2 \frac{d[O_2]}{dt} \text{ atau } -\frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = -\frac{d[O_2]}{dt} \dots\dots\dots (3)$$

Dengan demikian dari persamaan diatas diperoleh:

$$r = -\frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = -\frac{d[O_2]}{dt} = +\frac{1}{2} \frac{d[H_2O]}{dt} \dots\dots\dots (4)$$

Dengan cara yang sama, persamaan umu (1) dapat berlaku:

$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{g} \frac{d[G]}{dt} = +\frac{1}{h} \frac{d[H]}{dt} \dots\dots\dots (5)$$

Dimensi (satuan) bagi laju reaksi adalah konsentrasi/waktu, sehingga umumnya berlaku satuan laju reaksi = mol/liter.menit atau satuan lain. Untuk fasa gas, satuan konsentrasi akan lebih tepat bila menggunakan tekanan.

6.2 Hukum Laju Reaksi Kimia

Tujuan dari mempelajari kinetika kimia adalah untuk dapat memprediksi laju suatu reaksi. Hal tersebut dapat dilakukan dengan hitungan matematis melalui hukum laju. Misalkan asda reaksi:



dimana A dan B adalah reaktan, G dan H adalah produk dan a,b,g,h adalah koefisien penyetara reaksi. Secara umum hukum lajunya adalah:

$$\text{laju reaksi} = k[A]^m[B]^n$$

[A] dan [B] adalah konsentrasi dalam molaritas. Pangkat m dan n ditentukan dari data eksperimen, biasanya harganya kecil dan tidak selalu sama dengan koefisien a dan b. sedangkan 'k' adalah tetapan laju yang harganya dipengaruhi oleh suhu dan katalis (jika ada) semakin besar harga 'k' reaksi akan berlangsung lebih cepat.

Kita telah menyebutkan bahwa semakin besar konsentrasi zat-zat pereaksi cenderung akan mempercepat laju reaksi, tetapi seberapa cepat menemukan orde reaksi merupakan salah satu cara memperkirakan sejauh mana konsentrasi zat pereaksi mempengaruhi laju reaksi tertentu. Orde reaksi ditentukan dengan nilai eksponen dalam persamaan laju. Jika m=1 kita katakan bahwa reaksi tersebut adalah orde pertama terhadap A. jika n=3, reaksi tersebut orde ketiga terhadap B. orde total adalah jumlah eksponen dalam persamaan laju : n + m + ...

Pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi secara kuantitatif hanya dapat diketahui dan hasil eksperimen. Reaksi antara hidrogen (gas) dengan nitrogen monooksida (gas) secara kinetika dapat diamati dari perubahan tekanan campuran yang berkurang, karena empat molekul reaksi menghasilkan tiga molekul produk menurut reaksi



Dari reaksi pada suhu 800° diperoleh dari data sebagai berikut:

Tabel 6.1. Laju reaksi NO dan H₂ pada suhu 80°

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal
	NO	H ₂	
I	0,006	0,001	0,025
II	0,006	0,002	0,050
III	0,006	0,003	0,075
IV	0,001	0,009	0,0063
V	0,002	0,009	0,025
VI	0,003	0,009	0,056

Dari data eksperimen I dan II terlihat bahwa dari konsentrasi NO konstan (0,006M), jika konsentrasi H₂ dilipat duakan laju reaksi juga naik dua kali lipat. Bila konsentrasi H₂ dinaikkan tiga kali, laju reaksi juga bertambah menjadi tiga kali lipat (eksperimen I dan III). Dengan demikian laju reaksi sebanding dengan konsentrasi H₂ **pangkat satu**.

Eksperimen IV, V dan VI menunjukkan bahwa pada konsentrasi H₂ konstan (0,009M), jika konsentrasi NO dinaikkan dua kali dan tiga kali lipat, maka laju reaksi naik menjadi empat kali dan Sembilan kali lebih besar. Jadi laju reaksi sebanding dengan konsentrasi NO **pangkat dua**. Secara matematis dapat dituliskan:

$$r = k [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$$

Dikatakan, bahwa reaksi ini memiliki orde reaksi tiga, yakni orde 1 (satu) terhadap H₂ dan orde 2 (dua) terhadap NO. Dengan k adalah tetapan laju reaksi yang mempunyai satuan M^{1-orde}.dt⁻¹.liter^{orde-1}.dt⁻¹.

Untuk menentukan harga k, kita dapat memilih salah satu data percobaan, misalkan data I. dimana [NO] = 0,006; [H₂] = 0,001 dan laju reaksi = 0,0025. Dari rumusan matematis diatas:

$$r = k [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$$

$$0,025 = k \cdot 0,001 \cdot (0,006)^2$$

$$k = 694444,4 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{liter}^2 \cdot \text{dt}^{-1}$$

Contoh soal.

Pada eksperimen untuk reaksi $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$ diperoleh data:

No	[NO]	[O ₂]	laju
1	0,0125 M	0,0255 M	0,0281 M.s ⁻¹
2	0,0125 M	0,0510 M	0,0561 M.s ⁻¹
3	0,0250 M	0,0255 M	0,1120 M.s ⁻¹

Tentukan orde NO; orde O₂; rumus laju reaksi harga konstanta laju reaksi.

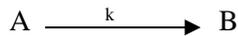
Jawab

Pada eksperimen no 1 dan 2, [NO] tetap [O₂] naik 2 kali ternyata laju naik 2 kali. Sehingga $2^{\text{orde}} = 2$ maka orde O₂ adalah 1.

Pada eksperimen no 1 dan 3, [NO] naik 2 kali, [O₂] tetap, ternyata laju naik 4 kali. Sehingga $2^{\text{orde}} = 4$, maka orde No adalah 2.

a. Reaksi Orde Satu

Bila kita tinjau reaksi orde satu berikut



Maka persamaan lajunya:

$$r = -\frac{d[\text{A}]}{dt} = k[\text{A}] \quad \text{atau} \quad r = \frac{d[\text{B}]}{dt} = k[\text{A}]$$

$$\text{secara ringkas } r = -\frac{d[\text{A}]}{dt} = +\frac{d[\text{B}]}{dt} = k[\text{A}] \quad \text{atau} \quad -\frac{d[\text{A}]}{[\text{A}]} = k dt \text{ dengan batas}$$

C₀, C dan 0, 1

integrasinya adalah:

$$-\int \frac{d[\text{A}]}{[\text{A}]} = k \int dt$$

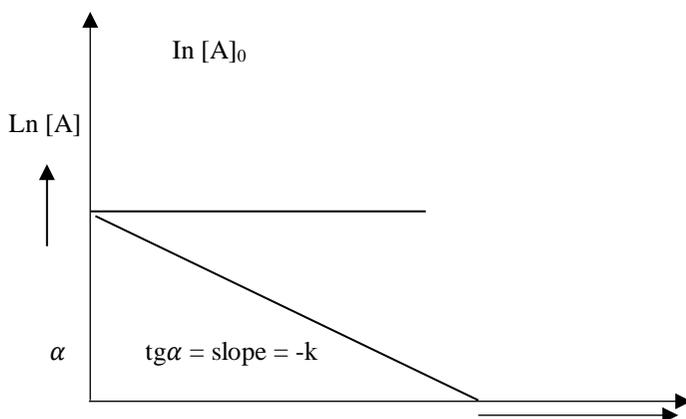
$$-\ln [\text{A}] = k t + C \quad (C=\text{tetapan})$$

Pada saat $t = 0$, maka $[\text{A}] = [\text{A}]_0$ dengan $[\text{A}]_0$ adalah konsentrasi A mula-mula, sehingga

$$-\ln [\text{A}]_0 = C \text{ maka persamaan menjadi}$$

$$-\ln [\text{A}] = k t - \ln [\text{A}]_0 \quad \text{atau} \quad \ln [\text{A}] = \ln [\text{A}]_0 - k t \quad \text{atau} \quad kt = \ln \frac{[\text{A}]_0}{[\text{A}]}$$

Bila persamaan $\ln [A] = \ln [A]_0 - k t$ dibuat grafik $\ln [A]$ lawan t , maka diperoleh garis lurus dengan kemiringan (slope) = $-k$ sedang jelajahnya (intersep) = $\ln [A]_0$



Gambar 34. Grafik $\ln [A]$ terhadap t reaksi orde Satu

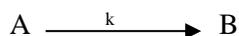
b. Waktu Paro

Selanjutnya jika reaksi telah berjalan separoh, maka waktu yang diperlukan disebut waktu paroh atau $t^{1/2}$. Jadi $[A] = \frac{1}{2}[A]_0$. Untuk reaksi orde satu: $\ln [A] = \ln [A]_0 - k t$

Sehingga $\ln \frac{1}{2}[A]_0 = \ln [A]_0 - k t^{1/2}$
 $k t^{1/2} = \ln 2$
 $t^{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$

c. Reaksi Orde Dua

Berikut kita tinjau reaksi orde dua yang hanya tergantung pada konsentrasi satu zat.



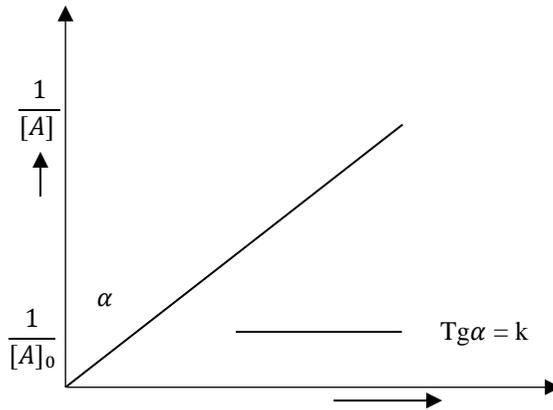
$$r = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 \text{ atau } -\frac{d[A]}{[A]^2} = k dt$$

integrasi dengan batas C_0, C dan $0, t$ diperoleh

$$-\int \frac{d[A]}{[A]^2} = k \int dt \quad \text{atau} \quad \frac{1}{A} = kt + C$$

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = kt \quad \text{Atau} \quad \frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

Grafik $1/[A]$ terhadap t dari persamaan tersebut diperoleh garis lurus dengan kemiringan k dan jelajah $1/[A]_0$



Gambar 35. Grafik $1/[A]$ terhadap t untuk reaksi orde dua

Reaksi Orde Nol

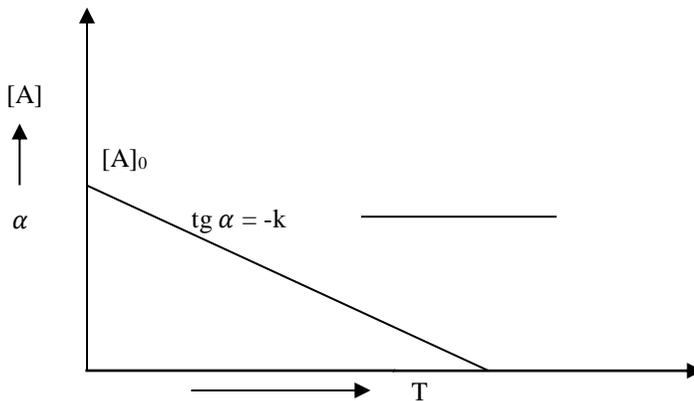
Dalam hal reaksi orde nol, maka untuk reaksi $A \rightarrow B$

$$\text{Maka } r = -\frac{d[A]}{dt} = k \text{ atau } -d[A] = k dt$$

Integrasinya diperoleh:

$$[A]_0 - [A] = kt \text{ atau } [A] = [A]_0 - kt$$

Dengan membuat plot $[A]$ terhadap t akan diperoleh garis lurus dengan kemiringan $= -k$ dan jelajah $= [A]_0$



Gambar 36. Grafik [A] terhadap t untuk reaksi orde nol.

Secara ringkas dapat ditemukan:

1. Bila orde terhadap suatu pereaksi adalah nol maka, **plot konsentrasi pereaksi terhadap waktu** adalah linier.
2. Bila orde satu, maka plot **In konsentrasi pereaksi terhadap waktu** adalah linier.
3. Bila orde dua, maka plot **satu per konsentrasi pereaksi terhadap waktu** adalah linier.
4. Untuk orde yang lebih tinggi, maka plot $1/C^n$ terhadap waktu adalah linier (orde reaksi = $n + 1$ dan C = konsentrasi pereaksi).

Contoh

Penguraian HI adalah reaksi orde ke dua. Pada 500°C , waktu paro HI = 2,11 menit bila konsentrasi awal HI 0,1 M. berapa waktu paro (dalam menit) bila konsentrasi awal HI 0,01M?

Jawab

$$t^{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

$$k = \frac{1}{\frac{t_1}{2}[A]_0} = \frac{1}{2,11 \times 0,1} = 4,739$$

waktu paro wada hijo = 0,01 M

$$t^{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

$$t^{1/2} = \frac{1}{4,739 \times 0,01} = 21,101 \text{ menit}$$

6.3 Pengaruh Suhu

Laju reaksi kimia bertambah dengan naiknya temperatur, kenaikan laju reaksi ini dapat diterangkan dengan makin cepatnya getaran molekul-molekul pada temperatur lebih tinggi dan karenanya akan lebih sering terjadi tumbukan satu sama lain. Pada tahun 1889 anhenius mengemukakan persamaan empiris dimana k (ketetapan laju) merupakan fungsi suhu, T.

$k = A \cdot e^{-\frac{Ea}{RT}}$ dengan:
 k = ketetapan laju
 A = factor pra eksponensial
 Ea = energi pengaktifan
 R = tetapan gas
 T = temperatur absolut

Sehingga:

$$\ln k = -\frac{Ea}{RT} + \ln A$$

Plat $\ln K$ sebagai fungsi dari $1/T$ menghasilkan grafik garis lurus seperti gambar 4 berikut dengan jelajah $\ln A$ dan kemiringan $-Ea/R$.

Contoh

Penguraian N_2O_5

($2 N_2O \rightarrow 4 NO_2 + O_2$) adalah reaksi orde satu. Pada $45^\circ C$ reaksi julai dengan konsentrasi awal $1,00 \text{ mol/L}$. setelah tiga jam konsentrasi N_2O_5 berkurang menjadi $1,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. berapa waktu paro N_2O_5 dinyatakan dalam menit pada temperatur $45^\circ C$.

Jawab

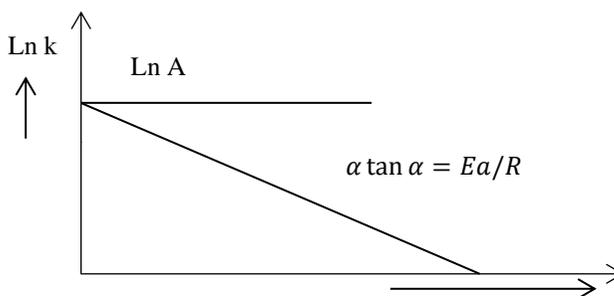
$$kt = \ln \frac{[A]_0}{[A]}$$

$$k \cdot 3 \cdot 60 \text{ menit} = \ln \left(\frac{1,00 \text{ mol/L}}{1,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}} \right)$$

$$k = 0,0373/\text{menit}$$

$$t^{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

$$t^{1/2} = \frac{0,693}{0,0373} = 18,5 \text{ menit}$$



Gambar 37. Grafik $\ln K$ terhadap $1/T$

Bila harga Ea dan K pada suatu suhu diketahui, dimungkinkan untuk menghitung tetapan laju pada keadaan suhu lainnya

$$\ln K_2 - \ln K_1 = -\frac{Ea}{RT_2} - \left(-\frac{Ea}{RT_1}\right)$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

Contoh

Pada temperatur 300°C konstanta laju reaksi siklopropana → propena adalah $2,41 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}$. Pada temperatur 400°C harga $K = 1,61 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$.

Hitung harga Ea (dalam kJ/mol) dan harga A reaksi.

Jawab

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) \leftrightarrow \ln \frac{2,41 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}}{1,61 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}} = \frac{Ea}{8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \left(\frac{1}{673 \text{ K}} - \frac{1}{573 \text{ K}}\right)$$

$$Ea = 2,7 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

Untuk mencari A reaksi, pilih salah satu kondisi. Misalnya pada 300°C

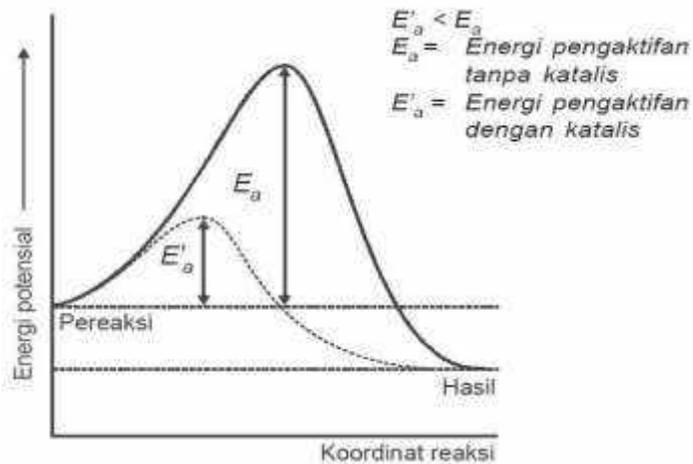
$$\ln K = -\frac{Ea}{RT} - \ln A \leftrightarrow \ln A = \ln K + \frac{Ea}{RT} \leftrightarrow \ln A = \ln 2,41 \cdot 10^{-10} + \frac{2,7 \cdot 10^5}{8,314 \cdot 573}$$

$$\ln A = 34,53$$

$$A = 9,9 \cdot 10^{14}$$

6.4 Energi Pengaktifan (Ea)

Kebanyakan molekul-molekul pereaksi pada temperatur kamar sekedar terpental setelah bertumbukan tanpa terjadi reaksi. Misalnya, dalam suatu campuran hydrogen dan oksigen pada temperature kamar, molekul-molekul berulang-ulang bertabrakan satu sama lain dan terpental, tetapi tanpa terjadi perubahan. Dalam suatu sistem kimia molekul-molekul tak dapat bereaksi kecuali memiliki energy untuk membentuk keadaan transisi.



Gambar 38. Grafik energy pengaktifan

Jadi energi yang ditambahkan atau minimum yang harus dimiliki oleh molekul-molekul pereaksi agar membentuk kompleks teraktifkan atau keadaan transisi disebut energi pengaktifan (E_a) dari gambar di atas selisih energi antara produk dan pereaksi dinyatakan sebagai ΔU reaksi. Untuk reaksi eksoterm energi di bebaskan dan diberi harga negative, sedang untuk energi endoterm diberi harga positif.

Dari persamaan Arrhenius $K = A \cdot e^{-E_a/RT}$ dapat dilihat, bahwa:

1. Jika E_a bertambah $e^{-E_a/RT}$ berkurang, berarti makin banyak energi diperlukan. Jadi lebih sukar reaksi terjadi.
2. Jika T bertambah, $e^{-E_a/RT}$ bertambah, berarti laju reaksi semakin besar.

Ada 3 hal yang penting:

1. Energi pengaktifan seperti yang ditentukan secara eksperimen adalah untuk jumlah reaksi keseluruhan, bukan masing-masing tahap. E_a adalah selisih antara energi pereaksi dan energi tertinggi dari energi keadaan teraktifkan.
2. Energi pengaktifan untuk setiap tahap selalu positif.
3. Jika temperatur dinaikkan, laju reaksi bertambah karena semakin banyak terjadi tumbukan yang memiliki energi lebih besar dari E_a .

6.5 Teori Tumbukan

Teori tumbukan dapat digunakan untuk memperkirakan laju terjadinya suatu reaksi kimia. Teori memberikan asumsi dasar. Bahwa reaksi kimia terjadi karena molekul-molekul saling bertumbukan dengan laju setiap langkah/tahap reaksi berbanding langsung dengan:

- jumlah tumbukan persatuan waktu.
- fraksi tumbukan yang efektif.

Mungkin banyak jumlah tumbukan yang terjadi makin cepat reaksi itu berlangsung. Namun demikian hanya fraksi tumbukan yang efektif yang dapat menghasilkan reaksi. Atau dikatakan hanya bila energi tumbukan lebih besar/melampaui energi aktivasinya maka reaksi dapat terjadi.

Secara kualitatif teori tumbukan telah termasuk di dalam empat faktor yang mempengaruhi laju reaksi yaitu:

- Sifat alamiah pereaksi karena energi aktivasi tiap reaksi berbeda beda
- Konsentrasi pereaksi, karena jumlah tumbukan bertambah jika konsentrasinya makin besar.
- Suhu, karena kenaikan suhu mengakibatkan molekul bergerak lebih cepat.

Dalam hubungan $k = A e^{-E/RT}$ adalah fraksi tumbukan yang efektif.

- Katalisator, karena katalisator menyebabkan tumbukan menjadi lebih efektif atau menghasilkan spesi yang lebih rendah aktivasinya.

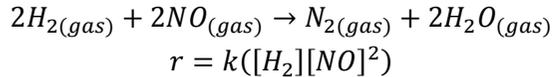
6.6 Mekanisme Reaksi

Bila kita lihat reaksi : $a A + b B \rightarrow c C + d D$, maka laju reaksinya dapat dinyatakan:

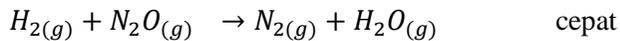
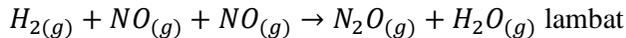
$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = +\frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} = k[A]^m[B]^n$$

Jika $m = a$ dan $n = b$, maka reaksi disebut reaksi elementer (reaksi satu langkah). Karena orde reaksi terhadap reaksi = molekularitas pereaksi. Sedangkan bila $m \neq b$ maka reaksi disebut reaksi non-elementer (reaksi

multi langkah) karena orde reaksi \neq molekularitas pereaksi. Reaksi multi langkah adalah yang memiliki mekanisme reaksi atau langkah-langkah reaksi. Langkah reaksi yang berjalan paling lambat merupakan langkah penentu laju reaksi. Sebagai contoh:



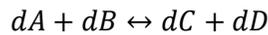
Mekanisme reaksinya adalah:



Dari langkah penentu laju reaksi yang berjalan lambat diperoleh

$$r = \frac{d[H_2]}{dt} = k[H_2][NO][NO] = k[H_2][NO]^2$$

Sekarang ditinjau reaksi dapat balik (reversibel):



$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = +\frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

$$r = k[A]^a[B]^b \cdot [C]^c[D]^d$$

Reaksi ke kanan memiliki $r_{kanan} = k[A]^a[B]^b$

Reaksi ke kiri memiliki $r_{kiri} = [C]^c[D]^d$

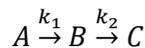
Pada kesetimbangan $r_{kanan} = r_{kiri}$ atau $r = 0$, yakni

$$[A]^a[B]^b = k[C]^c[D]^d$$

$$\frac{k}{k'} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = K = \text{konstanta kesetimbangan}$$

Di sini digunakan asumsi, bahwa reaksi adalah reaksi elementer (satu langkah) atau bisa reaksi multi langkah maka persamaan reaksi di atas merupakan langkah penentu laju reaksi yang berjalan lambat. Jenis reaksi yang lain adalah reaksi paralel, reaksi konsekutin dan reaksi berantai.

Reaksi paralel:



Jika pada suatu waktu tertentu, teramati konsentrasi A = a, konsentrasi B = b, dan konsentrasi C = c, maka laju reaksinya dapat dituliskan sebagai berikut:

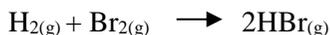
$$r = -\frac{d[A]}{dt} = k_1[a] + k_2[a] \text{ atau}$$

$$r = k_1[a_0 - b - c] + k_2[a_0 - b - c] = (k_1 + k_2)[a_0 - b - c]$$

Reaksi Konsektif:

$$dx/dt = k_1x \quad dy/dt = k_1x - k_2y \quad dz/dt = k_2y$$

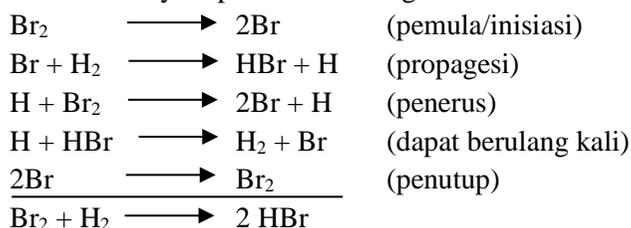
reaks berantai:



Laju reaksinya dinyatakan oleh:

$$r = \frac{d[\text{HBr}]}{dt} = \frac{k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{1/2}}{1 + \frac{k'[\text{HBr}]}{[\text{H}_2]}}$$

Mekanismenya diperkirakan sebagai berikut:



Kebanyakan reaksi yang telah disebutkan diatas adalah reaksi dalam fasa gas sedangkan untuk fasa larutan atau terkondensasi, kinetika reaksinya lebih kompleks karena pengaruh pelarut dimana spesi dapat mengikat satu, du, tiga, empat, enam H₂O dan lain-lain. Di samping itu reaksi kimia dalam larutan seperti yang terdapat dalam sistem biokimia berlangsung dengan sangat cepat sehingga sukar diamati.

6.7 Katalis

Katalis merupakan suatu zat yang mempengaruhi laju reaksi tanpa mengalami perubahan kimia pada akhir reaksi tanpa mengalami perubahan kimia pada akhir reaksi prosesnya disebut **katalis**.

Beberapa catatan tentang katalis sebagai berikut:

- 1) Komposisi kimia katalis tidak bereaksi pada akhir reaksi
- 2) Katalis yang diperlukan dalam reaksi sangat sedikit
- 3) Katalis tidak mempengaruhi harga tetapan kesetimbang
- 4) Katalis bekerja secara spesifik
- 5) Katalis mempunyai temperatur optimum

- 6) Keaktifan katalis dapat diperbesar oleh suatu zat yang disebut promotor
- 7) Katalis ada yang bersifat otokatalis (hasil reaksi berfungsi juga sebagai katalis)
- 8) Katalis yang memperlambat laju reaksi, disebut katalis negative (inhibitor)

Teori katalis

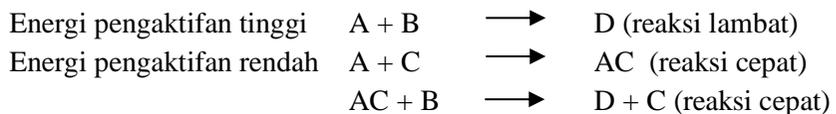
Suatu katalis diduga mempengaruhi laju reaksi dengan cara

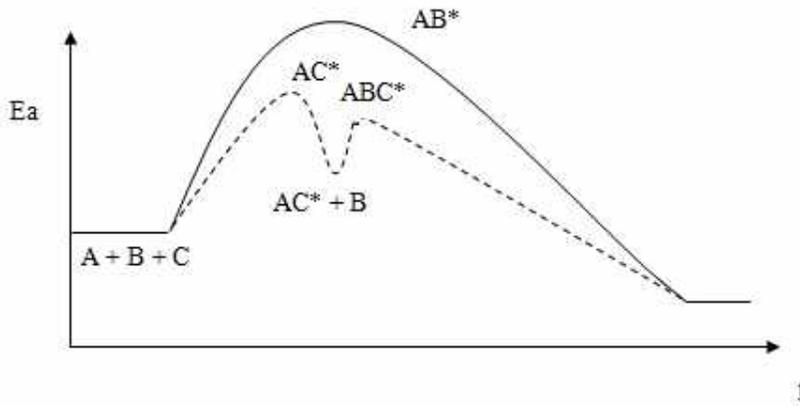
1. Dengan pembentukan senyawa antara (katalis homogeny)
2. Dengan adsorbs (katalitik heterogen)

Pembentukan senyawa anatar

Dalam reaksi kimia yang mempunyai energi pengaktifan yang besar dapat dijakukan dengan meningkatkan energi pereaksi dengan menaikkan temperatur. Namun seringkali tidak diinginkan melakukan suatu reaksi pada suhu tinggi. Karena produk-produk mungkin tak stabil atau pereaksi lebih cepat terbentuk kembali. Suatu pendekatan lain adalah dengan cara menurunkan energi pengaktifan, sehingga molekul-molekul yang energinya rendah dapat bereaksi. Salah satu cara adalah mencari suatu zat yakni katalis yang dapat bereaksi dengan molekul pereaksi membentuk senyawa antara yang kemudian bereaksi membentuk zat yang diinginkan.

Reaksi





Gambar 39. Grafik Energi Pengaktifan tinggi-rendah

Dengan Adsorpsi

Banyak zat padat bertindak sebagai katalis dapat mengikat lebih banyak kuantitas gas dan cairan pada permukaan berdasarkan adsorpsi. Molekul teradsorpsi seringkali lebih reaktif daripada molekul yang tak teradsorpsi. Dalam beberapa hal naiknya kereaktifan ini dapat disebabkan naiknya konsentrasi molekul teradsorpsi, molekul berjalan pada permukaan zat padat sedangkan dalam keadaan gas molekul terpisah jauh satu sama lain. Dalam hal lain gaya Tarik antara molekul zat padat dan molekul gas atau cairan yang teradsorpsi menjadi lebih reaktif secara kimiaw.

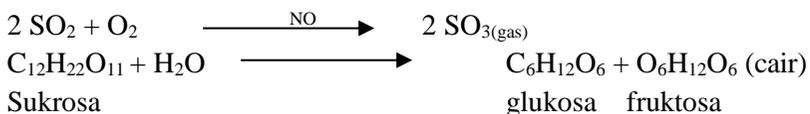
Hal ini menyebabkan reaksi antar molekul A dan B berlangsung lebih cepat pada permukaan zat padat dari pada katalis padat tersebut tidak ada.

Jenis Katalis

1. Katalis homogen

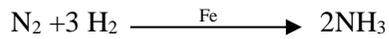
Katalis yang mempunyai fasa yang sama dengan pereaksi.

Contoh:



2. Katalis heterogen

Katalis yang mempunyai fasa yang tidak sama dengan fasa pereaksi pada umumnya katalis adalah padatan, sedangkan pereaksinya terbanyak adalah gas atau cair. Contoh: proses haber dalam pembuatan amonia:



Enzim

Enzim adalah biokatalis, yaitu katalis organik yang rumit dan merupakan protein enzim yang mempunyai peranan penting dalam metabolisme makhluk hidup.

Sifat enzim diantaranya adalah:

1. Peka terhadap PH
2. Katalis yang homogeny
3. Memiliki temperatur optimum
4. Cara kerjanya spesifik

BAB 7

ELEKTROKIMIA

Elektrokimia mempelajari tentang pembahasan kimia yang disebabkan oleh energi listrik dan reaksi kimia yang menghasilkan arus listrik. Semua reaksi elektrokimia menyangkut perpindahan elektron yaitu reaksi oksidasi dan reaksi reduksi reaksi-reaksi ini berlangsung dalam sel yang di sebut sel elektrokimia. Sel elektrokimia terdiri dari dua elektroda dan elektrolit. Karena pentingnya pemahaman tentang redoks dalam elektrokimia maka uraian elektrokimia akan diawali dengan konsep redoks.

7.1 Konsep Redoks

Reaksi kimia yang penting dalam elektrokimia adalah reaksi oksidasi dan reduksi. Selama abad ke Sembilan belas istilah oksidasi di gunakan untuk menjelaskan reaksi dimana suatu Δt bersenyawa dengan oksigen. Sejalan dengan perkembangan ilmu kimia, konsep oksidasi dan reduksi yang semula hanya menyangkut perpindahan oksigen kini telah diperluas, menyangkut reaksi tanpa keterlibatan oksigen.

Oksidasi ialah suatu perubahan kimia

- a. Jika suatu zat memberikan atau melepaskan elektron.
- b. Jika suatu unsur mengalami penambahan bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi.
- c. Yang terjadi di anoda suatu sel elektrokimia.

- d. Suatu zat yang mengalami pertumbuhan atau O_2 dan biasanya diikuti oleh pengurangan atom h.

Reduksi ialah suatu perubahan kimia

- Jika suatu zat menerima atau menangkap elektron.
- Jika suatu unsur mengalami pengurangan bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi.
- Yang terjadi di katoda suatu sel elektrokimia.

Pada suatu reaksi redoks zat yang mengoksidasi zat lain di sebut oksidator atau zat pengoksidasi, sedangkan zat yang mereduksi zat lain di sebut reduktor atau pereduksi. Pada redoks, oksidator di reduksi, sedangkan reduktor di oksidasi. Hubungan antara oksidator, reduktor dan perubahan bialangan. Oksidasi serta perubahan elektron dapat dilihat pada tabel ini:

Tabel 7.1 Tabel Oksidasi dan perubahan elektron

Pengertian	Bilangan oksidasi	Perubahan elektron
Oksidasi	Bertambah	Pengeluaran, melepaskan elektron
Reduksi	Berkurang	Penerima elektron
Oksidator	Berkurang	Menerima elektron
Reduktor	Bertambah	Memberikan elektron
Zat yang dioksidasi	Bertambah	Kehilangan elektron
Zat yang direduksi	Berkurang	Menerima elektron

Suatu reaksi redoks dapat dianggap terdiri atas dua setengah reaksi kimia yaitu setengah reaksi oksidasi dan setengah reaksi reduksi.

7.2 Penyetaraan Redoks

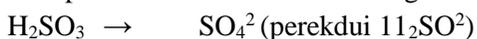
Ada dua cara menyetarakan reaksi redoks yaitu carah setengah reaksi dan cara perubahan bilangan oksidasi.

Menyetarakan reaksi yang berlangsung dalam suasana asam dengan cara setengah reaksi:

Contoh:



Tahap 1 menuliskan sebuah kerangka setengah reaksi:



Tahap 2. Mengimbangkan setiap setengah reaksi

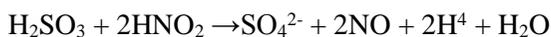
- a. Menambahkan H₂O untuk mengimbangkan O



- b. Menambahkan H⁺ untuk mengimbangkan H



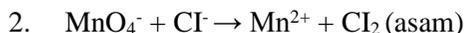
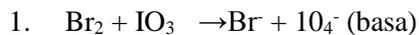
- c. Menjumlahkan kedua setengah reaksi



Perhatikan jumlah masing-masing atom sebelah kiri dan kanan tanda panah, serta jumlah muatan sebelah kiri dan kanan tanda panah.

Latihan 1

Setarakan reaksi berikut dengan cara setengah reaksi



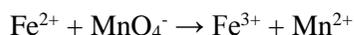
- a. Menyetarakan reaksi dengan cara *perubahan bilangan oksidasi*.

Contoh:

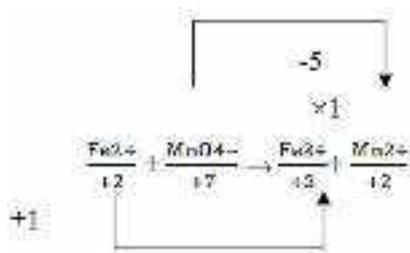


Berlangsung dalam suasana asam

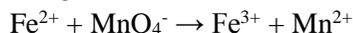
Tahap 1. Tulis pereaksi dan hasil reaksi



Tahap 2. Tandai unsure-unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi



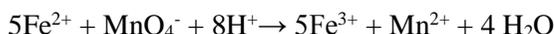
Tahap 3. Hitung jumlah berkurangnya dan bertambahnya bilangan oksidasi, dan setarakan jumlah unsure yang mengalami perubahan bilangan oksidasi di ruas kiri dan ruas kanan reaksi.



Tahap 4. Samakan jumlah berkurangnya dan bertambahnya bilangan oksidasi



Tahap 6. Tambahkan H_2O untuk menyamakan jumlah atom H di ruas kiri dan di ruas kanan.



Latihan 2

Setarakan reaksi berikut

1) $\text{AsO}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{AsO}_2^{3-} + 2\text{Br}_2^-$, berlangsung dalam suasana basa.

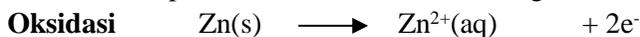
2) $\text{CrO}_7^{2-} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Fe}^{3+}$, berlangsung dalam suasana asam.

Pada setiap persamaan reaksi oksidasi reduksi yang sudah setara umlah pertambahannya bilangan oksidasi unsur (atau unsure-unsur) yang direduksi. Pada setiap persamaan reaksi oksidasi reduksi yang sudah setara jumlah muatan ion dari kedua ruas adalah sama.

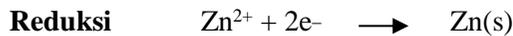
7.3 Sel Elektrokimia

Semua reaksi elektrokimia menyangkut perpindahan elektron yaitu reaksi oksidasi-reduksi. Reaksi-reaksi ini berlangsung dalam sel yang disebut sel elektrokimia, sel elektrokimia terdiri dari dua elektroda dan elektrolit. Elektroda dihubungkan oleh pengantar luar yang menyangkut elektron ke dalam sel atau ke luar sel. Setiap elektroda dan elektrolit sekitarnya membuat setengah sel. Kedua setengah sel dihubungkan dengan jembatan garam. Arus mengalir melalui jembatan garam yang diangkat oleh ion yang bergerak.

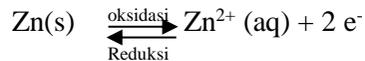
Jika batang seng di celupkan dalam larutan seng sulfat, maka tiap atom Zn melepaskan 2 elektron dan larutan sebagai ion Zn^{2+}



Elektron menyerang ion Zn^{2+} yang ada dalam larutan ion Zn^{2+} mengalami reduksi. Masing-masing ion Zn^{2+} menangkap 2 elektron dan menghasilkan endapan yaitu atom Zn(s) .



Kejadian berlawanan antara oksidasi dan reduksi disebut kesetimbangan elektron.



Persamaan kesetimbangan elektroda juga terjadi jika elektroda tembaga dicelupkan dalam larutan tembaga sulfat.



Elektrokimia mempelajari (1) perubahan kimia yang disebabkan oleh energi listrik yang disebut elektrolisis dan (2) reaksi kimia yang menghasilkan energi listrik misalnya sel Galvani dan sel Volta.

Dalam sebuah sel diatas:

Pada anoda (ruang anoda) terjadi reaksi oksidasi

Pada katoda (ruang katoda) terjadi reaksi reduksi

Pada sel Volta atau Galvani:

Anoda adalah elektroda negative

Katoda adalah elektroda positif

Pada sel elektrolisis:

Anoda adalah elektroda positif

Katoda adalah elektroda negative

Ada dua macam sel Volta yaitu sel volta reversible dan sel Volta komerial.

- (1) Sel Volta reversibel, sel ini **tidak** digunakan sebagai sumber arus listrik tetapi sumber potensial.

Sel Volta reversible ada dua jenis:

- (a) Sel kimia yang terdiri dari dua macam elektroda.
 - (b) Sel konsentrasi, yang terdiri dari 2 elektroda yang sama dengan konsentrasi elektolit yang berbeda.
- (2) Sel Komersial, sel ini digunakan sebagai sumber arus listrik misalnya: sel primer (batu baterai), sel skunder (aki), dan sel bahan bakar.

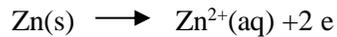
3.1 Sel Daniell

Salah satu sel yang terkenal adalah sel Daniell yang dibuat oleh John Daniell (1835). Sel ini terdiri atas 2 elektrode. Electrode tempat terjadi oksidasi adalah batang seng yang dicelupkan ke dalam larutan sulfat

(ZnSO₄). Dijaga agar kedua larutan tidak bercampur sehingga terjadi aliran elektron. Kedua larutan ini dihubungkan dengan suatu partisi berpori atau jembatan garam.

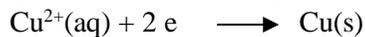
Apabila batang seng dan batang tembaga dihubungkan, maka elektron mengalir dari seng tembaga. Reaksi yang terjadi adalah:

Oksidasi pada elektroda senyawa seng (anoda)



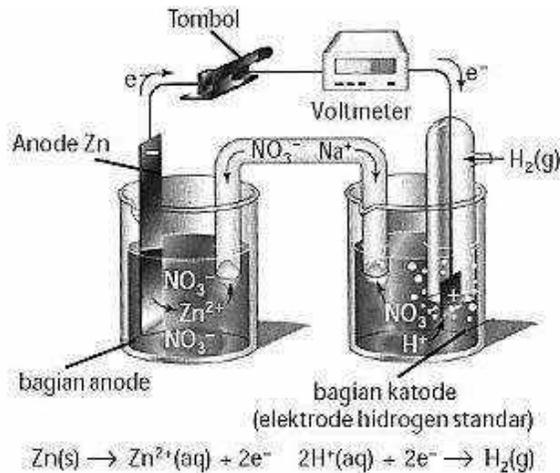
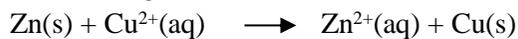
Seng melart menghasilkan ion seng

Reduksi pada elektroda tembaga (katoda)



Tembaga mengemap

Jumlah kedua setengah reaksi di atas adalah:



Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

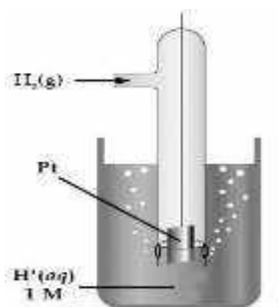
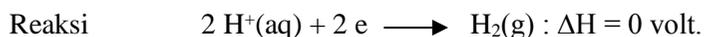
Jika terminal sel Daniell dihubungkan dengan alat pengukur voltase dan tidak ada arus keluar dari sel maka terdapat perbedaan potensial 1,10 V. Potensial ini disebut **Daya Gerak Listrik (DGL)**. Perbedaan potensial dalam suatu sel adalah merupakan ukuran perbedaan kedua elektroda untuk mendorong elektron ke sirkuit luar. Ini adalah tekanan listrik dalam menggerakkan elektron dari elektroda ke elektroda yang lain.

3.2 Elektroda Hidrogen Standar

Tidak mungkin untuk mengukur potensial suatu elektroda tunggal, sehingga diperlukan sistem dua elektroda yang membentuk sebuah sel sehingga DGL sel ini dapat diukur. Dengan memilih salah satu elektroda sebagai pembanding, dan mengukur DGL maka dapat dihitung potensial dari sistem elektroda tunggal. Sebagai elektroda pembanding dipilih elektroda standar yang potensial di tetapkan nol volt.

Elektroda hydrogen standar terdiri atas logam platina yang dilapisi platina hitam, yaitu berbentuk halus. Pelapisan ini dilakukan secara elektrolisis. Logam platina ini dicelupkan ke dalam larutan yang mengandung ion H^+ dengan konsentrasi 1,0 M dan dialiri gas hydrogen pada tekanan 1 ato. Reaksi yang terjadi pada elektroda adalah:

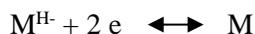
Potensial elektroda Hidrogen Standar diketahui harganya = 0 volt ($E^0 = 0$ volt).



7.4 Potensial Elektroda Standar

Potensial elektroda standar dari suatu elektroda adalah DGL suatu sel terdiri dari elektroda yang dicelupkan ke dalam larutan yang mengandung ionnya dengan keaktifan satu dan elektroda hydrogen standar.

Sistem elektroda harus reversible secara termodinamika.



IUPAC meneta untuk menggunakan potensial reduksi atau potensial elektroda

$$E_M^{n+} = E_M^{0n+} - \frac{RT}{nF} \ln a_{M^{n+}}$$

Untuk sel



$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{H}_2}$$

$$0,34 = E^\circ_{\text{Cu}} - 0 \text{ sehingga } E^\circ_{\text{Cu}} = 0,34 \text{ Volt}$$



$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Zn}} - E^\circ_{\text{H}_2}$$

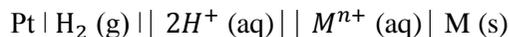
$$0,76 = E^\circ_{\text{Zn}} - 0$$

$$E^\circ_{\text{Zn}} = -0,76 \text{ Volt}$$

Seperti penjelasan sebelumnya bahwa elektroda hidrogen digunakan sebagai standar, dengan setengah reaksi, $\frac{1}{2} \text{H}_2(1 \text{ atm})(g) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + e$

Dan diterapkan potensial elektroda 0,000 Volt pada 15°C, dengan elektroda pembanding ini dapat diperoleh potensial elektroda lainnya yang sebagian tercantum dalam tabel pada halaman terakhir.

Potensial elektroda standar dari suatu logam adalah beda potensial antara elektroda hidrogen standar dengan setengah-sel yang terdapat logam tercelup dalam larutannya dengan konsentrasi 1 molar pada suhu 25°C atau katalain DGL dari sel,



Anoda

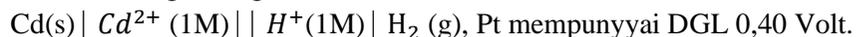
Katoda

Oksidasi

Reduksi

Contoh :

Suatu sel dengan diagram berikut,

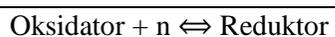


- Tulis reaksi sel pada elektroda
- Tulis reaksi sel
- Hitung potensial elektroda standar dari Cd

Jawab :

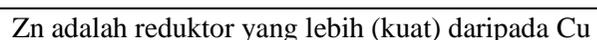
- Anoda : $\text{Cd}(s) \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e$
Katoda : $2\text{H}^+ (aq) + 2e \rightarrow \text{H}_2 (g)$
- Reaksi sel adalah reaksi anoda dan reaksi katoda
 $\text{Cd}(s) + 2\text{H}^+ (aq) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$
- $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{katoda}} - E^\circ_{\text{anoda}}$
 $0,40 = 0,00 - E^\circ_{\text{Cd}}$
 $E^\circ_{\text{Cd}} = -0,40 \text{ Volt}$

Pada tabel potensial elektroda dapat dilihat berbagai reaksi elektroda yang ditulis sebagai berikut :

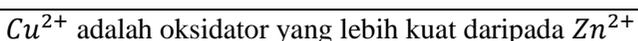


Harga E° adalah untuk reaksi yang berlangsung dari kiri ke kanan. Harga potensial elektroda menentukan kecenderungan berlangsungnya reaksi dari kiri ke kanan.

Makin besar harga E° (makin positif), makin mudah reaksi berlangsung ke kanan. Oleh karena itu Cu^{2+} lebih mudah direduksi menjadi Cu ($E^\circ = 0,037 \text{ V}$), dari pada Zn^{2+} ($E^\circ = 0,762 \text{ V}$), atau dapat disimpulkan :



Sebaliknya, daya mengoksidasi dari spesi ruas kiri, bertambah dari atas ke bawah.

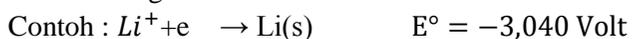


Dari tabel menunjukkan bahwa L_1 adalah konduktor terbaik diantara unsur-unsur alkali ($E^\circ = -3,040 \text{ Volt}$), sebaiknya F_2 adalah oksidator kuat ($E^\circ = +2,866 \text{ Volt}$). Urutan unsur-unsur seperti pada tabel potensial elektroda dikenal juga sebagai Deret Elektrokimia (Deret Volta). Harga E° tersebut berubah jika pelarutnya diganti.

*Oksidator yang mempunyai potensial elektroda negatif dengan keaktifan satu mempunyai daya mengoksidasi lebih lemah daripada ion hidrogen dengan keaktifan satu, sedangkan reduktornya lebih kuat dibandingkan dengan gas hidrogen pada tekanan 1 atmosfer.
Sebaliknya oksidator dalam pasangan redoks yang mempunyai potensial elektroda positif adalah oksidator yang lebih kuat dari ion hidrogen dengan keaktifan satu.*

7.5 Manfaat Potensial Elektroda

- a. Membandingkan kekuatan relatif oksidator dan reduktor.



F_2 adalah oksidator yang lebih kuat dibandingkan dengan Li^+

Li adalah reduktor yang lebih kuat dibandingkan dengan F

b. Menghitung DGL sel

DGL sel adalah selisih aljabar antara dua potensial elektroda.

DGL standar suatu sel, potensial elektroda standar dari elektroda kanan (elektroda positif=katoda) dikurangi potensial elektroda standar dari elektroda kiri (elektroda negatif=anoda).



Elektroda positif Elektroda negatif

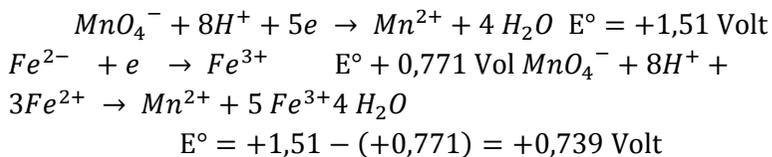
$$\begin{aligned} E^{\circ}_{sel} &= E^{\circ}_{Cu/Cu} - E^{\circ}_{Zn/Zn} \\ &= E^{\circ}_{kanan} - E^{\circ}_{kiri} \\ &= E^{\circ}_{katoda} - E^{\circ}_{anoda} \\ &= E^{\circ}_{+} - E^{\circ}_{-} \\ &= 0,33 - (-0,763) \text{ sehingga } E^{\circ}_{sel} = 1,100 \text{ Volt} \end{aligned}$$

c. Meramal apakah suatu reaksi berlangsung atau tidak

$$\Delta G = -nFE$$

suatu reaksi berlangsung spontan jika $\Delta G < 0$ atau $E > 0$.

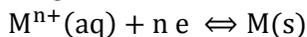
Contoh :



Oleh karena harga E° positif maka reaksi berlangsung spontan.

Pengaruh Konsentrasi dan Suhu Terhadap Nilai Potensial

a. Pengaruh konsentrasi



Jika konsentrasi M^{n+} bertambah, kesetimbangan akan bergeser ke kiri. Oleh karena potensial elektroda menjadi makin positif (berkurang negatif).

Jika konsentrasi ion logam berkurang potensial elektroda berkurang positif.

b. Suhu, potensial elektroda makin positif jika suhu bertambah dan sebaliknya.

Pengaruh konsentrasi dan suhu pada potensial elektroda ditunjukkan oleh persamaan Nernst.

Oksidant + n e \rightleftharpoons Reduktant

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Oksidan}]}{[\text{Reduktant}]}$$

Dimana : E : potensial elektroda dalam Volt

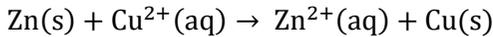
E° : potensial elektroda standar dalam Volt

R : tetapan gas (8,314 JK⁻¹ mol⁻¹)

T : suhu dalam K

F : tetapan Faraday (96.500 coulomb)

Misalkan untuk sel dengan reaksi



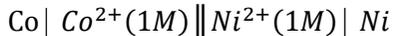
$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$
 bisa juga ditulis

$$E = E^\circ + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

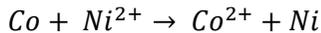
7.6 DGL sel dan persamaan Nernst

DGL standar untuk suatu sel sama dengan potensial *elektroda standarelektroda* kanan dikurangi dengan potensial *elektroda standar elektroda* kiri.

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{elektroda kanan}} - E^\circ_{\text{elektroda kiri}}$$



Reaksi sel

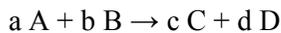


$$E^\circ = E^\circ_{\text{Ni/Ni}} - E^\circ_{\text{Co/Co}}$$

$$E^\circ = -0,250 - (-0,277)$$

$$= +0,027 \text{ Volt}$$

Untuk reaksi redoks dengan persamaan umum :



persamaan Nernst,

$$E_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{sel}} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

$$E_{sel} = E^{\circ}_{sel} - \frac{2,303RT}{nF} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Pada suhu 298K,

$$\frac{2,303RT}{nF} = \frac{2,303 \times 8,314 \times 298}{n \cdot 96.500} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$E_{sel} = E^{\circ}_{sel} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Contoh : $Co + Ni^{2+} \rightarrow Co^{2+} + Ni$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[Co^{2+}]}{[Ni^{2+}]}$$

$$E = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Co^{2+}]}{[Ni^{2+}]}$$

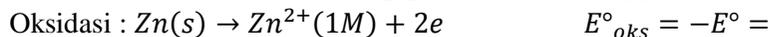
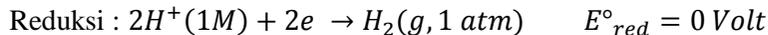
$$E = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log 1$$

$$= 0,03 \text{ Volt}$$

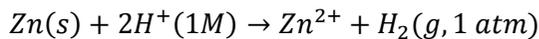
Jika seng dan tembaga bersama-sama dimasukkan ke dalam HCl(aq), apa yang terjadi ?

Penyelesaian :

Logam seng (Zn),



$$-(-0,7631) \text{ Volt}$$

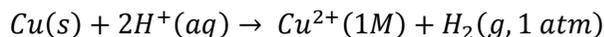
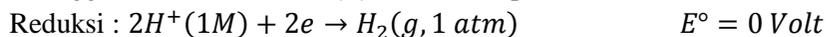


$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{red} + E^{\circ}_{oks} = 0 + 0,7631 \text{ Volt}$$

$$= 0,7631 \text{ Volt}$$

Gas H_2 terbentuk pada seng. Apakah terbentuk juga pada tembaga ?

Cu(s) aktivitasnya dalam deret logam-logam lebih rendah dari $H_2(g)$ sehingga tidak akan ada $H_2(g)$ dari HCl(aq).

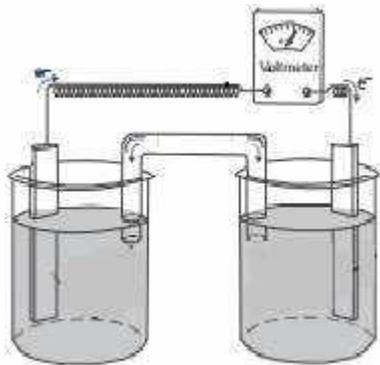


$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{red} + E^{\circ}_{oks} = 0 \text{ V} - 0,337 \text{ Volt}$$

$$= -0,337 \text{ Volt}$$

Reaksi antara Cu(s) dan HCl(g) tidak spontan.

Hitung harga Eseldari tegangan sel seperti dalam gambar

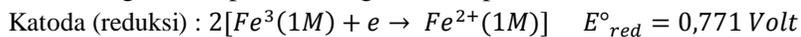


$$[Cu^{2+}] = 0,50M$$

$$[Fe^{2+}] = 0,20 M$$

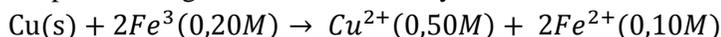
$$[Fe^{2+}] = 0,10 M$$

Tugas kita menentukan total reaksi sel dan harga E°_{sel} dari data tabel, dengan memperhatikan gambar dapat ditentukan anoda dan katoda.



$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}_{red} + E^{\circ}_{oks} = 0,771 + (-0,337) = 0,434 \text{ Volt}$$

Kalau kita perhatikan gambar, maka reaksinya adalah :



Dalam hal ini kita substitusikan ke dala persamaan Nernst, $E^{\circ}_{sel} = 0,134 V$; $n = 2$, $[Fe^{3+}] = (0,20M)$; $[Fe^{2+}] = (0,10M)$; $[Cu^{2+}] = 0,5M$

$$\begin{aligned} E_{sel} &= E^{\circ}_{sel} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Cu^{2+}][Fe^{2+}]^2}{[Fe^{3+}]^2} \\ &= 0,434 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[0,50][0,10]^2}{[0,20]^2} \\ &= 0,434 - (-0,296 \log 0,125) \\ &= 0,434 - (-0,027) \\ &= +0,461 \text{ Volt} \end{aligned}$$

7.7 Sel Volta

Ada dua macam sel yang bekerja berdasarkan prinsip Galvani dan prinsip Volta. Pada tahun 1797 Luigi Galvani menemukan bahwa listrik dapat dihasilkan oleh reaksi kimia, dan pada tahun 1800 Alessandro Volta membuat sel praktis pertama menghasilkan listrik berdasarkan reaksi kimia.

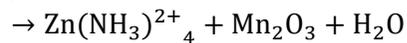
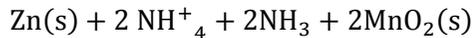
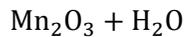
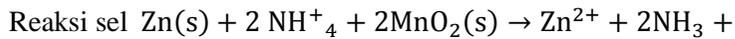
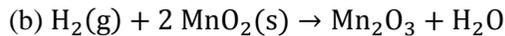
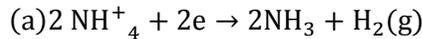
Ada dua macam yaitu :

- a. **Sel primer**, setelah salah satu komponen habis terpakai tidak dapat mengubah kembali hasil reaksi menjadi pereaksi.

Contoh sel kering (sel Leclanche)

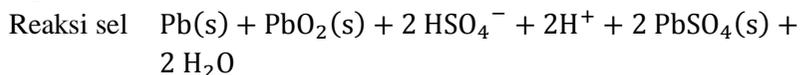
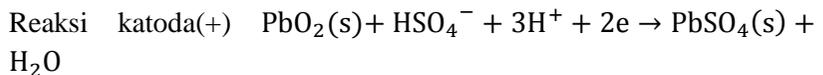
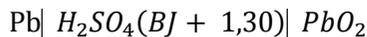


Reaksi katoda (+)

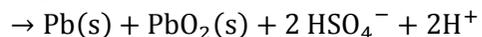
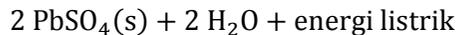


- b. **Sel sekunder**, sel ini disebut “sel penyimpan”. Reaksi sel adalah reaksi reversibel.

Contoh Sel Penyimpan Timbal (Akki)



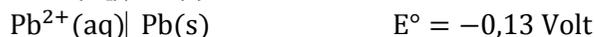
Pada pengisian



7.8 Aturan Anti Arah Jarum Jam (A_2J_2) dan ABCD

Pada keadaan standar DGL sel positif jika elektroda dengan potensial elektroda yang paling negatif merupakan anoda dan elektroda dengan potensial elektroda yang paling positif adalah katoda.

Perhatikan sistem elektroda berikut :



Kedua elektroda ini dapat disusun menjadi sel :

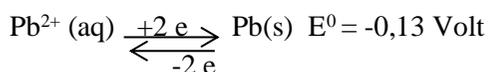
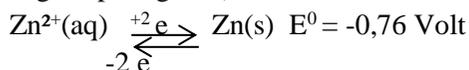


Dengan susunan demikian DGL sel adalah 0,63 Volt.

Oleh karena elektroda Zn lebih negatif, maka elektroda ini akan melepaskan elektron (terjadi oksidasi), dan elektron berpindah ke elektroda Pb (terjadi reaksi reduksi). Untuk mencegah kesalahan dalam penulisan sel, dapat digunakan antara aturan Anti Arah Jarum Jam dan Aturan ABCD

Aturan anti arah jarum jam

Tulis potensial elektroda kedua elektroda secara berurutan (yang lebih negatif paling atas).



Anti Arah Jarum Jam, dapat ditulis sebagai berikut:



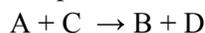
Dengan demikian cara penulisan sel adalah:



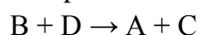
Aturan A B C D



Jika E sel positif arah perubahan adalah:



Jika E sel negatif arah perubahan adalah:



Latihan 2:

DGL sel $\text{Zn} \mid \text{ZnCl}_2 (0,05\text{M}) \mid \text{AgCl (s)} \mid \mid \text{AgCl(s)} \mid \text{Ag}$ adalah 1,015 Volt pada suhu 198 K, (a) tulis reaksi sel, (2) hitung energi bebasnya, dan (b) apa arti harga bebas tersebut?

Kegunaan sel Volta:

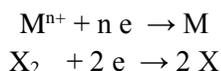
- 1) Sel Baterai
- 2) Sel Aki

7.9 Elektrolisis

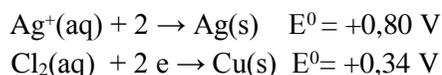
Alat elektrolisis terdiri dari elektrolisis yang berisi elektrolit (larutan atau leburan) dan dua elektroda, anoda dan katoda. Pada anoda terjadi reaksi oksidasi sedangkan pada katoda terjadi reaksi reduksi.

a. Reaksi pada elektroda

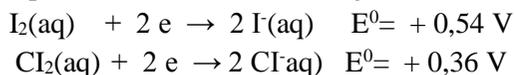
Dari data potensial elektroda, dapat dilihat kecenderungan untuk berlangsungnya dua proses di bawah ini.



Reaksi dengan potensial elektroda lebih positif, lebih mudah terjadi. Misalnya dalam larutan yang mengandung ion Cu^{2+} dan ion Ag^+ dengan konsentrasi yang sama, ion yang lebih dahulu mengalami reduksi adalah Ag^+

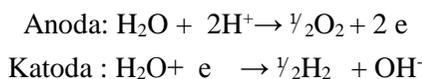


Oleh karena pada pembentukan ion negative adalah kebalikan dari pembentukan ion positif, maka reaksi oksidasi yang mudah terjadi adalah yang mempunyai potensial elektroda lebih negative.



Jadi, jika larutan terdapat ion Cl^- dan ion I^- , maka I^- yang lebih dahulu mengalami oksidasi.

Dalam larutan air, air dapat mengalami oksidasi di anoda dan mengalami reduksi di katoda.

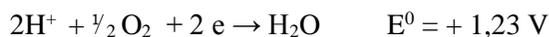


Perhatikan potensial elektroda berikut:



Oleh karena itu pada elektrolisis larutan terbentuk “hydrogen”.

Demikian halnya, jika mengelektrolisis larutan fluoride, pada anoda air mengalami oksidasi



b. Faktor yang Menentukan Kimia Elektrolisis

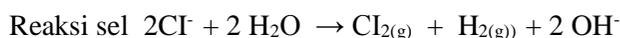
1. Konsentrasi (keaktifan) elektrolit yang berbeda

Contoh:

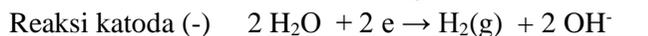
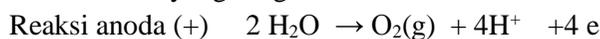
a. Larutan NaCl pekat



Elektrolisis



b. Larutan NaCl yang sangat encer



Elektrolisis

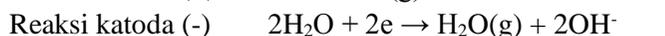


2. Komposisi Kimia Elektroda yang berbeda:

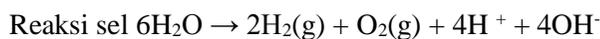
a. Elektroda inert (tidak aktif)

Contoh :

Elektrolisis larutan Na_2SO_4



Elektrolisis



b. Elektroda tidak inert (bukan Bt atau C)

Contoh:

Elektrolisis larutan CuSO_4 dengan Cu sebagai anoda



Hasil elektrolisis dapat disimpulkan sebagai berikut:

~ Reaksi pada katoda (katoda tidak berperan)

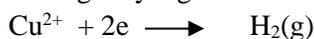
a. $K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}$



H^+ dari asam



b. Ion logam yang lain



~ Reaksi pada anoda:

Anoda inert

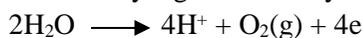
a. OH^- (basa)



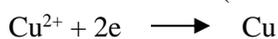
b. Cl^-, Br^-, I^-



c. Sisa asam yang lain misalnya SO_4^{2-}



Anoda tidak inert (bukan Pt atau C)

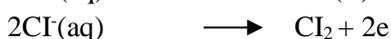


7.10 Elektrolisis dan aspek kuantitatif

Michael Faraday yang berhasil menemukan aspek kuantitatif dari elektrolisis. Dari kedua hukum Faraday yang terkenal dapat disimpulkan bahwa:

Jumlah mol zat yang dioksidasi atau direduksi pada suatu elektroda adalah sama dengan jumlah mol elektron yang melalui elektroda tersebut dibagi dengan jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi pada elektroda untuk setiap ion atau molekul zat

Perhatikan reaksi elektroda,



1 mol elektron akan mereduksi 1 mol Ag^+ atau 0,5 mol Cu^{2+} atau 1,333 mol Al^{3+}

Pada oksidasi 2 mol Cl^- menjadi 1 mol Cl_2 , melepas 2 mol elektron.

Pada oksidasi 4 mol OH^- menghasilkan 2 mol H_2O dan 1 mol O_2 (g), melepaskan 4 mol elektron.

Muatan 1 mol elektron $6,0229 \times 10^{23} \times 1,6021 \times 10^{-19} = 96489$ coulomb (~ 96500).

Sudah dijelaskan bahwa muatan listrik sebesar 96500 C disebut Faraday (F),

1 Faraday = 96500 C

Jadi besarnya listrik yang diperlukan untuk mereduksi Ag^+ , Cu^+ , dan Al^{3+} berturut-turut

1 Faraday, 2 Faraday, dan 3 Faraday.

Perubahan massa zat yang terjadi dapat diungkapkan dengan rumus:

$$M = Q \cdot \frac{A}{n} \cdot \frac{1}{F}$$

M = massa dinyatakan dalam gram (g)

Q = jumlah listrik dalam coulomb (C)

A/n = massa ekuivalen

A = massa atom (massa molekul) relatif

n = perubahan dalam bilangan oksidasi

F = Faraday, 96500 coulomb

Dari persamaan di atas dapat terlihat bahwa, *satu faraday adalah jumlah listrik yang diperlukan untuk perubahan zat sebanyak satu ekuivalen zat pada elektroda.*

Contoh, berapa gram klor yang dihasilkan pada elektrolisis larutan NaCl dengan 1 ampere selama 15 menit.

Penyelesaian

(Ingat $Q=i.t$)

1 ampere selama 15 menit = $1 \times 15 \times 60 = 900$ C

$900 \text{ C} = \frac{900}{96500} = 0,00933$ Faraday

1 Faraday menghasilkan 35,45 gram Cl_2

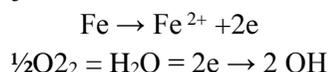
0,00933 Faraday menghasilkan = 0,331 gram Cl_2

Latihan 3: Suatu sel Galvani Cu – Zn, mengalirkan arus sebesar 9,65 Ampere selama 1 jam. Berapa gram anoda akan berkurang?

7.11 Korosi

Peristiwa korosi logam dapat dijelaskan dengan elektrokimia. Berbagai proses elektroda memerlukan potensial elektroda yang lebih besar dari perhitungan. Potensial tambahan ini disebut “over voltage”. Besi berkarat karena terbentuk: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$

Setengah reaksi yang terjadi ialah:



Akan tetapi disebabkan oleh *overvoltage* setengah reaksi yang kedua hanya terjadi pada bagian yang tidak murni atau bagian yang cacat di permukaan besi. Selain satu cara mencegah korosi ialah proteksi katodik. Misalnya, batang seng atau magnesium ditanam dekat pipa besi kemudian dihubungkan dengan pipa tersebut yang akan dilindungi dari korosi.

Dalam hal ini pipa besi bertindak sebagai katoda dan logam seng yang mempunyai potensial elektroda yang lebih negatif akan mengalami oksidasi, sehingga pipa besi dapat terlindung dari korosi.

Beberapa cara untuk mengurangi laju korosi besi:

1. Mengontrol atmosfer, mengurangi konsentrasi O_2 dan H_2 pada permukaan besi.
2. Mencat, menutupi permukaan besi.
3. Melapisi dengan minyak/gemuk, menutupi permukaan besi.
4. Galvaniser, melapisi besi dengan seng (seng atap).
5. Sepuh (melapisi) nikel kromium, menutupi permukaan besi.
6. ”Sherardizing” dengan PO_4^{3-} , PO_4^{3-} yang diaopsosi menutupi permukaan besi
7. ”Elektrolizing”, menggunakan batang Al atau Mg
8. Mengontrol keasaman, H^+ dapat mengoksidasi atau sebagai katalis dalam peristiwa korosi.
9. Menjaga agar zat karosit dalam jumlah seminimal mungkin.

POTENSIAL ELEKTRODA STANDART (25 ⁰ C)		
Reduction	Half- reaction	E ⁰ ,V
LARUTAN ASAM		
Li ⁺ (aq) + e	→ Li(s)	-3.040
K ⁺ (aq) + e	→ K(s)	-2.924
Ca ²⁺ (aq) + 2e	→ Ca(s)	-2.84
Na ⁺ (aq) + e	→ Na(s)	-2.743
Mg ²⁺ (aq) + 2e	→ Mg(s)	-2.356
Al ³⁺ (aq) + 3e	→ Al (s)	-1.676
Zn ²⁺ (aq) + 2e	→ Zn (s)	-0.763
Fe ²⁺ (aq) + 2e	→ Fe(s)	-0.440
Co ²⁺ (aq) + 2e	→ Co(s)	-0.277
Sn ²⁺ (aq) + 2e	→ Sn(s)	-0.437
Pb ²⁺ (aq) + 2e	→ Pb(s)	-0.125
2H ⁺ (aq) + 2e	→ H ₂ (g)	0
S(s) + 2H ⁺ (aq) + 2e	→ H ₂ S(g)	+0.14
Sn ⁴⁺ (aq) + 2e	→ Sn ²⁺ (aq)	+0.13
SO ₄ ²⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e	→ 2H ₂ O + SO ₂ (g)	+0.17
Cu ²⁺ (aq) + 2e	→ 2Cu(s)	+0.337
I ₂ (s) + 2e	→ 2I(aq)	+0.535
O ₂ (g) + 2H ⁺ (aq) + 2e	→ H ₂ O ₂ (aq)	+0.695
Fe ³⁺ (aq) + e	→ Fe ²⁺ (aq)	+0.771
Ag ⁺ (aq) + e	→ Ag (s)	+0.800
NO ₃ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 3e	→ NO(g) + 2H ₂ O	+0.956
Br (l) + 2e	→ 2Br (aq)	+1.065
2IO ₃ ⁻ (aq) + 12H ⁺ (aq) + 10e	→ I ₂ (s) + 6H ₂ O	+1.20
O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e	→ 2H ₂ O	+1.229
MnO ₂ (s) + 4H ⁺ (aq) + 2e	→ Mn ²⁺ (aq) + 2H ₂ O	+1.23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 14H ⁺ (aq) + 6e	→ 2Cr ³⁺ (aq) + 7H ₂ O	+1.33
Cl ₂ (g) + 2e	→ 2Cl ⁻ (aq)	+1.358
PbO ₂ (s) + 4H ⁺ (aq) + 2e	→ Pb ²⁺ (aq) + 2H ₂ O	+1.455
MnO ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq) + 5e	→ Mn ²⁺ (aq) + 4H ₂ O	+1.51
H ₂ O ₂ (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e	→ 2H ₂ O	+1.763
S ₂ O ₈ ²⁻ (aq) + 2e	→ 2SO ₄ ²⁻ (aq)	+2.01
O ₃ (g) + 2H ⁺ (aq) + 2e	→ O ₂ (g) + H ₂ O	+2.075
F ₂ (g) + 2e	→ 2F ⁻ (aq)	+2.866
Au ³⁺ + 3e	→ Au	+1.50
LARUTAN BASA		
2H ₂ O + 2e	→ H ₂ (g) + 2OH(aq)	-0.828
O ₂ (g) + 2H ₂ O + 4e	→ 4OH(aq)	+0.401
OCl ⁻ (aq) + H ₂ O + 2e	→ Cl ⁻ (aq) + 2OH(aq)	+0.890
O ₂ (g) + H ₂ O + 2e	→ O ₂ ²⁻ (aq) + 2OH(aq)	+1.246

BAB 8

KIMIA INTI

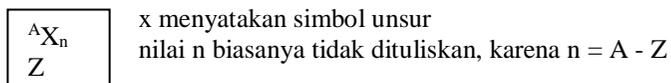
Kimia inti adalah ilmu yang mempelajari struktur inti atom dan pengaruhnya terhadap kestabilan inti serta reaksi-reaksi inti yang terjadi pada proses peluruhan radionuklida dan transmutasi inti.

Penggunaan teknik-teknik kimia dalam mempelajari zat radioaktif dan penggunaan keradioaktifan untuk menyelesaikan persoalan kimia, dipelajari dalam bidang radio kimia. Sedangkan bidang ilmu kimia yang mempelajari efek radiasi yang dipancarkan oleh zat radioaktif terhadap materi dan perubahan kimiawi yang menyertainya disenut kimia radiasi.

Eksperimen hamburaa Rutherford menunjukkan bahwa atom terdiri dari inti yang sangat kecil dan dikelilingi oleh elektron-elektron. Dibandingkan dengan ukuran inti, lintasan elektron-elektron berada pada jarak yang sangat jauh dari inti. Sebagai gambaran, jari-jari inti emas dibandingkan dengan jari-jari atomnya adalah $1/10.000$ (r inti emas = $0,00005 \text{ \AA}$). Sejak penemuan Rutherford pada tahun 1919 tersebut telah banyak dihasilkan ribuan reaksi inti dan telah dikembangkan pula piranti-piranti untuk menghasilkan ribuan reaksi inti, misalkan piranti pemercepat laju partikel, moderator, reaktor, dan sebagainya.

8.1 Partikel penyusunan inti atom

Partikel penyusunan inti atom disebut nukleon. Nukleon terdiri atas proton (p) dan neutron (n). Istilah nuklida digunakan untuk menyatakan suatu spesies inti (kombinasi komposisi nukleon) tertentu dengan jumlah proton = Z = nomor atom. Jumlah proton + neutron = A = nomor massa. Simbol suatu nuklida secara umum dapat ditulis sebagai



Berdasarkan hasil penelitian, bahwa massa proton (p) = 1.0072766 sma atau 1.6725×10^{-27} kg dan massa neutron = 1.0086654 sma atau $1,6748 \times 10^{-27}$ (1 sma = 1.16604×10^{-27} kg). Yang ekuivalen energinya sebesar 931,5 MeV. Massa atom suatu unsur merupakan rata-rata penjumlahan dari kelimpahan relatif massa atom relatif tersebut yang terdapat di alam. Misalnya massa atom unsur Zn adalah 65,38 sma, berarti massa atom tersebut diperoleh dari massa kelimpahan masing – masing individual Zn. Yaitu berkisar antara 63.929914 sma sampai dengan 69.92535 sma dan kelimpahan relatifnya adalah antara 0,62% hingga 68,89%.

Tabel 8.1. Kelimpahan isotop Zn (Z=30)

Nomor Massa Isotop	Massa Atom	Kelimpahan Relatif %
64	63.92914	48,89
66	65.92605	27,81
67	66.92715	4,11
68	67.92486	18,56
70	69.92535	0,62

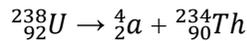
Berdasarkan kesamaan dalam nilai Z , A dan n , maka nuklida dapat digolongkan menjadi 4 (empat) tipe yaitu:

- Isotop : kelompok nuklida dengan Z sama
- Isobar : kelompok nuklida dengan A sama
- Isoton : kelompok nuklida dengan jumlah neutron sama.
- Isomer inti: nuklida dengan Z dan A sama tetapi berbeda tingkat energinya.

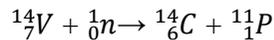
Contoh ^{60m}Co dan ^{60}Co

Berdasarkan pada kestabilan dan proses pembentukannya di alam. Nuklida dapat dikelompokkan menjadi 5(lima) kelompok yaitu:

- Nuklida stabil. Nuklida yang secara alamiah tidak mengalami perubahan baik A maupun Z (tidak meluruh). Contoh: ^1_1H , $^{12}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$.
- Radionuklida alam primer. Nuklida yang terbentuk secara alamiah dan bersifat radioaktif sampai sekarang masih ditemukan karena memiliki waktu paroh Yang panjang (dalam orde 10^9 tahun) dan dianggap sudah ada sejak bumi ini ada contoh $^{238}_{92}\text{U}$.
- Radionuklida alam sekunder nuklida radioaktif yang secara ilmiah diturunkan (merupakan hasil peluruhan) dari radionuklida alam primer. Radionuklida ini merupakan waktu paroh yang pendek. Missal $^{234}_{90}\text{Th}$ yang terbentuk dari peluruhan $^{238}_{90}\text{U}$.



- Radionuklida alam terinduki, misalnya 14c yang terbentuk secara koontinyu antaraksi sinankosmik dan nuklida $^{14}_7\text{N}$ di atmosfer.



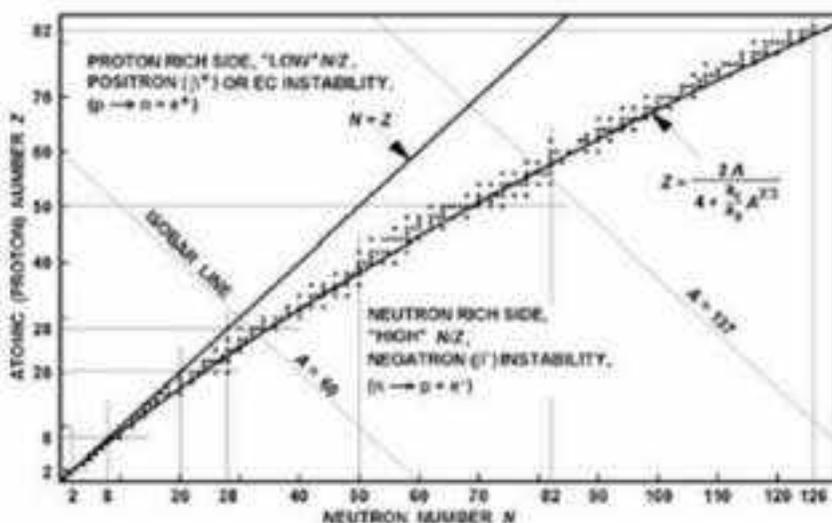
- Radionuklida buatan, merupakan hasil reaksi transmudasi inti yang dilakukan manusia di laboratorium.

8.2 Inti Mantap

Tidak setiap gabungan newtron dan proton (nucleon) membentuk inti yang mantap (stabil). Fakta menunjukkan bahwa factor-faktor yang menentukan kemantapan inti adalah

- Angka banding jumlah newtron terhadap jumlah proton ($\frac{n}{p}$) yang terkandung dalam inti. Inti yang stabil dengan nomor atom $Z < 20$ memiliki $\frac{n}{p} \approx 1,6$.
- Pangan nucleon sebagai ditunjukkan oleh hukum genap-ganjil.
- Energi ikat inti pernukleon. Angka banding $\frac{n}{p}$

Jika jumlah neutron dari nuklida stabil dialurkan terhadap jumlah protonnya, maka akan diperoleh *pita kemantapan inti*. Nulida-nuklida yang diluar pita akan meluruh sedemikian rupa, sehingga mencapai pita kemantapan. Suatu inti (nuklida) dikatakan bersifat radioaktif, karena ia mengalami peluruhan spontan yang disertai dengan pemancaran radiasi. Radiasi ini dipancarkan dari inti atau sebagai hasil pengubahan konfigurasi elektron di sekitar inti. Karena komposisi radionuklida yang satu dengan yang lain berbeda, maka cara peluruhan suatu radionuklida tergantung pada jenis ketidaktamannya.



Gambar 40. Pita kemantapan Nuklida.

Jenis radiasi yang dipancarkan dari peluruhan zat radioaktif adalah: peluruhan alpha (α), peluruhan positron (β^+), peluruhan negatron atau beta (β^-).

Sifat radiasi yang dipancarkan oleh inti radioaktif dan partikel dasar penyusun inti terhadap pada tabel 2 berikut.

Tabel 8.2. Siat Radiasi dari Partikel dasar Penyusun Inti.

Partikel Dasar/Radiasi	Massa Relatif (sama)	Muatan	Simbol	Jenis
Alpha	4	+2	$\alpha, {}^4_2\text{He}$	Partikel
Negatron	0	-1	${}^0_{-1}\text{e}, \beta^-$	Partikel
Positron	0	+1	${}^0_{+1}\text{e}, \beta^+$	Partikel
Gamma	0	0	${}^0_0\gamma$	Gel. Elektr
Proton	1	+1	${}^1_1\text{P}, {}^1_1\text{H}$	Partikel
Neutron	1	0	${}^1_0\text{n}$	Partikel

- a. Peluruhan alpha secara umum dinyatakan dengan persamaan ${}^A_Z\text{X} \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}\text{Y} + {}^4_2\alpha$
- b. Peluruhan positron ${}^A_Z\text{X} \rightarrow {}^A_{Z-1}\text{Y} + \beta^+$

DAFTAR PUSTAKA

1. Abraham, M. R, Grzybowski, E. B, Renner, J. W, et al. (1992). Understandings and misunderstandings of eighth graders of five chemistry concepts found in textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(2), 105-120.
2. Achmad, Hiskia (1990). *Elektrokimia*. Jurusan Kimia FMIPA ITB: Bandung ITB.
3. Ahmad, H. 1992. *Penuntun Belajar Kimia Dasar*. Bandung. PT. Citra Aditya Bakti.
4. Aikenhead, G. S. 2006. *Science Education for Everyday Life: Evidence-based Practice*. New York Teachers College Press.
5. Amir, Frankl, & Tamir. (1987). Justifications of answers to multiple choice items as a means for identifying misconceptions. In *Proceedings of the Second International Seminar on Misconceptions and Educational Strategies in Science and Mathematics*. Vol I. 15-25. Ithaca, New York: Cornell University.
6. Bayram, Z., Oskay, O.O., Erdem, E., Ozgur, S.D. & Sen, S. 2013. Effect of Inquiry Based Learning Method on Student Motivation. *Social and Behavioral Sciences*, 106 :988—996.
7. Bennett, J., Gräsel, C., Parchmann, I. & Waddington, D. 2005. Context-based and Conventional Approaches to Teaching Chemistry: Comparing teachers' views. *International Journal of Science Education*, 27(13): 1521—1547.
8. Benny Karyadi, 1997, *Kimia 2*, P.T. Balai Pustaka, Jakarta.
9. Borg, W. R.& Gall, M. D. (1983). *Educational research: An introduction*, Fourth edition. New York : Longman, Inc. Dierks, W, Weninger, J. & Herron, J. D. (1985). Mathematics in the chemistry classroom: Part 1. The special nature of quantity equations. *Journal of Chemical Education*, 62(10), 839-841.
10. Broman, K., Ekborg, M. & Johnels, D. 2011. Chemistry in Crisis? Perspective on Teaching and Learning Chemistry in Swedish Upper Secondary School. *NORDINA*, 7(1): 43—60.

11. Bucat, B dan Fenshman, P. (1995). Teaching and Learning About Particulate Nature of Matter: dalam Bucat, Bob. (Eds), Selected Papers in Chemical Educations Research: Implications for the Teaching of Chemistry, (hal.93-96) India: The Committe on Teaching of Che-mistry (CTC) of the IUPAC.
12. Chandrasegaran, A. L., Treagust, D. F., & Mocerino, M. (2008). An evaluation of a teaching intervention to promote students' ability to use multiple levels of representation when describing and explaining chemical reactions. *Rese-arch in Science Education*, 38(2), 237-248.
13. Chang, Raymond. 2004. *Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti*. Ed. ke-3. Jakarta: Penerbit Erlangga.
14. Cheung, D. 2011. Teacher Beliefs about Implementing Guided-Inquiry Laboratory Experiments for Secondary School Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 88: 1462—1468.
15. Chittleborough, G. D., Treagust, D. F., Mamiala, T. L., & Mocerino, M. (2005). Students' perceptions of the role of models in the process of science and in the process of learning. *Research in Science and Technological Education*, 23(2), 195-212.
16. Chung, P.T. 1997. Effect of Chemical Demonstration in Teaching Analytical Chemistry. Thesis. Master of Science. Simon Fraser University.
17. Coll, R. K., & Treagust, D. F. (2003a). Investigation of secondary school, undergraduate, and graduate learners' mental models of ionic bonding. *Journal of Research in Science Teaching*, 40(5), 464-486.
18. Coll, R. K., & Treagust, D. F. (2003b). Learners' mental models of metallic bonding: A cross-age study. *Science Education*, 87(5), 685-707.
19. Creswell, J.W. 2009. *Research Design Qualitative, Quantitative, and Mixed Method Approaches* 3 th edition. United States of America: SAGE Publications, Inc. Rizkiana, Dasna, Marfu'ah, Pengaruh Pratikum Demonstrasi... 362
20. Dillon, J. 2008. *A Review of the Research on Practical Work in School Science*. London: King's College London.
21. Ewing, "instrumental Methods of Chemical Analysis", Edisi, Mc GrawHill 1985.

22. Fraenkel, J.R., Wallen, N.E. & Hyun, H.H. 2011. How to Design and Evaluate Research in Education 8th Edition. New York: Mcgraw-Hill.
23. Gabel, D. (1999). Improving teaching and learning through chemistry education research: A look to the future. *Journal of Chemical Education*, 76(4), 548-554.
24. Gancoli, Douglas. 2011. Fisika Edisi Kelima. Erlangga. Jakarta.
25. Hambleton, R. K. & Swaminathan, H. (1985). Item response theory. Boston, MA: Kluwer Nijhoff Publishing.
26. Harrison, A. G., & Treagust, D. F. (2000). Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: A case study of multiple-model use in grade 11 chemistry. *Science Education*, 84(3), 352-381.
27. Hart Harold, 2007, Kimia Organik, Edisi II, Erlangga, Jakarta
28. Herron, J. D. & Greenbowe, T. J. (1986). What can we do about Sue: A case study of competence. *Journal of Chemical Education*, 63(6), 528- 531.
29. Herron, J.D. (1975). Piaget for Chemistry: Explaining What “Good” Student Cannot Understand. *Journal of Chemical Education*. 53(3):147
30. Hill, John W. And Petrucci, Kalph H. 1996. General Chemistry. London: Prentice Hall, Inc.
31. Huddle, P. A. & Pillay, A. E. (1996). An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African University. *Journal of Research in Science Education*, 33(1), 65-67.
32. Johnstone A.H., (1982), Macro- and MicroChemistry, *School Science Review.*, 227, No. 64. p. 377-379.
33. Jonassen, D. H. & Grabowski, B. L. 1993. *Handbook of Individual Differences, Learning and Instruction*. Hillsdale: Erlbaum.
34. Khrishnan dan Howe. (1994). The Mole Concept. *Journal Chemical of Education*. 71 (8): 653-654
35. Kirkwood V dan Symington, D. (1996). Lecturer Perceptions of Students Difficulties in A First-Year Chemistry Course. *Australian Science Education Association Conference*.73 (4):339-343.

36. Kozma, R. B., & Russell, J. (1997). Multimedia and understanding: Expert and novice responses to different representations of chemical phenomena. *Journal of Research in Science Teaching*, 34(9), 949-968.
37. Krishnan, Shanti R, & Howe, Ann C. (1994). The mole concept: Developing in instrument to assess conceptual understanding. *Journal of Chemical Education*, 71(8), 653-655.
38. Lewis, E dan Linn, M. (1994). Heat energy and Temperature Concepts of Adolescents, Adults, and Experts: Implications for Curricular Improvements. *Journal of Research in Science Teaching*. 31(6):657-677
39. Lin, Y.C., Lin, Y.T. & Huang, Y.M. 2011. Development of a Diagnostic System Using a Testing-based Approach for Strengthening Student Prior Knowledge. *Computer & Education*, 57: 1557—1570.
40. Linsley, Trevor. 2004. Instalasi Listrik Dasar. Alih bahasa Mirza Satriwan. Editor Wibi Hardani, Wayan Santika. Jakarta : Erlangga
41. Mckee, E., Williamson, V. M. & Ruebush, L.E. 2007. Effects of a Demonstration Laboratory on Student Learning. *Journal Science Educational Technology*, 16 (5): 395—400.
42. Nakhleh, M. B. (1992). Why some students don't learn chemistry: Chemical misconceptions. *Journal of Chemical Education*, 69(3), 191.
43. Norman, D. A. (1983). Some observations on mental models. In D. A. Gentner & A. L. Stevens (Eds.), *Mental models* (pp. 7-14). Hillsdale, NJ: Lawrence Erlbaum Associates.
44. Oxtoby, D.W., Gillis, H.P., Nachtrieb, N.H. (2001) Prinsip-prinsip Kimia Modern. Edisi ke-4. Jilid 1. Diterjemahkan oleh S.S. Achmadi. Jakarta: Erlangga.
45. Pavelich, M.J. & Abraham, M.R. 1979. An Inquiry Format Laboratory Program for General Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 56(2): 100—103.
46. Petrucci H. Raplh. Suminar, 1987, Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern, Jilid 2, Erlangga, Jakarta
47. Purba, Mechael. 2006. kimia SMA Kelas XII. Jakarta: Erlangga.

48. Ralph H, Petaruci, Kimia Dasar Jilid 2, Erlangga, Jakarta, 1999.
49. Renstrom, dkk. (1990). Student's Conception of Matter. *Journal of Educational Psychology*. Vol. 82 (3) 555-569
50. Robert, Kimia Fisika, Erlangga, Jakarta, 1987.
51. Rosenberg, Jerome L. 1985. Seri Buku Schaum Teori dan Soal-Soal Kimia Dasar. Ed. ke-6. Jakarta: Penerbit Erlangga.
52. Russell, J. W., Kozma, R. B., Jones, T., Wykoff, J., Marx, N., & Davis, J. (1997). Use of simultaneoussynchronized macroscopic, microscopic, and symbolic representations to enhance the teaching and learning of chemical concepts. *Journal of Chemical Education*, 74(3), 330-334.
53. Shakhashiri, B.Z. 2009. Practical Work In Chemistry Education. Keynote Address at the 42 IUPAC Congress Glasgow, Scotland. 5 Agustus 2009.
54. Sheppard, K. 2006. High School Students' Understanding of Titrations and Related Acid-Base Phenomena. *Chemistry Education Research and Practice*, 7 (1): 32—45.
55. Shidiq Premono, Anis Wardani, Nur Hidayati, 2007, Kimia, P.T .Pustaka Insan Madani, Yogyakarta
56. Surya, Yohanes Ph.D. Listrik dan Magnet. 2009. PT. Kandel. Tangerang.
57. Treagust, D. (1987). An approach for helping students and teachers diagnose misconceptions in specific science content area. In *Proceedings of the Second International Seminar on Misconceptions and Educational Strategies in Science and Mathematics*. Vol II. 519-520. Ithaca, New York: Cornell University.
58. Treagust, D. F., Chittleborough, G., & Mamiala, T. L. (2003). The role of submicroscopic and symbolic representations in chemical explanations. *International Journal of Science Education* 25(11), 1353-1368.
59. Treagust, David F. 2008. The Role of Multiple Representations In Learning Science: Enhancing Students' Conceptual Understanding And Motivation. In Yew-Jin and AikLing (Eds). *Science Education at The Nexus Of Theory And Practice*. Rotterdam-Taipei: Sense Publishers. p. 7 - 23.

60. Tuan, H.L., Chin, C.C. & Shieh, S. H. 2005. The Development of a Questionnaire to Measure Students' Motivation towards Science Learning. *International Journal of Science Education*, 27(6): 639—654
61. Tuan, H.L., Chin, C.C., Tsai, C.C. & Cheung, S.F. 2005. Investigating the effectiveness of inquiry instruction on the most learning styles student. *International journal of science and mathematics education*, 3 (4):541—566.
62. Van Der Veer, C. G., & Del Carmen Puerta Melguizo, M. (2003). Mental models. In J. A. Jacko & A. Sears (Eds.), *The humancomputer interaction handbook: Fundamentals, evolving technologies, and emerging applications* (pp. 52-80). Uitgever: Lawrence Erlbaum & Associates.
63. Warsito. 1997. *Kimia Dasar*. Surabaya. Universitas Press IKIP Surabaya.
64. William H. Hayt, Jr, John A Buck. *Medan Elektromagnetika*. Edisi ke tujuh, Erlangga, Jakarta, 2002.
65. Wiseman, F.L. (1981). The Teaching of College Chemistry Role of Students Developmental Level. *Journal of Chemical Education*, 56 (6),484.

GLOSARIUM

- Larutan adalah campuran zat-zat yang homogen, terdiri dari dua komponen atau lebih yang disebut zat terlarut (solut) dan pelarut (solvent). Suatu larutan dapat dibedakan sebagai larutan jenuh, tidak jenuh dan lewat jenuh.
- Konsentrasi didefinisikan sebagai jumlah zat terlarut dalam setiap satuan larutan atau pelarut. Umumnya konsentrasi dinyatakan dalam persen konsentrasi (persen berat dan persen volume), parts per million (ppm), parts per billion (ppb), fraksi mol, molaritas, molalitas, dan normalitas.
- Beberapa mekanisme dalam proses pembentukan suatu larutan adalah: zat (a) terlarut bereaksi secara kimia dengan pelarut membentuk zat yang baru, (b) zat terlarut membentuk zat tersolvasi dengan pelarut, (c) terbentuknya larutan berdasarkan dispersi.
- Hukum Raoult menyatakan bahwa: “Tekanan uap parsial komponen A dalam larutan berbanding lurus dengan fraks. Mol dan tetapan perbandingan yaitu tekanan uap komponen murni.” Larutan yang mengikuti hukum Raoult disebut larutan ideal, sedangkan larutan yang tidak memenuhi hukum Raoult disebut larutan nonideal.
- Sifat koligatif suatu larutan adalah sifat-sifat yang tergantung pada banyaknya partikel zat terlarut di dalam larutan, tetapi tidak tergantung pada jenis zat yang terlarut. Sifat-sifat ini meliputi: (a) penurunan tekanan uap jenuh, (b) kenaikan titik didih, (c) penurunan titik beku, dan (d) tekanan osmotik.
- Konsep asam dan basa dalam kimia pertama kali didefinisikan oleh Arrhenius yang mengatakan bahwa “dalam pelarut air, asam menghasilkan ion H^+ dan basa menghasilkan ion OH^- “. Lalu teori Bronsted – Lowry yang menyatakan “Asam merupakan donor proton dan basa merupakan akseptor proton”. Lebih lanjut Lewis

yang menyatakan “Asam: akseptor pasangan elektron dan Basa: donor pasangan elektron”.

- Air juga elektrolit (yang sangat lemah) yang terurai, menjadi ion – ion H^+ dan OH^- , dengan suatu K_w tertentu, sifat asam disebabkan oleh H^+ dan keasaman ini dinyatakan sebagai $[H_3O^+]$ atau pH. Asam/basa yang terurai sempurna adalah asam/basa kuat, sedangkan yang terion sedikit adalah asam/basa lemah dengan K_a atau K_b tertentu. Asam yang terion secara bertahap karena mengandung lebih dari satu H asam disebut asam poliprotik. Asam/basa yang tergantung dari lingkungan dapat bertindak sebagai asam maupun sebagai basa disebut zat amfiprotik.
- Garam dan asam/basa lemah dalam air terhidrolisis dan dapat bertindak sebagai basa atau asam dari asam/basa lemah tersebut. Makin lemah, makin besar hidrolisis dan untuk garam dari asam dan basa sangat lemah akan terhidrolisis sempurna. Campuran suatu asam dengan basa konjugatnya adalah larutan buffer yang mempunyai pH tertentu dan tetap.
- Kelarutan suatu zat adalah jumlah zat yang melarut dalam satu liter larutan jenuh pada suhu tertentu. “jumlah” zat dapat dinyatakan dalam mol atau gram. Kelarutan molar suatu zat (S) adalah jumlah mol zat yang melarut dalam satu liter larutan jenuh pada suhu tertentu. Sedangkan hasil kali kelarutan suatu garam adalah hasil kali konsentrasi semua ion dalam larutan jenuh pada suhu tertentu dan masing – masing ion diberi pangkat dengan koefisien dalam rumus tersebut.
- Indikator dapat digunakan untuk menentukan pH suatu larutan tak dikenal dalam daerah pH yang cukup luas. Perubahan pH selama titrasi dapat diikuti dengan menggambarkan kurva titrasi. Pada titik ekuivalen ada lompatan pH yang tiba-tiba untuk mendapatkan titik akhir titrasi yang jelas. Sedangkan pH titik akhir titrasi dapat dihitung bila diketahui komposisi larutan.

INDEXS

A

Adsorpsi, 82, 83
Alpha, 129, 130
Amorf, 36
Anoda, 109, 112, 117, 120, 122
Asam, 55, 56, 57, 58, 59, 61, 62,
63, 66, 71, 72, 74, 137, 138

B

Basa, 55, 59, 61, 71, 72, 74, 138
Bronsted-Lowry, 56, 57, 59

C

Chatelier, 15, 16, 17, 36, 66

D

Daya Gerak Listrik, 110
Derajat ionisasi, 52
Difraksi, 23, 24, 29
Difusi, 18, 20, 21, 53
Diprotik, 62, 63
Dispersi, xii, 75, 76, 77, 81, 83
Dwikutub, x, 46

E

Eksoterm, 15, 48, 98
Elektrokimia, 105, 108, 113, 131
Elektrolisis, 121, 122
Elektron, 32, 108
Elektrostatik, 30, 32, 33

Emulsi, 75, 83, 84, 86
Endoterm, 15, 48, 98
Energi Bebas, 4, 6, 7, 10
Entalpi, 10
Enzim, 67, 84, 104

F

Fraksi mol, 43, 46, 47, 48, 49, 137

G

Gamma, 130
Gaya Tarik, 22, 30, 36, 46, 103
Gel, 84, 130

H

Heterogen, 9, 102, 104
Hidratasi, 46
Hidrogen, 3, 30, 33, 55, 57, 60, 62,
78, 91, 111, 112, 113
Hidrolisis, 63, 78, 138
Hukum Boyle, 16, 18
Hukum Gas Ideal, 19
Hukum Raoult, 46, 49, 137

I

Inhibitor, 17, 102
Ion, 28, 29, 30, 33, 46, 59, 66, 78,
122
Irreversibel, 75, 76

K

Katalis, 17, 88, 101, 102, 103, 104
Kation, 63, 64
Katoda, 109, 112, 117, 120
Katodik, 124
Kesetimbangan Dinamik, 1, 15
Kimia Inti, 126
Koagulasi, 82
Koloid, 75, 76, 78, 79, 81, 82, 83, 84, 86
Kompresibilitas, 21
Kondensasi, 77
konduktor, 30, 31, 32, 33, 113
Konsektif, 101
Konsentrasi, 4, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 41, 65, 72, 88, 91, 99, 114, 121, 137
Korosi, 124
Kristal, 23, 25, 26, 27, 28, 30, 31, 32
Kurva, 33, 34, 35, 37, 71, 74

L

Laju Reaksi, 89, 90
Larutan, 41, 45, 47, 48, 49, 61, 67, 72, 83, 121, 137

M

Molalitas, 44
Molaritas, 43
Molekul, 21, 33, 46, 47, 84, 103
Monoprotik, 62

N

Negatron, 130
Neutron, 130
Nitrogen, 20
Normalitas, 44

O

Oksidasi, 78, 105, 106, 108, 110, 112, 116
Orde Dua, 93
Orde Nol, 94
Orde Satu, 92
Osmosis, 53, 54, 79

P

Pereaksi, 1, 2, 4, 5, 6, 8, 9, 10, 12, 17, 88, 89, 90, 95, 97, 98, 99, 102, 103, 104, 107, 118
Polar, 30, 46
Positron, 130
Proton, 130

R

Radioaktif, 126, 128, 129
Reaksi, 2, 14, 15, 45, 55, 56, 63, 67, 69, 71, 77, 88, 91, 92, 93, 94, 99, 100, 101, 102, 105, 108, 110, 111, 112, 115, 117, 118, 120, 121, 122
Redoks, 105, 106
Reduksi, 77, 106, 109, 110, 112, 116
Reversibel, 55, 56, 75, 76, 100, 109, 118

S

Senyawa, 36
Solvasi, 46
Solvent, 40, 137
Spektrometer, 25
Sublimasi, 23
Suhu, 33, 35, 38, 88, 96, 99, 114

T

Tekanan Parsial, 4, 8, 11
Temperatur, 2, 6, 7, 9, 10, 12, 13,
15, 16, 17, 40, 44, 46, 50, 54,
96, 97, 101, 102, 104
Tripel, 36, 37
Tripotik, 62
Tumbukan, 99

V

Volume, 22, 41, 72

W

Waktu Paro, 93

BIODATA PENULIS



Namanya adalah Heny Ekawati Haryono, M.Pd, lahir di Lamongan 22 Januari 1991. Dia adalah anak Pertama dari tiga bersaudara dari Pasangan Bapak Drs. Haryono, M.Pd dan ibu Zulaikah. Adik Pertama seorang perempuan bernama Hazizatul Fitryana Dwi, Amd,Kep dan adik kedua seorang cowok dengan nama Moch. H abibush Shidqi. Henny adalah nama panggilan akrabnya, Dia terlahir di keluarga yang sangat sederhana, ayahnya seorang PNS, sedangkan Ibunya hanya seorang ibu rumah tangga. Jiwa seorang pendidik merupakan Turunan dari sang Ayahnya, yang notabnya adalah seorang pendidik dan telah mengabdikan dalam bidang pendidikan sejak masih remaja. Sejak kecil dia selalu dinasihati oleh ayahnya untuk selalu rajin beribadah, jujur dan baik terhadap sesama.

Dia pertama kali masuk sekolah di tahun 1996-2002 di SDN 1 Banjarejo. Kemudian setelah lulus melanjutkan ke SMP N 1 Lamongan dari tahun 2002-2005. Dan kemudian melanjutkan sekolah lagi ke SMA N 2 Lamongan di tahun 2005-2008. Gadis berparas cantik ini kemudian melanjutkan Kuliah S1 di Universitas Negeri Surabaya dengan mengambil Jurusan Pendidikan Fisika dari tahun 2008 dan lulus tahun 2012, Kemudian melanjutkan Pendidikan Pasca Sarjananya dengan mengambil jurusan Pendidikan Sains di Universitas Negeri Surabaya.

Perempuan asli kota soto ini merupakan seorang dosen mata kuliah Fisika Dasar dan Kimia Dasar di sebuah kampus Swasta di Lamongan, yaitu di Universitas Darul' Ulum Lamongan, Jurusan Pendidikan Matematika, Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan. Gadis berkerudung ini memiliki motto "Man Jadda Wajada" dalam hidupnya, yang artinya siapa yang bersungguh-sungguh pasti akan berhasil. Maka dari itu sekarang pun ia sangat bersungguh-sungguh dalam belajar dan terus belajar agar menjadi dosen yang professional.



Heny Ekawati Haryono, M.Pd, lahir di Lamongan 22 Januari 1991. Dia adalah anak Pertama dari tiga bersaudara dari Pasangan Bapak Drs. Haryono, M.Pd. dan ibu Zulaikah. Adik Pertama seorang perempuan bernama Hazizatul Fitryana Dwi, A.Md.Kep. dan adik kedua seorang cowok dengan nama Moch.Habibush Shidqi. Henny adalah nama panggilan akrabnya, Dia terlahir di keluarga yang sangat sederhana, ayahnya seorang PNS, sedangkan Ibunya hanya seorang ibu rumah tangga. Jiwa seorang pendidik merupakan turunan dari sang Ayahnya, yang notabennya adalah seorang pendidik dan telah mengabdikan dalam bidang pendidikan sejak masih remaja. Sejak kecil dia selalu dinasehati oleh ayahnya untuk selalu rajin beribadah, jujur dan baik terhadap sesama.

Dia pertama kali masuk sekolah di tahun 1996-2002 di SDN 1 Banjarejo. Kemudian setelah lulus melanjutkan ke SMP N 1 Lamongan dari tahun 2002-2005. Dan kemudian melanjutkan sekolah lagi ke SMA N 2 Lamongan di tahun 2005-2008. Gadis berparas cantik ini kemudian melanjutkan Kuliah S1 di Universitas Negeri Surabaya dengan mengambil Jurusan Pendidikan Fisika dari tahun 2008 dan lulus tahun 2012, kemudian melanjutkan Pendidikan Pasca Sarjananya dengan mengambil jurusan Pendidikan Sains di Universitas Negeri Surabaya.

Perempuan asli kota soto ini merupakan seorang dosen mata kuliah Fisika Dasar dan Kimia Dasar di sebuah kampus Swasta di Lamongan, yaitu di Universitas Darul' Ulum Lamongan, Jurusan Pendidikan Matematika, Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan. Gadis berkerudung ini memiliki motto "*Man Jadda Wajada*" dalam hidupnya, yang artinya siapa yang bersungguh-sungguh pasti akan berhasil. Maka dari itu sekarang pun ia sangat bersungguh-sungguh dalam belajar dan terus belajar agar menjadi dosen yang professional.



Penerbit Deepublish (CV BUDI UTAMA)
Jl. Rajawali, Gang Elang 6 No.3, Drono, Sardonoharjo, Ngaglik, Sleman
Jl. Kaliurang Km 9,3 Yogyakarta 55581
Telp/Fax : (0274) 4533427
Anggota IKAPI (076/DIY/2012)
cs@deepublish.co.id @penerbitbuku_deepublish
Penerbit Deepublish www.penerbitbukudeepublish.com

Kategori : Fisika

ISBN 978-623-201-151-7



9 786232 099517