

Ari Harnanto
Ruminten

KIMIA



2

UNTUK SMA/MA KELAS XI



PUSAT PERBUKUAN
Departemen Pendidikan Nasional

**Ari Harnanto
Ruminten**

Kimia 2

Untuk SMA/MA Kelas XI



PUSAT PERBUKUAN
Departemen Pendidikan Nasional

Hak Cipta Pada Departemen Pendidikan Nasional
Dilindungi Undang-undang

Kimia 2

Untuk SMA/MA Kelas XI

Disusun oleh:

Ari Harnanto

Ruminten

Editor : Endang S.W.

Setting : Lia

Layout : Gurdiono, dkk.

Ilustrasi : Tesa

Cover : Picxel

Ukuran : 17,6 x 25 cm

540.7

ARI Ari Harnanto

Kimia 2 : Untuk SMA/MA Kelas XI / disusun Oleh Ari Harnanto,
Ruminten ; editor, Endang S.W. ; ilustrasi, Tesa. — Jakarta :
Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional, 2009.
v, 294 hlm. : ilus ; 25 cm.

Bibliografi : hlm. 282

Indeks

ISBN 978-979-068-183-5

1. Kimia-Studi dan Pengajaran I. Judul II. Ruminten
III. Endang S.W IV. Tesa

Hak Cipta Buku ini dibeli oleh Departemen Pendidikan Nasional
dari Penerbit Seti-Aji

Diterbitkan oleh Pusat Perbukuan
Departemen Pendidikan Nasional
Tahun 2009
Diperbanyak oleh

Kata Sambutan

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Allah SWT, berkat rahmat dan karunia-Nya, Pemerintah, dalam hal ini, Departemen Pendidikan Nasional, pada tahun 2008, telah membeli hak cipta buku teks pelajaran ini dari penulis/penerbit untuk disebarluaskan kepada masyarakat melalui situs internet (website) Jaringan Pendidikan Nasional.

Buku teks pelajaran ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan dan telah ditetapkan sebagai buku teks pelajaran yang memenuhi syarat kelayakan untuk digunakan dalam proses pembelajaran melalui Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 27 Tahun 2007 tanggal 25 Juli 2007.

Kami menyampaikan penghargaan yang setinggi-tingginya kepada para penulis/penerbit yang telah berkenan mengalihkan hak cipta karyanya kepada Departemen Pendidikan Nasional untuk digunakan secara luas oleh para siswa dan guru di seluruh Indonesia.

Buku-buku teks pelajaran yang telah dialihkan hak ciptanya kepada Departemen Pendidikan Nasional ini, dapat diunduh (download), digandakan, dicetak, dialihmediakan, atau difotokopi oleh masyarakat. Namun, untuk penggandaan yang bersifat komersial harga penjualannya harus memenuhi ketentuan yang ditetapkan oleh Pemerintah. Diharapkan bahwa buku teks pelajaran ini akan lebih mudah diakses sehingga siswa dan guru di seluruh Indonesia maupun sekolah Indonesia yang berada di luar negeri dapat memanfaatkan sumber belajar ini. Kami berharap, semua pihak dapat mendukung kebijakan ini.

Kepada para siswa kami ucapkan selamat belajar dan manfaatkanlah buku ini sebaik-baiknya. Kami menyadari bahwa buku ini masih perlu ditingkatkan mutunya. Oleh karena itu, saran dan kritik sangat kami harapkan.

Jakarta, Februari 2009
Kepala Pusat Perbukuan

K I M I A

Kata Pengantar

Perkembangan ilmu pengetahuan dan kemajuan teknologi dewasa ini merupakan tantangan bagi bangsa Indonesia dalam menghadapi era globalisasi, khususnya bagi para siswa dan guru. Oleh karena itu, diharapkan para siswa dan guru lebih giat dan tekun dalam belajar, salah satunya melalui sumber belajar yaitu buku-buku pelajaran yang relevan dengan perkembangan ilmu pengetahuan dan kemajuan teknologi tersebut. Itulah perlunya buku Kimia Jilid 1, 2, dan 3 kami susun.

Buku ilmu kimia ini disusun dengan harapan dapat menjadi pelengkap bagi siswa dan guru dalam melaksanakan kegiatan belajar mengajar yang sesuai dengan metode yang terus dikembangkan oleh pemerintah saat ini.

Beberapa materi disajikan dalam bentuk percobaan, hal ini dimaksudkan agar siswa dapat memperoleh pengertian yang lebih jelas serta memiliki keterampilan. Istilah-istilah yang digunakan dalam buku ini adalah istilah-istilah yang lazim digunakan dan disesuaikan dengan ketentuan-ketentuan dari IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*). Selain itu, pada bagian akhir setiap materi pokok bahasan atau bab disertai rangkuman dan latihan soal/evaluasi untuk mengetahui sejauh mana materi tersebut dapat dikuasai atau dituntaskan oleh setiap siswa.

Kami menyadari bahwa penyusunan buku ini masih perlu penyempurnaan. Oleh karena itu, kami mengharapkan kritik dan saran dari berbagai pihak demi perbaikan dan penyempurnaan buku ini.

Akhirnya kami mengucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah membantu dalam penyusunan serta terwujudnya buku ini.

Penyusun

DAFTAR ISI



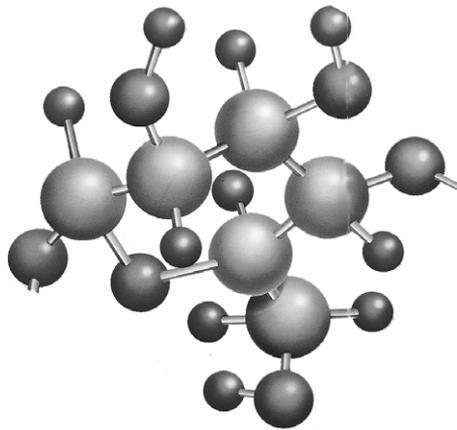
Kata Sambutan	iii
Kata Pengantar	iv
Daftar Isi	v
Bab 1 Struktur Atom, Sistem Periodik, dan Ikatan Kimia	1
I. Struktur Atom	2
A. Perkembangan Teori Atom	2
B. Bilangan Kuantum dan Bentuk Orbital	7
C. Konfigurasi Elektron dalam Atom	12
II. Sistem Periodik	22
A. Sistem Periodik dan Hubungannya dengan Konfigurasi Elektron dalam Atom	24
B. Hubungan Sistem Periodik dengan Elektron Valensi Unsur-unsur	31
III. Ikatan Kimia	32
A. Bentuk Molekul Berdasarkan Teori Domain Elektron	33
B. Gaya Antarmolekul	41
Uji Kompetensi	49
Bab 2 Termokimia	53
A. Hukum Kekekalan Energi	55
B. Reaksi Eksoterm dan Endoterm	56
C. Perubahan Entalpi Standar	58
D. Menentukan ΔH Reaksi Secara Eksperimen	62
E. Hukum Hess	65
F. Menghitung ΔH Reaksi dengan Menggunakan Data Energi Ikatan	68
G. Kalor yang Dihasilkan Bahan Bakar	71
Uji Kompetensi	77
Bab 3 Laju Reaksi	81
A. Pengertian Laju Reaksi	83
B. Faktor-faktor yang Memengaruhi Laju Reaksi	85
C. Teori Tumbukan	95
Uji Kompetensi	103
Bab 4 Keseimbangan Kimia	107
A. Keseimbangan Dinamis	109
B. Faktor-faktor yang Memengaruhi Pergeseran Keseimbangan	112
C. Pergeseran Keseimbangan (Asas Le Chatelier)	118
D. Hubungan Kuantitatif antara Pereaksi dan Hasil Reaksi Keseimbangan	123
E. Aplikasi Keseimbangan Kimia dalam Industri	127
Uji Kompetensi	131

Bab 5	Larutan Asam Basa	135
	A. Teori Asam dan Basa Menurut Arrhenius	137
	B. Konsep Asam Basa Bronsted dan Lowry	140
	C. Teori Asam Basa Lewis	142
	D. Indikator Asam dan Basa	145
	E. Kekuatan Asam dan Basa	153
	F. Derajat Keasaman/pH	159
	G. Berbagai Jenis Reaksi dalam Larutan	165
	H. Titrasi Asam Basa	171
	I. Reaksi Penetralkan	173
	Uji Kompetensi	184
Bab 6	Larutan Buffer	189
	A. Pengertian Larutan Buffer	190
	B. Macam-macam Larutan Buffer	191
	C. Sifat Larutan Buffer	194
	D. Fungsi Larutan Buffer	198
	Uji Kompetensi	202
Bab 7	Hidrolisis Garam	205
	A. Pengertian Hidrolisis Garam	207
	B. Macam-macam Hidrolisis Garam	209
	C. Penggunaan Hidrolisis	214
	Uji Kompetensi	218
Bab 8	Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan	221
	A. Pengertian Kelarutan	222
	B. Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})	224
	C. Hubungan Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan	225
	D. Kelarutan Garam dalam Air	226
	E. Pengaruh Ion Sejenis/Ion Senama	227
	Uji Kompetensi	230
Bab 9	Sistem Koloid	235
	A. Macam-macam Dispersi	237
	B. Macam-macam Koloid	243
	C. Penggunaan Sistem Koloid	245
	D. Sifat-sifat Koloid	250
	E. Pembuatan Koloid	263
	Uji Kompetensi	270
	Glosarium	273
	Daftar Pustaka	282
	Kunci Jawaban	283
	Lampiran	285
	Indeks	293



BAB 1

STRUKTUR ATOM, SISTEM PERIODIK, DAN IKATAN KIMIA



Gambar 1.1 Struktur atom
Sumber: Hambaran Dunia Ilmu Time-Life

Pada bab pertama ini akan dipelajari hal-hal tentang perkembangan teori atom, bilangan kuantum dan bentuk orbital, konfigurasi elektron dalam atom, sistem periodik dan hubungannya dengan konfigurasi elektron, bentuk molekul, dan gaya antarmolekul.

Bab 1

Struktur Atom, Sistem Periodik, dan Ikatan Kimia

Tujuan Pembelajaran

Setelah mencari informasi dari literatur diharapkan siswa mampu:

1. Menjelaskan teori mekanika kuantum.
2. Menentukan empat macam bilangan kuantum.
3. Menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital.
4. Menjelaskan pengertian periode dan golongan.
5. Mencari letak suatu unsur dalam periode dan golongan.
6. Mencari hubungan konfigurasi elektron dengan periode dan golongan.
7. Menggambarkan bentuk molekul suatu senyawa.

I. Struktur Atom

Sejak zaman Yunani teori atom telah banyak diusulkan orang namun selalu ada kelemahan-kelemahannya sehingga tidak dapat dipertanggungjawabkan secara ilmiah.

Baru tahun 1913 Bohr berhasil memperbaiki teori atom Rutherford berdasarkan pengamatannya terhadap spektrum atom unsur-unsur terutama spektrum atom hidrogen.

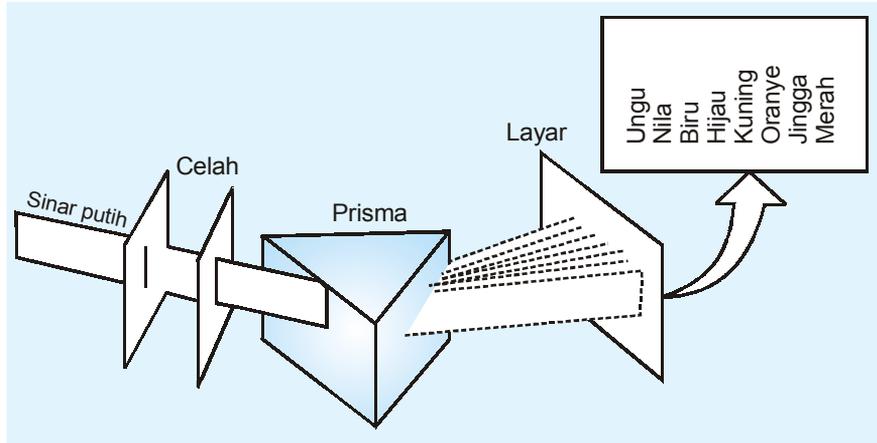


A. Perkembangan Teori Atom

1. Spektrum Unsur

Bila sinar matahari dilewatkan melalui sebuah prisma, maka sinar matahari tersebut akan diuraikan menjadi

beberapa warna yang saling meliputi (tidak ada batas yang jelas antara dua warna yang berurutan), spektrum yang demikian disebut spektrum kontinu (spektrum serbaterus).



Sumber: Chang, Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti

Gambar 1.2 Warna-warna tersebut menunjukkan tingkat energi yang mempunyai panjang gelombang (λ) tertentu.

Frekuensi (ν) menyatakan banyaknya gelombang yang melalui suatu titik tiap detik.

Hubungan antara panjang gelombang, frekuensi, dan kecepatan cahaya sebagai berikut.

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

ν = frekuensi (detik⁻¹)

c = kecepatan cahaya ($3 \cdot 10^8$ m detik⁻¹)

λ = panjang gelombang (m)

Teori Kuantum Radiasi Planck

Pada tahun 1900 Planck mengemukakan teori kuantum yang menyatakan bahwa energi suatu benda hanya dapat berubah (bertambah atau berkurang) dengan suatu kelipatan dari satuan energi yang disebut kuantum.

Hukum Planck menyatakan bahwa energi suatu kuantum tidak tetap, tetapi tergantung pada frekuensi radiasi.

$$E = h \nu$$

E = energi kuantum (joule)
 h = tetapan Planck ($6,625 \times 10^{-34}$ joule detik)
 ν = frekuensi radiasi (detik^{-1})

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

c = kecepatan cahaya (3×10^8 m.detik $^{-1}$)
 λ = panjang gelombang (m)

Hukum Planck dapat ditulis dalam bentuk:

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$

Contoh Soal:

Tentukan besarnya energi foton sinar kuning dengan panjang gelombang 589 nm!

Jawab:

$$E = h \cdot \nu = h \frac{c}{\lambda}$$

$$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Jdet}$$

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m.det}^{-1}$$

$$\lambda = 589 \text{ nm}$$

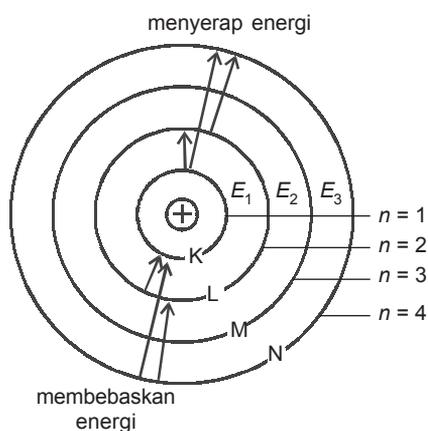
$$= 589 \times 10^{-9} \text{ m}$$

$$\text{Jadi, } E = (6,63 \times 10^{-34} \text{ Jdet}) \times \frac{3 \times 10^8 \text{ m.det}^{-1}}{589 \times 10^{-9} \text{ m}}$$

$$= 3,377 \times 10^{-19} \text{ J}$$

2. Teori Atom Bohr

Teori atom Bohr bertitik tolak pada anggapan berikut.



Gambar 1.3 Teori atom Bohr

- Elektron-elektron dalam mengelilingi inti berada pada tingkat energi (lintasan) tertentu, dengan demikian elektron juga mempunyai energi tertentu.
- Bertentangan dengan teori elektrodinamika Maxwell, selama elektron bergerak dalam lintasannya tidak memancarkan energinya dalam bentuk radiasi.
- Elektron dapat pindah dari tingkat energi (lintasan) yang rendah ke tingkat energi (lintasan) yang lebih tinggi bila menyerap energi dan sebaliknya elektron dapat pindah dari tingkat energi (lintasan) yang tinggi ke tingkat energi (lintasan) yang lebih rendah bila melepas energi.

Contoh:

- Lintasan I mempunyai tingkat energi E_1
- Lintasan II mempunyai tingkat energi E_2
- Lintasan III mempunyai tingkat energi E_3 dan seterusnya

Banyaknya energi yang diserap atau dipancarkan dapat dihitung dari teori kuantum berikut.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \nu = h \frac{c}{\lambda} = h c \bar{\nu}$$

3. Teori Atom Modern

Sekarang kita akan mempelajari pengembangan teori atom modern berdasarkan konsep mekanika gelombang.

Pada tahun 1900, Max Planck (1858–1947) mengemukakan bahwa gelombang cahaya memiliki sifat partikel, dan transfer suatu radiasi elektromagnetik ber-

langsung dalam paket atau satuan energi yang disebut kuantum (kata tanya dalam bahasa Latin yang artinya *berapa?*). Teori Planck ini dibuktikan oleh Albert Einstein (1879–1955) tahun 1905, yang menerangkan bahwa gelombang cahaya tersusun dari foton-foton.

Kemudian pada tahun 1923, Louis de Broglie (1892–1987) menjelaskan bahwa suatu partikel, misalnya elektron, ternyata memiliki sifat gelombang. Berdasarkan konsep dualisme partikel gelombang ini, Erwin Schrodinger (1887–1961) dan Werner Heisenberg (1901–1976) pada tahun 1926 mengemukakan bahwa posisi atau lokasi suatu elektron dalam atom tidak dapat ditentukan secara pasti. Kita hanya dapat memastikan kemungkinan lokasi elektron tersebut. Sebagai analogi, pada sebuah kipas angin (*fan*) yang sedang berputar terlihat bahwa daun-daun kipas itu memenuhi seluruh bidang. Kita tidak dapat memastikan lokasi sekeping daun kipas itu pada saat tertentu, tetapi kita dengan mudah dapat memastikan tempat ia mungkin ditemukan.

Teori atom modern menerangkan bahwa elektron-elektron dalam atom menempati suatu ruang atau “awan” yang disebut orbital, yaitu ruang tempat elektron paling mungkin ditemukan. Orbital merupakan tingkat energi tertentu dalam atom. Pada tahun 1928, Wolfgang Pauli (1900–1958) mengemukakan bahwa setiap orbital mampu menampung maksimum dua elektron. Elektron-elektron bergerak mengelilingi inti pada tingkat energi atau kulit-kulit tertentu. Untuk mengimbangi gaya tolak-menolak di antara mereka, dua elektron dalam satu orbital selalu berotasi dalam arah yang berlawanan.

Beberapa orbital bergabung membentuk kelompok yang disebut subkulit. Subkulit bergabung membentuk kulit.

Satu kulit tersusun dari subkulit-subkulit.
Satu subkulit tersusun dari orbital-orbital.
Satu orbital menampung maksimum dua elektron.



Sumber: Haryono,
Kamus Penemu

Gambar 1.4 Max Planck
(1858–1947)



B. Bilangan Kuantum dan Bentuk Orbital

Energi elektron dalam suatu orbital ditentukan oleh berbagai bilangan seperti bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l), dan bilangan kuantum magnetik (m). Energi perputaran elektron pada sumbunya ditentukan oleh bilangan kuantum spin (s).

1. **Bilangan kuantum utama (n)**, berharga 1, 2, 3, 4, ... dan seterusnya. Bilangan kuantum ini sesuai dengan kulit-kulit elektron dalam suatu atom karena tingkat energi biasa dinyatakan dengan kulit.

Bilangan kuantum utama (n)	:	1	2	3	4	...
Sesuai dengan kulit ke	:	1	2	3	4	...
		K	L	M	N	...

Dengan demikian bilangan kuantum utama menunjukkan besarnya lintasan elektron.

2. **Bilangan kuantum azimuth (l)**, berharga 0, 1, 2, 3, ... ($n - 1$)
Bilangan kuantum ini menunjukkan di subkulit (sub-lintasan) mana elektron bergerak dan juga menentukan bentuk orbital.

subkulit $l = 0$ juga disebut orbital s (*sharp*)

subkulit $l = 1$ juga disebut orbital p (*principle*)

subkulit $l = 2$ juga disebut orbital d (*diffuse*)

subkulit $l = 3$ juga disebut orbital f (*fundamental*)

Setiap kulit mempunyai subkulit sesuai nomor kulitnya, misalnya:

$n = 1$ (kulit K) mempunyai harga $l = 0, \dots (1 - 1) = 0$
Kulit ke-1 (K) mempunyai subkulit, yaitu subkulit $l = 0$ atau orbital 1s

$n = 2$ (kulit L) mempunyai harga $l = 0, \dots (2 - 1) = 0, 1$
Kulit ke-2 (L) mempunyai 2 subkulit, yaitu subkulit $l = 0$ atau orbital 2s dan subkulit $l = 1$ atau orbital 2p

- $n = 3$ (kulit M) mempunyai harga $l = 0, \dots (3 - 1) = 0, 1, 2$
 Kulit ke-3 (M) mempunyai 3 subkulit, yaitu:
 subkulit $l = 0$ atau orbital $3s$
 subkulit $l = 1$ atau orbital $3p$
 subkulit $l = 2$ atau orbital $3d$
- $n = 4$ (kulit N) mempunyai harga $l = 0, \dots (4 - 1) = 0, 1, 2, 3$
 Kulit ke-4 (N) mempunyai 4 subkulit, yaitu:
 subkulit $l = 0$ atau orbital $4s$
 subkulit $l = 1$ atau orbital $4p$
 subkulit $l = 2$ atau orbital $4d$
 subkulit $l = 3$ atau orbital $4f$

3. Bilangan kuantum magnetik (m), berharga $-l, \dots, 0, \dots, +l$
 Bilangan kuantum ini menentukan kedudukan atau orientasi orbital, atau juga menunjukkan adanya satu atau beberapa tingkat energi setingkat yang merupakan penyusun suatu subkulit.

Setiap harga l mempunyai harga m .

Contoh:

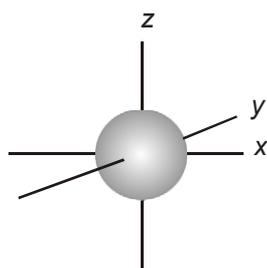
Untuk $n = 3$ maka harga $l = 0, 1, \text{ dan } 2$.

$l = 0$ (orbital s), harga $m = 0$ berarti mempunyai 1 tingkat energi atau 1 orbital.

$l = 1$ (orbital p), harga $m = -1, 0, +1$, berarti mempunyai 3 tingkat energi setingkat atau 3 orbital yaitu: p_x, p_y , dan p_z .

$l = 2$ (orbital d), harga $m = -2, -1, 0, +1, +2$ berarti mempunyai 5 tingkat energi yang setingkat atau 5 orbital yaitu: $d_{x-y^2}, d_{y-z^2}, d_{x-z^2}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$.

$l = 3$ (orbital f), harga $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ berarti mempunyai 7 tingkat energi yang setingkat atau 7 orbital.



Gambar 1.5 Bentuk orbital s

Kesimpulan:

orbital s ($l = 0$) mempunyai 1 orbital, yang harga m -nya = 0.

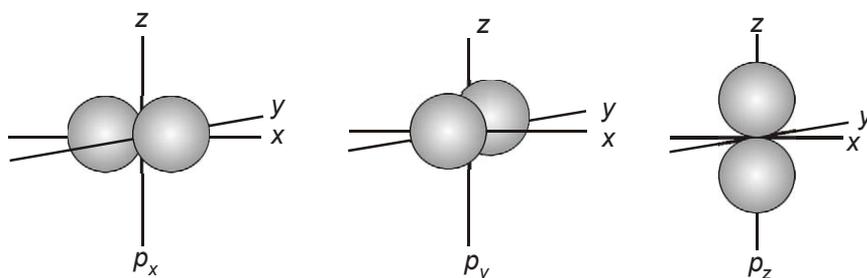
orbital p ($l = 1$) mempunyai 3 orbital, yang harga m -nya: -1, 0, dan +1.

orbital d ($l = 2$) mempunyai 5 orbital, yang harga m -nya: -2, -1, 0, +1, dan +2.

orbital f ($l = 3$) mempunyai 7 orbital, yang harga m -nya: -3, -2, -1, 0, +1, +2, dan +3.

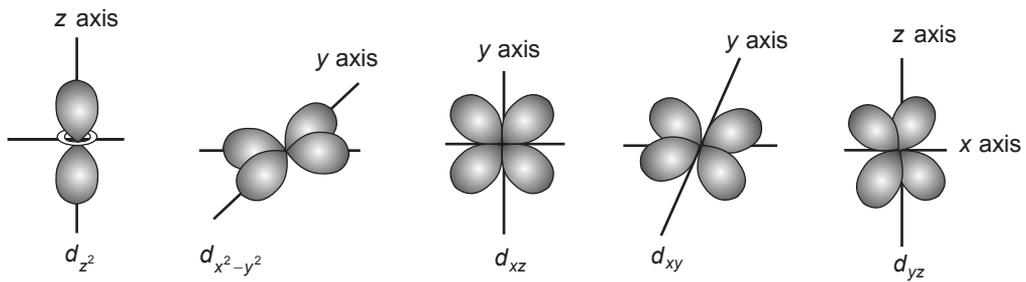
Orbital pada suatu subkulit mempunyai bentuk tertentu dan letaknya dalam ruang tertentu pula.

Berdasarkan hasil pengamatan dan perhitungan matematis orbital s berbentuk bola, artinya: elektron yang ada pada orbital s berada sama jauh dan segala arah terhadap inti atom. Sedangkan orbital p mempunyai bentuk seperti balon terpilin. Orbital p mempunyai 3 orbital, masing-masing terletak pada sumbu x, y, dan z sehingga orbital p dibedakan atas p_x , p_y , dan p_z .



Gambar 1.6 Bentuk orbital-orbital p_x , p_y , p_z

Orbital d mempunyai 5 orbital tersebar di antara sumbu-sumbu ruang x, y, dan z yang masing-masing dibedakan atas d_{z^2} , $d_{x^2-y^2}$, d_{xz} , d_{xy} , dan d_{yz} .

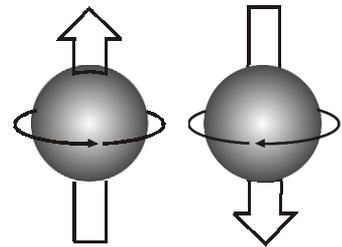


Gambar 1.7 Bentuk orbital-orbital *d*

4. **Bilangan kuantum spin (*s*)**, berharga $+\frac{1}{2}$ dan $-\frac{1}{2}$ (kemungkinan putar kanan = $\frac{1}{2}$ dan kemungkinan putar kiri = $\frac{1}{2}$).

Bilangan kuantum ini memberikan gambaran tentang arah perputaran elektron pada sumbunya sendiri.

Setiap *m* mempunyai harga $s = +\frac{1}{2}$ dan $s = -\frac{1}{2}$



Gambar 1.8 satu elektron mempunyai $s = +\frac{1}{2}$ atau $s = -\frac{1}{2}$

Tabel 1.1 Distribusi elektron sesuai bilangan kuantum yang dimilikinya

Bilangan kuantum				Banyaknya elektron pada:	
<i>n</i> (kulit)	<i>l</i> (subkulit)	<i>m</i>	<i>s</i>	subkulit	kulit
1 (K)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	2
2 (L)	1 (p)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	8
		-1	$\pm \frac{1}{2}$	6	
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		

Bilangan kuantum				Banyaknya elektron pada:	
n (kulit)	l (subkulit)	m	s	subkulit	kulit
3 (M)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	18
	1 (p)	-1	$\pm \frac{1}{2}$	6	
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
	2 (d)	-2	$\pm \frac{1}{2}$	10	
		-1	$\pm \frac{1}{2}$		
0		$\pm \frac{1}{2}$			
+1		$\pm \frac{1}{2}$			
4 (N)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	18
	1 (p)	-1	$\pm \frac{1}{2}$	6	
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		

Bilangan kuantum				Banyaknya elektron pada:	
n (kulit)	l (subkulit)	m	s	subkulit	kulit
	2 (d)	-2	$\pm \frac{1}{2}$	10	32
		-1	$\pm \frac{1}{2}$		
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
		-2	$\pm \frac{1}{2}$		
	3 (f)	-3	$\pm \frac{1}{2}$	14	
		-2	$\pm \frac{1}{2}$		
		-1	$\pm \frac{1}{2}$		
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
	+2	$\pm \frac{1}{2}$			
	+3	$\pm \frac{1}{2}$			

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*



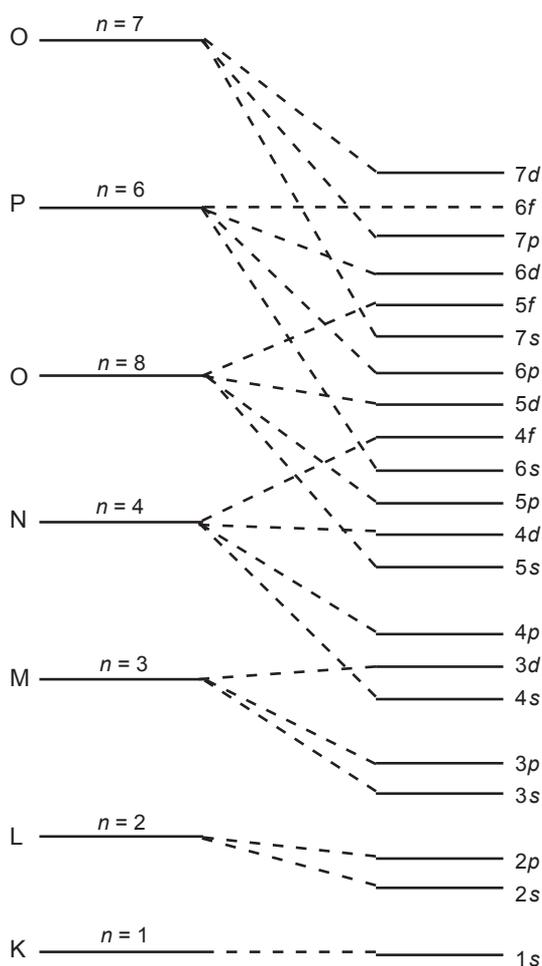
C. Konfigurasi Elektron dalam Atom

Konfigurasi elektron dalam atom menggambarkan lokasi semua elektron menurut orbital-orbital yang ditempati. Pengisian elektron dalam orbital-orbital mengikuti aturan-aturan berikut.

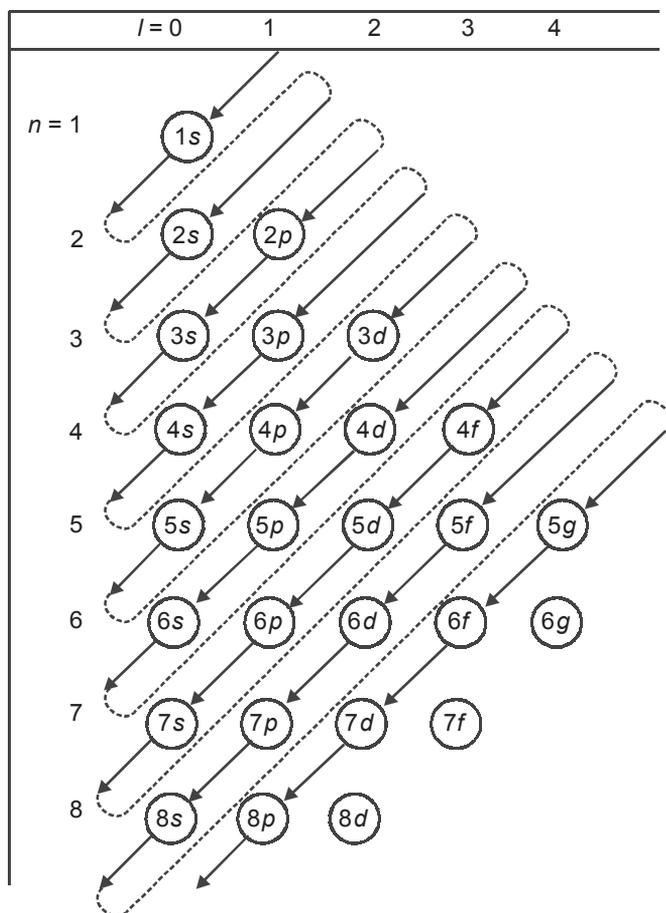
1. Prinsip Aufbau

Elektron akan mengisi orbital atom yang tingkat energi relatifnya lebih rendah dahulu baru kemudian mengisi orbital atom yang tingkat energinya lebih tinggi.

Untuk memberikan gambaran yang jelas bagaimana susunan tingkat energi itu, serta cara penamaannya, dapat dilihat pada bagan di bawah ini.



Untuk memudahkan urutan pengisian tingkat-tingkat energi orbital atom diperlukan bagan berikut.



Bagan 1.1 Urutan pengisian elektron pada orbital-orbital suatu atom.

Urutan tingkat energi orbital dari yang paling rendah sebagai berikut.

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s$
dan seterusnya

2. Aturan Hund

Pada pengisian orbital-orbital yang setingkat, elektron-elektron tidak membentuk pasangan lebih dahulu sebelum masing-masing orbital setingkat terisi sebuah elektron dengan arah spin yang sama.

Untuk mempermudah penggambaran maka orbital dapat digambarkan sebagai segi empat (\square) sedang kedua elektron yang berputar melalui sumbu dengan arah yang berlawanan digambarkan sebagai 2 anak panah dengan arah yang berlawanan, $+\frac{1}{2}$ (searah dengan arah putaran jarum jam) digambarkan anak panah ke atas (\uparrow), $-\frac{1}{2}$ (berlawanan dengan arah putaran jarum jam) digambarkan anak panah ke bawah (\downarrow).

Untuk elektron tunggal pada orbital s tidak masalah $+\frac{1}{2}$ (\uparrow) atau $-\frac{1}{2}$ (\downarrow), tetapi jika orbital s tersebut terisi 2 elektron, maka bilangan kuantum spinnya harus $+\frac{1}{2}$ dan $-\frac{1}{2}$ ($\uparrow\downarrow$).

Demikian pula untuk pengisian orbital p ($l = 1$), elektron pertama dapat menempati orbital p_x , p_y , atau p_z . Sebab ketiga orbital p tersebut mempunyai tingkat energi yang sama.

orbital s dengan elektronnya digambar $\boxed{\uparrow\downarrow}$

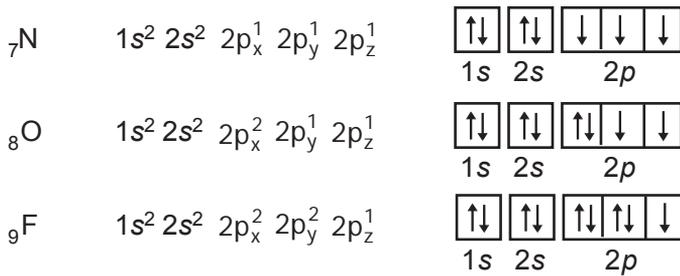
orbital p dengan elektronnya digambar $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$

orbital d dengan elektronnya digambar $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$

Contoh:

Konfigurasi tingkat dasar dari:

Unsur	Konfigurasi	Konfigurasi dalam orbital
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{}$ 1s 2s 2p



Perjanjian:

Pada pengisian elektron dalam orbital, elektron pertama yang mengisi suatu orbital ialah elektron yang mempunyai harga spin $+\frac{1}{2}$ dan elektron yang kedua mempunyai harga spin $-\frac{1}{2}$.

Berdasarkan pada tiga aturan di atas, maka kita dapat menentukan nilai keempat bilangan kuantum dari setiap elektron dalam konfigurasi elektron suatu atom unsur seperti pada tabel berikut ini.

Tabel 1.2 Konfigurasi elektron

Elektron ke-	Orbital yang ditempati	Konfigurasi elektron terakhir	Nilai				Keterangan
			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>	
1	1s	1s ¹	1	0	0	$+\frac{1}{2}$	aturan Hund
2	1s	1s ²	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	
3	2s	2s ¹	2	0	0	$+\frac{1}{2}$	
4	2s	2s ²	2	0	0	$-\frac{1}{2}$	
5	2p	2p ¹	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$	
6	2p	2p ²	2	1	0	$+\frac{1}{2}$	

Elektron ke-	Orbital yang ditempati	Konfigurasi elektron terakhir	Nilai				Keterangan
			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>	
7	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> ³	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$	aturan Hund
8	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> ⁴	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$	aturan Hund
9	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> ⁵	2	1	0	$-\frac{1}{2}$	aturan Hund
10	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> ⁶	2	1	+1	$-\frac{1}{2}$	aturan Hund

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

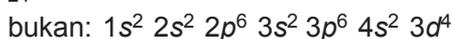
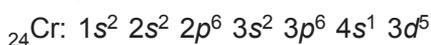
Orbital penuh dan setengah penuh

Konfigurasi elektron suatu unsur harus menggambarkan sifat suatu unsur. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa sifat unsur lebih stabil apabila orbital dalam suatu atom unsur terisi elektron tepat $\frac{1}{2}$ penuh atau tepat penuh, terutama orbital-orbital *d* dan *f* (5 elektron atau 10 elektron untuk orbital-orbital *d* dan 7 elektron atau 14 elektron untuk orbital-orbital *f*).

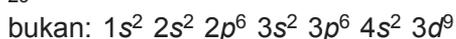
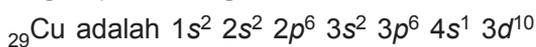
Apabila elektron pada orbital *d* dan *f* terisi elektron 1 kurangnyanya dari setengah penuh/penuh, maka orbital *d/f* tersebut harus diisi tepat $\frac{1}{2}$ penuh/tepat penuh. Satu elektron penggenapnya diambil dari orbital *s* yang terdekat.

Contoh:

Konfigurasi elektron:

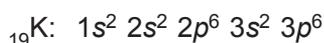


Begitu pula konfigurasi elektron:

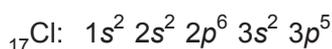
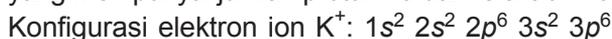


Konfigurasi elektron ion positif dan ion negatif

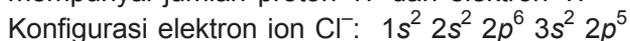
Misalnya konfigurasi elektron ion K^+ dan ion Cl^-



Bila atom K melepaskan 1 elektron maka terjadi ion K^+ yang mempunyai jumlah proton 19 dan elektron $19 - 1 = 18$



Bila atom Cl menerima 1 elektron maka terjadi ion Cl^- yang mempunyai jumlah proton 17 dan elektron $17 + 1 = 18$



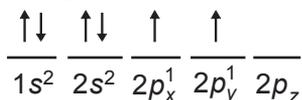
Konfigurasi elektron ion $K^+ = \text{ion } Cl^- = \text{atom Ar}$, peristiwa semacam ini disebut **isoelektronis**.

Konfigurasi elektron yang tereksitasi

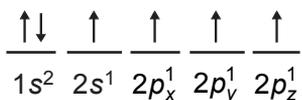
Konfigurasi elektron yang telah dibicarakan di atas adalah konfigurasi elektron dalam keadaan tingkat dasar. Konfigurasi elektron yang tereksitasi adalah adanya elektron yang menempati orbital yang tingkat energinya lebih tinggi.

Contoh:

Konfigurasi elektron C dalam keadaan dasar:



1 elektron pada orbital 2s dipromosikan ke orbital $2p_z$ (tingkat energi $2p_z > 2s$) sehingga menjadi keadaan tereksitasi. Konfigurasi elektron C tereksitasi:



Contoh soal:

1. Tentukan harga-harga bilangan kuantum yang paling mungkin untuk elektron ke-21 dari atom ${}_{21}\text{Sc}$!

Jawab:

n	$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	
1	s^2			
2	s^2	p^6		d^1 elektron ke-21
3	s^2	p^6	(d^1)	
4	s^2			

Harga-harga bilangan kuantum yang paling mungkin untuk elektron ke-21 dari atom ${}_{21}\text{Sc}$ adalah

$$n = 3$$

$$l = 2$$

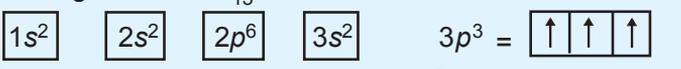
m = salah satu dari $-2, -1, 0, +1, +2$

$$s = -\frac{1}{2} \text{ atau } +\frac{1}{2}$$

2. Berapa banyaknya elektron yang tidak berpasangan untuk atom ${}_{15}\text{P}$?

Jawab:

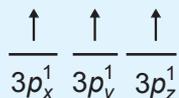
Konfigurasi atom ${}_{15}\text{P}$ adalah



masing-masing orbital ini telah penuh terisi elektron

orbital ini belum penuh terisi elektron

Menurut Hund distribusi elektron $3p^3$ tersebut adalah



Dalam atom ${}_{15}\text{P}$ terdapat 3 elektron yang tidak berpasangan.

3. Tentukan bilangan kuantum masing-masing elektron pada atom ${}_{17}\text{Cl}$!

Jawab:

Elektron	n	l	m	s		
1	1 } K	0 } s	0 } 1s	$-\frac{1}{2}$		
2				0	0	$+\frac{1}{2}$
3	2 } L	0 } s	0 } 2s	$-\frac{1}{2}$		
4				0	0	$+\frac{1}{2}$
5		1 } p	-1	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	$-\frac{1}{2}$	
6					1	-1
7	1				0	$-\frac{1}{2}$
8	2 } M	1	0	$+\frac{1}{2}$		
9				1	+1	$-\frac{1}{2}$
10				1	+1	$+\frac{1}{2}$
11	3 } N	0 } s	0 } 3s	$-\frac{1}{2}$		
12				0	0	$+\frac{1}{2}$
13	3 } M	1	-1	$-\frac{1}{2}$		
14				1	-1	$+\frac{1}{2}$
15		1 } p	0	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	$-\frac{1}{2}$	
16					1	0
17	3 } N	1	+1	$-\frac{1}{2}$		
						$+\frac{1}{2}$



Sumber: Haryono, Kamus Penemu

Gambar 1.9 Wolfgang Pauli lahir di Vienna, memperoleh Ph.D di Universitas Munich tahun 1921. Ia menjadi profesor di Universitas Zurich. Pauli menerima hadiah Nobel dalam bidang Fisika, 1945.

3. Larangan Pauli

Menurut prinsip ini dalam suatu atom tidak boleh ada 2 elektron yang mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama harganya, jika 3 bilangan kuantum sudah sama, maka bilangan kuantum yang keempat harus berbeda.

Contoh:

- Elektron pertama dalam suatu atom akan menempati orbital 1s, ini berarti elektron kesatu mempunyai harga $n = 1, l = 0, m = 0,$ dan $s = +\frac{1}{2}$.
- Elektron kedua juga menempati orbital 1s, elektron kedua mempunyai harga $n = 1, l = 0, m = 0,$ dan $s = -\frac{1}{2}$.

Ternyata elektron ke-1 dan ke-2 mempunyai harga $n, l,$ dan m yang sama, tapi harga s -nya berbeda. Elektron ke-3 tidak dapat menempati orbital 1s lagi, sebab jika elektron ke-3 menempati orbital 1s, maka harga $n, l, m,$ dan s elektron ke-3 akan sama dengan elektron ke-1 atau elektron ke-2.

Dengan menggunakan prinsip eksklusi Pauli dan ketentuan harga m dan l yang diperbolehkan untuk setiap harga n dapat disusun berbagai kombinasi 4 bilangan kuantum pada setiap kuantum grup sebagai berikut.

Tabel 1.3 Jumlah elektron pada setiap kulit

Bilangan kuantum utama (n)	Orbital	Bilangan kuantum			Notasi orbital	Jumlah elektron
		l	m	s		
$n = 1$ (kulit K)	s	0	0	$+\frac{1}{2}$	1s	2
		0	0	$-\frac{1}{2}$		
$n = 2$ (kulit L)	s	0	0	$+\frac{1}{2}$	2s	2
		0	0	$-\frac{1}{2}$		

Bilangan kuantum utama (n)	Orbital	Bilangan kuantum			Notasi orbital	Jumlah elektron
		l	m	s		
	p	1	-1	$+\frac{1}{2}$	$2p$	6
	p	1	-1	$-\frac{1}{2}$		
	p	1	0	$+\frac{1}{2}$		
	p	1	0	$-\frac{1}{2}$		
	p	1	+1	$+\frac{1}{2}$		
	p	1	+1	$-\frac{1}{2}$		

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

Kesimpulan:

Sesuai dengan prinsip eksklusi Pauli ini dapat disimpulkan bahwa dalam tiap orbital hanya dapat terisi 2 buah elektron.

II. Sistem Periodik

Dalam usaha untuk memudahkan mempelajari unsur-unsur dengan baik dan teratur perlu adanya suatu sistem klasifikasi unsur-unsur yang baik berdasarkan pada persamaan sifat-sifatnya.

Usaha untuk mengklasifikasikan unsur-unsur telah dilakukan oleh **Lavoisier** yaitu dengan cara mengelompokkan unsur-unsur atas unsur logam dan bukan logam, karena pada waktu itu baru dikenal 21 unsur tidak mungkin bagi Lavoisier untuk mengelompokkan unsur lebih lanjut.

Sejak awal abad 19 setelah **Dalton** mengemukakan teori atomnya, orang berusaha mengklasifikasikan unsur berdasarkan teori ini, walaupun teori Dalton tidak mengandung hal-hal yang menyangkut pengklasifikasian

unsur, tetapi teori ini telah mendorong orang untuk mencari hubungan antara sifat-sifat unsur dengan atom. (Pada waktu itu berat atom merupakan sifat yang dapat dipakai untuk membedakan atom suatu unsur dengan atom unsur lain).

Sistem klasifikasi yang menghubungkan sifat unsur dengan massa atom relatif dikemukakan oleh **Dobereiner** (1817) yang dikenal dengan Triade. Kemudian pada tahun 1863, **Newlands** mengusulkan hukum *oktaf* sebagai suatu sistem klasifikasi unsur-unsur. Daftar yang disusun oleh Newlands ini sangat tidak sempurna, karena tidak memperhitungkan unsur-unsur yang belum ditemukan pada waktu itu.

Sistem klasifikasi yang hampir mendekati kesempurnaan baru diperoleh ketika dua ilmuwan kimia yaitu **Yulius Lothar Meyer** (Jerman) dan **Dimitri Mendeleev** (Rusia) pada tahun 1869 menemukan hubungan yang lebih jelas antara sifat unsur dan massa atom. Lothar Meyer menyusun sistem klasifikasi ini berdasarkan sifat-sifat fisika sedangkan Mendeleev berdasarkan sifat kimia, maka dunia mengakui Mendeleevlah orang pertama yang berhasil menyusun sistem klasifikasi unsur dalam bentuk tabel, yang kita kenal sebagai sistem periodik Mendeleev.

Mendeleev menyusun suatu sistem kartu. Pada setiap kartu dituliskan nama unsur, massa atom, dan sifat-sifatnya. Kemudian kartu diatur dan diubah-ubah kedudukannya sehingga diperoleh susunan yang teratur. Pada saat ia menyusun sistem klasifikasi ini baru dikenal 65 unsur dan gas mulia belum dikenal. Suatu kesimpulan yang diperolehnya adalah suatu keteraturan yang disebut *Hukum periodik*. Mendeleev menyatakan, sifat unsur merupakan fungsi periodik dari berat atomnya.

Kelebihan Mendeleev ialah keyakinan akan ramalannya tentang unsur yang belum ditemukan dan memperbaiki massa atom unsur yang dianggap tidak tepat. Salah satu hal yang menunjukkan kelemahan dari daftar

Mendeleyev ialah jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atomnya, ada beberapa unsur yang salah letaknya. Misalnya: tempat iodin dan telurium terbalik.

Empat puluh tahun kemudian **Henry Moseley** berhasil menemukan cara menentukan nomor atom unsur. Kemudian Moseley mencoba menyusun unsur dengan urutan nomor atomnya, ternyata bahwa urutan ini identik dengan daftar unsur Mendeleyev. Perbedaannya ialah beberapa unsur yang pada tabel Mendeleyev terbalik seperti I dan Te, dalam tabel ini tepat pada tempatnya.



A. Sistem Periodik dan Hubungannya dengan Konfigurasi Elektron dalam Atom

Sistem periodik panjang merupakan sistem periodik Mendeleyev versi modern. Dalam sistem periodik panjang unsur-unsur disusun berdasarkan urutan nomor atomnya, bukan berdasarkan massa atomnya seperti pertama kali diajukan oleh Mendeleyev dan Lothar Meyer. Dalam sistem periodik panjang unsur-unsur dibagi atas lajur-lajur vertikal (golongan) dan deret-deret horizontal (periode). Sistem periodik panjang pertama kali dikenalkan oleh J. Thomson pada tahun 1895.

1. Periode

Sistem periodik panjang terdiri atas 7 periode. Setiap periode dimulai dengan pengisian orbital ns dan diakhiri dengan np sampai terisi penuh. Nomor periode dari atas ke bawah menunjukkan kuantum utama terbesar yang dimiliki oleh atom unsur yang bersangkutan.

Contoh:

Unsur ${}_{40}\text{Zr}$ konfigurasi elektronnya: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$

Harga n terbesar dalam konfigurasi ini ialah 5.

Unsur ${}_{40}\text{Zr}$ adalah unsur periode 5.

Berdasarkan jumlah unsur yang ada pada ketujuh periode dalam sistem periodik panjang, dibedakan atas periode pendek, periode panjang, dan periode belum lengkap.

a. Periode pendek

Periode pendek terdiri atas periode 1, 2, dan 3. Periode pertama terdiri atas 2 unsur, yaitu unsur hidrogen dan helium. Periode kedua terdiri atas 8 unsur, mulai dari litium dan berakhir pada neon. Pada periode ini elektron mulai mengisi orbital $2s$ dan 3 orbital $2p$ sampai penuh. Periode ketiga terdiri dari 8 unsur mulai dari natrium dan berakhir pada argon. Pada periode ini elektron mulai mengisi orbital $3s$ terus sampai 3 orbital $3p$ terisi penuh sesuai dengan aturan Aufbau. Pada periode ketiga, orbital $3d$ tidak terisi elektron, karena orbital $3d$ tingkat energinya lebih tinggi dari orbital $4s$.

b. Periode panjang

Periode panjang terdiri atas periode 4, 5, dan 6. Pengisian elektron pada periode ke-4 mulai dari $4s$ sampai dengan $4p$. Berbeda dengan pengisian elektron pada periode pendek yaitu setelah orbital $4s$ terisi penuh elektron. Selanjutnya elektron mengisi orbital $3d$, baru kemudian orbital $4p$ terisi elektron. Pengecualian pada pengisian elektron pada atom kromium dan tembaga (lihat aturan orbital penuh dengan setengah penuh). Dengan demikian periode ke-4 ini terisi 18 unsur. Seperti halnya pengisian elektron periode 4, pengisian elektron unsur-unsur periode 5, yaitu elektron-elektron mulai mengisi orbital $5s$, kemudian $4d$, dan akhirnya orbital-orbital $5p$, pengecualian pada unsur Mo dan Ag, karena terkena aturan pengisian orbital penuh dan setengah penuh.

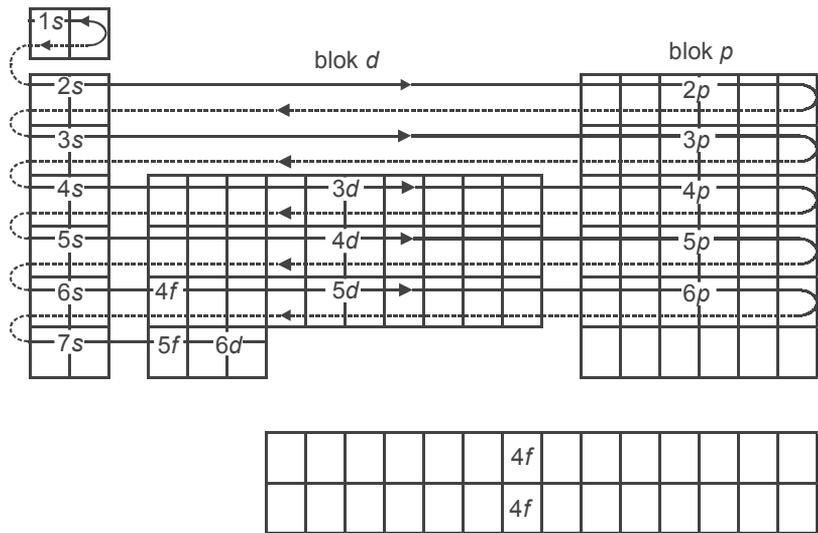
Berbeda dengan pengisian elektron unsur-unsur periode 4 dan 5, pada pengisian elektron unsur periode 6. Setelah elektron mengisi penuh orbital $6s$, kemudian 1 orbital $5d$ diisi elektron. Selanjutnya yang terisi elektron adalah orbital-orbital $4f$ menghasilkan deretan unsur-unsur lantanida. Selanjutnya elektron mengisi kembali orbital-orbital $5d$ dan akhirnya orbital-orbital $6p$. Maka pada periode 6 ini terdapat 32 unsur yang terdiri atas 8 unsur utama, 14 unsur lantanida, 10 unsur peralihan. Pengisian elektron pada unsur-unsur periode 7 sama seperti pengisian elektron pada periode 6 yaitu setelah $7s$ terisi penuh elektron mengisi 1 orbital $6d$, kemudian elektron mengisi orbital-orbital $5f$, menghasilkan deretan unsur-unsur aktinida, selanjutnya elektron akan mengisi orbital $6d$ berikutnya.

c. Periode belum lengkap

Periode yang terakhir dalam sistem periodik panjang yaitu periode 7, disebut juga sebagai periode belum lengkap, karena masih banyak kolom-kolom yang kosong belum terisi oleh unsur diharapkan masih ada unsur transisi pada periode ini yang belum ditemukan orang.

2. Golongan

Pada sistem periodik panjang ada 8 golongan unsur yang masing-masing dibagi atas golongan utama (A) dan golongan peralihan/transisi (B). Untuk lebih jelasnya marilah kita lihat bagan sistem periodik panjang yang memperlihatkan bahwa unsur-unsur dibagi atas 4 blok yaitu blok s , blok p , blok d , dan blok f , berdasarkan letak elektron yang terakhir pada orbitalnya dalam konfigurasi elektron unsur yang bersangkutan.



Bagan 1.2 Penggolongan periode dan golongan

Sesuai dengan aturan pengisian elektron dalam orbital-orbital ternyata bahwa jumlah elektron valensi suatu unsur sesuai dengan golongannya.

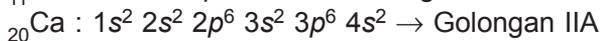
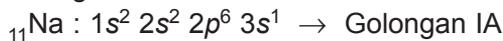
Unsur-unsur dalam sistem periodik dikelompokkan dalam blok-blok sebagai berikut.

a. Unsur blok s (golongan IA dan IIA)

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron terakhir terletak pada orbital s. Nomor golongannya ditentukan oleh jumlah elektron pada orbital s yang terakhir.

Contoh:

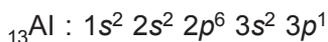
Konfigurasi elektron:



b. Unsur-unsur blok p (golongan IIIA sampai dengan golongan 0)

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron yang terakhir terletak pada orbital p. Nomor golongan ditentukan oleh banyaknya elektron pada orbital p terakhir ditambah 2 (jumlah elektron valensinya).

Contoh:



elektron pada orbital p terakhir = 1

Jadi, unsur ${}_{13}\text{Al}$ terletak pada golongan $(1 + 2) = \text{IIIA}$, elektron valensi ${}_{13}\text{Al}$ ialah elektron yang terletak pada kulit ke-3, yaitu $3s$ dan $3p$ sebanyak $2 + 1 = 3$.

c. *Unsur-unsur blok d (golongan IB sampai dengan golongan VIII)*

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron yang terakhir terletak pada orbital d . Nomor golongan ditentukan oleh banyaknya orbital s terdekat. (Jika dalam konfigurasi elektron unsur, tidak terkena aturan orbital penuh atau setengah penuh, nomor golongan = jumlah elektron pada d terakhir ditambah 2).

- 1) Jika jumlah elektron pada orbital d terakhir dan elektron pada orbital s terdekat kurang dari 8, maka nomor golongan adalah jumlah elektron tersebut.

Contoh:



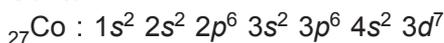
- elektron pada d terakhir = 3

- elektron pada s terdekat = 2 } jumlah $d + s =$

Jadi, ${}_{23}\text{V}$ unsur golongan VB. } $3 + 2 = 5$

- 2) Jika jumlah elektron pada d terakhir dan elektron pada s terdekat = 8, 9, atau 10, maka unsur yang bersangkutan golongan VIII.

Contoh:



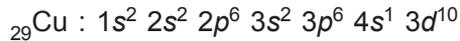
- elektron pada d terakhir = 7

- elektron pada s terdekat = 2 } jumlah $d + s =$

Jadi, ${}_{27}\text{Co}$ unsur golongan VIII. } $7 + 2 = 9$

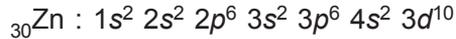
- 3) Jika jumlah elektron pada d terakhir dan elektron pada s terdekat lebih dari 10, maka nomor golongan adalah jumlah $d + s$ dikurangi 10.

Contoh:



- elektron pada d terakhir = 10 } jumlah $d + s =$
- elektron pada s terdekat = 1 } $10 + 1 = 11$

Jadi, ${}_{29}\text{Cu}$ unsur golongan $(11 - 10) = \text{IB}$



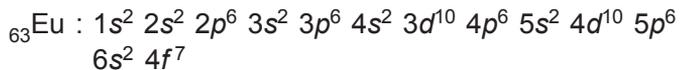
- elektron pada d terakhir = 10 } jumlah $d + s =$
- elektron pada s terdekat = 2 } $10 + 2 = 12$

Jadi, ${}_{30}\text{Zn}$ unsur golongan $(12 - 10) = \text{IIB}$

d. *Unsur-unsur blok f (golongan lantanida dan aktinida)*

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron yang terakhir terletak pada orbital f . Jika harga n terbesar dalam konfigurasi elektron tersebut = 6 (periode 6). Unsur tersebut adalah unsur golongan lantanida. Jika harga n terbesar dalam konfigurasi elektron tersebut = 7, unsur tersebut adalah unsur golongan aktinida.

Contoh:



Elektron terakhir terletak pada orbital f .

Harga n terbesar = 6.

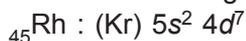
Jadi, ${}_{63}\text{Eu}$ adalah unsur golongan lantanida.

Penulisan konfigurasi elektron berdasarkan konfigurasi elektron gas mulia.

a. *Konfigurasi elektron ${}_{45}\text{Rh}$*

Gas mulia yang terdekat dengan unsur nomor 45 ialah kripton dengan nomor atom = 36, maka elektron yang akan kita konfigurasi $45 - 36 = 9$. Karena kripton unsur periode 4, maka konfigurasi dimulai dari orbital $5s$.

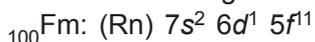
Menuliskan konfigurasi:



b. *Konfigurasi elektron ${}_{100}\text{Fm}$*

Gas mulia yang terdekat ialah Rn dengan nomor atom 86. Jumlah elektron yang akan dikonfigurasi $100 - 86 = 14$. Karena Rn terletak pada periode 6, maka konfigurasi dimulai dari orbital $7s$.

Menuliskan konfigurasinya:



Menentukan Letak Unsur dalam Sistem Periodik

Urutan-urutan unsur dalam sistem periodik sesuai dengan konfigurasi elektron menurut aturan Aufbau. Oleh karena itu, dengan mengetahui nomor atom atau susunan elektron suatu unsur, kita akan dapat menentukan letak unsur itu dalam sistem periodik.

Bilangan kuantum utama untuk orbital s dan p sama dengan nomor periodenya sehingga dapat ditulis sebagian ns dan np , untuk orbital d nomor periodenya adalah kurang satu atau $(n - 1)d$ sedangkan untuk orbital f adalah $(n - 2)f$. Hal ini berarti bahwa:

1. Apabila elektron terakhir suatu unsur mengisi orbital $4s$ atau $4p$, maka unsur itu terletak pada periode 4.
2. Apabila elektron terakhir dari suatu unsur mengisi orbital $4d$, berarti unsur itu terletak pada periode 5.
3. Apabila elektron terakhir dari suatu unsur mengisi orbital $4f$, berarti unsur itu terletak pada periode 6.

Hubungan jumlah elektron pada orbital terakhir dengan nomor golongan adalah sebagai berikut.

Golongan utama:

s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA (0)

Golongan transisi:

d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6, d^7, d^8	d^9	d^{10}
IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB

Golongan transisi dalam f^1 sampai dengan f^{14} semua pada golongan IIIB.

Contoh soal:

Tentukan letak unsur-unsur dengan susunan elektron berikut dalam sistem periodik!

- a. Q: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ c. R: $(Kr) 5s^2 4d^1$
 b. S: $(Ar) 4s^2 3d^7$ d. T: $(Xe) 6s^2 4f^6$

Jawab:

Letak unsur dalam sistem periodik ditentukan susunan elektron pada subtingkat tertinggi.

- a. $3p^5 \rightarrow$ periode 3, golongan VIIA
 b. $3d^7 \rightarrow$ periode 4, golongan VIII
 c. $4d^1 \rightarrow$ periode 5, golongan IIIB
 d. $4f^6 \rightarrow$ periode 6, golongan IIIB



B. Hubungan Sistem Periodik dengan Elektron Valensi Unsur-unsur

Elektron valensi adalah elektron pada kulit terluar atau elektron yang dapat digunakan untuk membentuk ikatan. Unsur-unsur pada satu golongan mempunyai jumlah elektron valensi yang sama. Ciri-ciri elektron valensi menurut golongannya dapat dilihat pada tabel 1.4 berikut.

Tabel 1.4 Ciri khas elektron valensi menurut golongan

Golongan utama	Elektron valensi	Golongan tambahan	Elektron valensi
IA	ns^1	IIIB	$(n-1)d^1 ns^2$
IIA	ns^2	IVB	$(n-1)d^2 ns^2$
IIIA	$ns^2 np^1$	VB	$(n-1)d^3 ns^2$
IVA	$ns^2 np^2$	VIB	$(n-1)d^5 ns^1$
VA	$ns^2 np^3$	VII B	$(n-1)d^5 ns^2$
VIA	$ns^2 np^4$	VIII	$(n-1)d^{6,7,8} ns^2$
VIIA	$ns^2 np^5$	IB	$(n-1)d^{10} ns^1$
VIII (0)	$ns^2 np^6$	IIB	$(n-1)d^{10} ns^2$

n = nomor periode

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

Unsur-unsur golongan utama mempunyai elektron valensi sama dengan nomor golongannya. Misalnya: semua unsur golongan VIIA mempunyai elektron valensi = 7 ($ns^2 + np^5$). Unsur-unsur transisi mempunyai elektron valensi $ns^2, (n-1)d^{1-10}$.

III. Ikatan Kimia

Ikatan kimia adalah gaya tarik-menarik antara atom-atom sehingga atom-atom tersebut tetap berada dalam keadaan bersama-sama dan terkombinasi. Ikatan yang terjadi antara atom menyangkut konfigurasi elektron terluar dari atom-atom yang bersangkutan. Konfigurasi elektron atom-atom cenderung mengikuti/menyamai konfigurasi elektron atom-atom gas mulia. Hal ini disebabkan atom-atom gas mulia sangat stabil, karenanya sulit untuk bereaksi dengan atom-atom unsur lain. Kestabilan atom-atom gas mulia disebabkan kulit terluarnya terisi penuh (orbital-orbital pada bilangan kuantum utama terbesar terisi penuh), yaitu 8 elektron. Atom-atom unsur lain dapat mencapai kestabilan seperti atom-atom gas mulia dengan melepas, mengikat, atau memakai bersama-sama pasangan elektron-elektron.

Dengan demikian sifat unsur-unsur dapat dibagi menjadi 3, yaitu:

1. Unsur logam/unsur-unsur elektropositif, yaitu unsur-unsur yang dapat memberikan satu atau lebih elektron kulit terluarnya. Sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan gas mulia.
2. Unsur nonlogam/unsur-unsur elektronegatif, yaitu unsur-unsur yang dapat menerima satu atau lebih elektron pada kulit terluarnya. Sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan gas mulia.
3. Unsur semilogam yaitu unsur-unsur yang cenderung tidak melepaskan atau menerima elektron pada kulit terluarnya.

Elektron-elektron yang berperan dalam membentuk suatu ikatan kimia adalah elektron-elektron yang terletak pada kulit terluar.

Contoh:

- ${}_{11}\text{Na}$ dengan konfigurasi elektron: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
maka yang berperan adalah elektron pada $3s$.

- ${}_{15}\text{P}$ dengan konfigurasi elektron: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ maka yang berperan adalah elektron pada $3s^2, 3p^3$.

Untuk menggambarkan susunan elektron terluar dari sebuah atom, maka elektron-elektron itu dilambangkan dengan titik (•) atau silang (x) di sekitar lambang atom unsur yang dimaksud.

Misalnya untuk contoh di atas:

- ${}_{11}\text{Na}$ dengan 1 elektron terluar: $\text{Na} \bullet$
- ${}_{15}\text{P}$ dengan 5 elektron terluar: $\bullet \ddot{\text{P}} \bullet$

Penulisan demikian disebut struktur Lewis, yaitu nama seorang kimiawan Amerika G.N. Lewis (1875–1946) yang memperkenalkan sistem tersebut.



A. Bentuk Molekul Berdasarkan Teori Domain Elektron

Bentuk molekul/struktur ruang dari suatu molekul sebelumnya ditentukan dari hasil percobaan akan tetapi dapat diramalkan dengan menggunakan teori domain elektron.

Langkah-langkah dalam meramalkan bentuk molekul

Misalnya CH_4 (${}_{6}\text{C}$ dan ${}_{1}\text{H}$) dan NH_3 (${}_{7}\text{N}$)

1. Menentukan elektron valensi masing-masing atom.

${}_{6}\text{C} : 2 \cdot 4$
(elektron valensi C = 4)

${}_{1}\text{H} : 1$
(elektron valensi H = 1)

${}_{7}\text{N} : 2 \cdot 5$
(elektron valensi N = 5)

2. Menjumlahkan elektron valensi atom pusat dengan elektron-elektron dari atom lain yang digunakan untuk ikatan.

$$\begin{array}{r} \text{elektron valensi C} \\ \text{banyaknya elektron 4 atom H yang} \\ \text{digunakan untuk ikatan} \\ \text{Jumlah} \end{array} \begin{array}{r} = 4 \\ \\ = \frac{4}{+} \\ = 8 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} \text{elektron valensi N} \\ \text{banyaknya elektron 3 atom H yang} \\ \text{digunakan untuk ikatan} \\ \text{Jumlah} \end{array} \begin{array}{r} = 5 \\ \\ = \frac{3}{+} \\ = 8 \end{array}$$

3. Menentukan banyaknya pasangan elektron, yaitu sama dengan jumlah pada langkah 2 dibagi dua.

$$\text{pasangan elektron dalam } \text{CH}_4 = \frac{8}{2} = 4$$

$$\text{pasangan elektron dalam } \text{NH}_3 = \frac{8}{2} = 4$$

4. Menentukan banyaknya pasangan elektron terikat dan pasangan elektron bebas.

Dalam molekul CH_4 terdapat 4 pasang elektron yang semuanya merupakan pasangan elektron terikat (4 elektron dari 1 atom C dan 4 elektron dari 4 atom H).

Keempat pasang elektron terikat tersebut membentuk geometri tetrahedral.

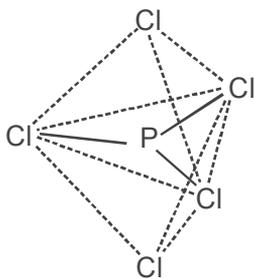
Dalam molekul NH_3 terdapat 4 pasang elektron terdiri atas 3 pasang elektron terikat (3 elektron dari 1 atom N dan 3 elektron dari 3 atom H) dan 1 pasang elektron bebas.

Tiga pasang elektron terikat dan sepasang elektron bebas dari NH_3 tersebut membentuk geometri trigonal piramida.

Meramalkan bentuk molekul PCl_5

$${}_{15}\text{P} : 2 \cdot 8 \cdot 5$$

$${}_{17}\text{Cl} : 2 \cdot 8 \cdot 7$$



Gambar 1.10 Bentuk molekul PCl_5

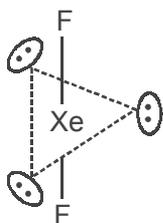
$$\begin{aligned} \text{elektron valensi P} &= 5 \\ \text{banyaknya elektron 2 atom Cl yang digunakan} & \\ \text{untuk ikatan} &= 5 \\ \text{Jumlah} &= 10 \end{aligned}$$

$$\text{jumlah pasangan elektron} = \frac{10}{2} = 5$$

$$\text{jumlah pasangan elektron terikat} = 5$$

$$\text{jumlah pasangan elektron bebas} = 0$$

Kelima pasang elektron terikat tersebut akan membentuk geometri trigonal bipiramida.



Gambar 1.11 Bentuk molekul XeF_2

Meramalkan bentuk molekul XeF_2

$${}_{10}\text{Xe} : 2 \cdot 8$$

$${}_{9}\text{F} : 2 \cdot 7$$

$$\text{elektron valensi Xe} = 8$$

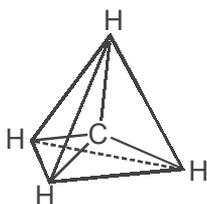
$$\begin{aligned} \text{banyaknya elektron 2 atom F yang digunakan} & \\ \text{untuk ikatan} &= 2 \\ \text{jumlah} &= 10 \end{aligned}$$

$$\text{Jumlah pasangan elektron} = \frac{10}{2} = 5$$

$$\text{Jumlah pasangan elektron terikat} = 2$$

$$\text{Jumlah pasangan elektron bebas} = 3$$

Dua pasang elektron terikat dan tiga pasang elektron bebas tersebut akan membentuk geometri linear (garis lurus).



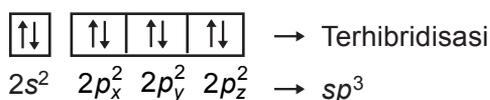
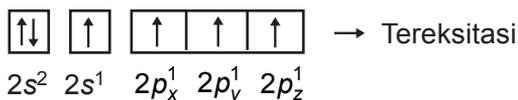
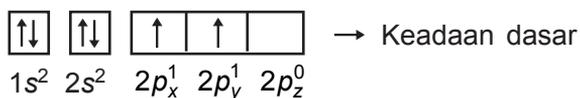
Gambar 1.12 Bentuk molekul CH_4

Konsep Hibridisasi

Konsep hibridisasi digunakan untuk menjelaskan bentuk geometri molekul. Bentuk molekul itu sendiri ditentukan melalui percobaan atau mungkin diramalkan berdasarkan teori tolakan elektron seperti bahasan di atas. Sebagai contoh, kita perhatikan molekul metana (CH_4) mempunyai struktur tetrahedral yang simetris. Masing-masing ikatan karbon hidrogen mempunyai jarak yang sama yaitu 1,1 angstrom dan sudut antara setiap pasang elektron adalah $109,5^\circ$ (Lihat gambar 1.12).

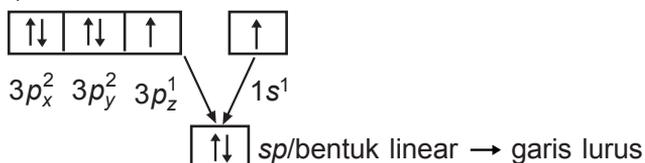
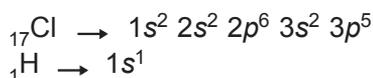
Karbon mempunyai nomor atom 6 sehingga konfigurasi elektronnya: $1s^2 2s^2 2p^2$. Konfigurasi elektron atom karbon tersebut dapat digambarkan sebagai berikut.

Contoh 1: Molekul CH_4

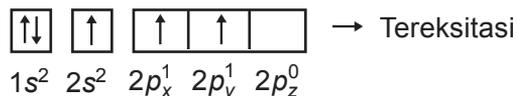
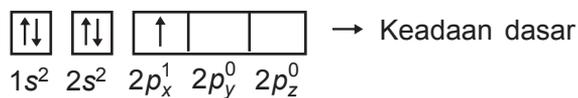
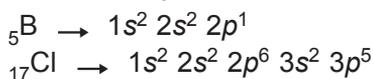


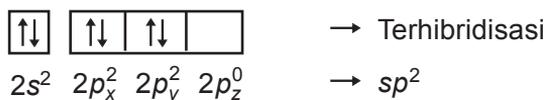
Bentuk hibridisasi CH_4 adalah sp^3 atau tetrahedron (bidang 4). Dalam atom karbon tersebut terdapat dua orbital yang masing-masing mengandung sebuah elektron yaitu $2p_x^1$ dan $2p_y^1$.

Contoh 2: Molekul gas HCl



Contoh 3: Molekul BCl_3





Teori domain elektron adalah suatu cara meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori tolak-menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Teori tolak-menolak antarpasangan-pasangan elektron kulit valensi atau teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

Pasangan elektron terdiri dari:

- Pasangan Elektron Ikatan (PEI)
- Pasangan Elektron Bebas (PEB)

Bentuk molekul/struktur ruang dipengaruhi oleh gaya tolak-menolak pasangan elektron.

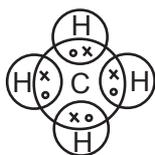
Adapun urutan gaya tolak-menolak dapat digambarkan sebagai berikut.

$$\text{tolakan (PEB - PEB)} > \text{tolakan (PEB - PEI)} > \text{tolakan (PEI - PEI)}$$

Adanya gaya tolak-menolak ini menyebabkan atom-atom yang berikatan membentuk struktur ruang tertentu dari suatu molekul.

Contoh: molekul CH_4

Atom C sebagai atom pusat mempunyai 4 PEI, sehingga rumusnya AX_4 dan bentuk molekulnya tetrahedral.

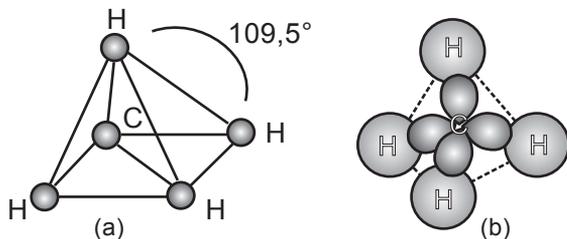


Gambar 1.13 Molekul CH_4

Bentuk Molekul

Teori Tolakan Pasangan Elektron Valensi

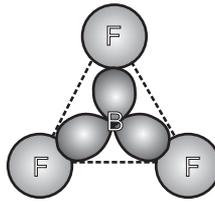
Bentuk suatu molekul dapat diketahui melalui eksperimen, misalnya bentuk molekul CH_4 , BF_3 , NH_3 , dan H_2O .



Gambar 1.14 (a) Bentuk molekul CH_4 tetrahedral;
(b) Bentuk molekul CH_4 (tetrahedron)

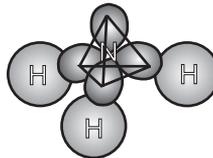
Pada molekul CH_4 terdapat 4 pasang elektron terikat dan tidak terdapat pasangan elektron bebas.

Pada molekul BF_3 terdapat 3 pasang elektron terikat dan tidak terdapat pasangan elektron bebas.



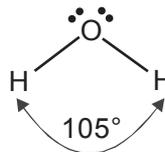
Gambar 1.15 Bentuk molekul BF_3 (trigonal planar)

Pada molekul NH_3 terdapat 3 pasang elektron terikat dan 1 pasang elektron bebas.



Gambar 1.16 Bentuk molekul NH_3 (trigonal piramida)

Pada molekul H_2O terdapat 2 pasang elektron terikat dan 2 pasang elektron bebas.

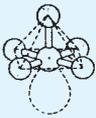
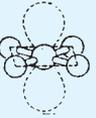


Gambar 1.17 Bentuk molekul H_2O (membentuk sudut)

Tabel 1.5 Bentuk geometri molekul

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
2	2	0	AX_2	linier	BeCl_2 : $\ddot{\text{Cl}}$: Be : $\ddot{\text{Cl}}$:
3	3	0	AX_3	trigonal planar	BCl_3 : $\ddot{\text{Cl}}$: : $\ddot{\text{Cl}}$: B : $\ddot{\text{Cl}}$:

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
3	2	1	AX_2E		membentuk suatu sudut SO_2
4	4	0	AX_4		tetrahedral CH_4
4	3	1	AX_3E		trigonal piramida NH_3
4	2	2	AX_2E_2		membentuk suatu sudut H_2O
5	5	0	AX_5		trigonal bipiramida PCl_5
5	4	1	AX_4E		tetrahedral terdistorsi $TeCl_4$
5	3	2	AX_3E_2		membentuk huruf T ClF_3
5	2	3	AX_2E_3		linear I_3^-
6	6	0	X_6		oktahedral SF_6

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
6	5	1	AX_5E		IF_5 
6	4	2	AX_4E_2		ICl_4^- 

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Keterangan:

PE = jumlah pasangan elektron

PEI = jumlah pasangan elektron terikat

PEB = jumlah pasangan elektron bebas

Berdasarkan tabel di atas, maka dapat dinyatakan bahwa molekul dipengaruhi oleh banyaknya pasangan elektron terikat dan banyaknya elektron bebas.

Berdasarkan beberapa contoh di atas dapat diambil hipotesis bahwa:

1. Pasangan-pasangan elektron terikat maupun pasangan-pasangan elektron bebas di dalam suatu molekul akan berada di sekitar atom pusat supaya tolak-menolak, sehingga besarnya gaya antara pasangan-pasangan elektron tersebut menjadi sekecil-kecilnya akibatnya pasangan-pasangan elektron akan berada pada posisi yang terjauh.
2. Kedudukan pasangan elektron yang terikat menentukan arah ikatan kovalen, dengan demikian menentukan bentuk molekul.
3. Pasangan-pasangan elektron bebas tampaknya mengalami gaya tolak lebih besar daripada pasangan-pasangan elektron terikat. Akibatnya pasangan-pasangan elektron bebas akan mendorong pasangan-pasangan elektron terikat lebih dekat satu sama lain. Pasangan elektron bebas akan menempati ruangan yang lebih luas.



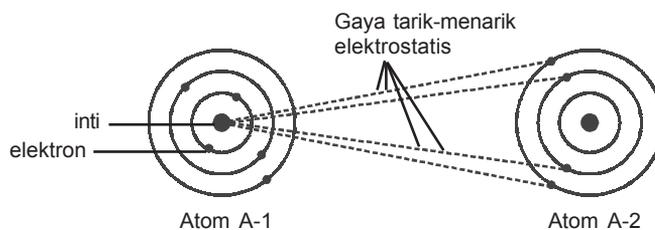
B. Gaya Antarmolekul

1. Gaya Van der Waals

Gaya Van der Waals merupakan salah satu jenis gaya tarik-menarik di antara molekul-molekul. Gaya ini timbul dari gaya London dan gaya antardipol-dipol. Jadi, gaya Van der Waals dapat terjadi pada molekul nonpolar maupun molekul polar.

Gaya ini diusulkan pertama kalinya oleh **Johannes Van der Waals** (1837–1923). Konsep gaya tarik antarmolekul ini digunakan untuk menurunkan persamaan-persamaannya tentang zat-zat yang berada dalam fase gas.

Kejadian ini disebabkan adanya gaya tarik-menarik antara inti atom dengan elektron atom lain yang disebut gaya tarik-menarik elektrostatik (gaya coulumb). Umumnya terdapat pada senyawa polar.



Gambar 1.18 Gaya tarik-menarik antara inti dengan elektron atom lain

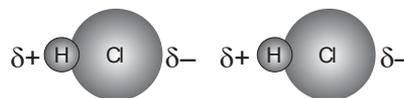
Untuk molekul nonpolar, gaya Van der Waals timbul karena adanya dipol-dipol sesaat atau gaya London.

Gaya Van der Waals ini bekerja bila jarak antar-molekul sudah sangat dekat, tetapi tidak melibatkan terjadinya pembentukan ikatan antaratom. Misalnya, pada suhu $-160\text{ }^{\circ}\text{C}$ molekul Cl_2 akan mengkristal dalam lapisan-lapisan tipis, dan gaya yang bekerja untuk menahan lapisan-lapisan tersebut adalah gaya Van der Waals.

Paling sedikit terdapat tiga gaya antarmolekul yang berperan dalam terjadinya gaya Van der Waals, yaitu *gaya orientasi*, *gaya imbas*, dan *gaya dispersi*.

a. Gaya orientasi

Gaya orientasi terjadi pada molekul-molekul yang mempunyai dipol permanen atau molekul polar. Antaraksi antara kutub positif dari satu molekul dengan kutub negatif dari molekul yang lain akan menimbulkan gaya tarik-menarik yang relatif lemah. Gaya ini memberi sumbangan yang relatif kecil terhadap gaya Van der Waals, secara keseluruhan.



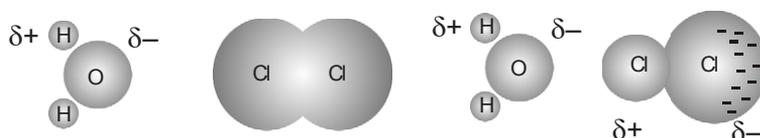
Gambar 1.19 Terjadinya gaya orientasi

Kekuatan gaya orientasi ini akan semakin besar bila molekul-molekul tersebut mengalami penataan dengan ujung positif suatu molekul mengarah ke ujung negatif dari molekul yang lain. Misalnya, pada molekul-molekul HCl.

b. Gaya imbas

Gaya imbas terjadi bila terdapat molekul dengan dipol permanen, berinteraksi dengan molekul dengan dipol sesaat. Adanya molekul-molekul polar dengan dipol permanen akan menyebabkan imbasan dari kutub molekul polar kepada molekul nonpolar, sehingga elektron-elektron dari molekul nonpolar tersebut mengumpul pada salah satu sisi molekul (terdorong atau tertarik), yang menimbulkan terjadinya dipol sesaat pada molekul nonpolar tersebut.

Terjadinya dipol sesaat akan berakibat adanya gaya tarik-menarik antardipol tersebut yang menghasilkan gaya imbas. Gaya imbas juga memberikan andil yang kecil terhadap keseluruhan gaya Van der Waals.



Gambar 1.20

Jarak antarmolekul yang berjauhan mengakibatkan molekul nonpolar (Cl_2) belum terjadi imbas, tetapi bila sudah dekat akan terjadi imbasan.

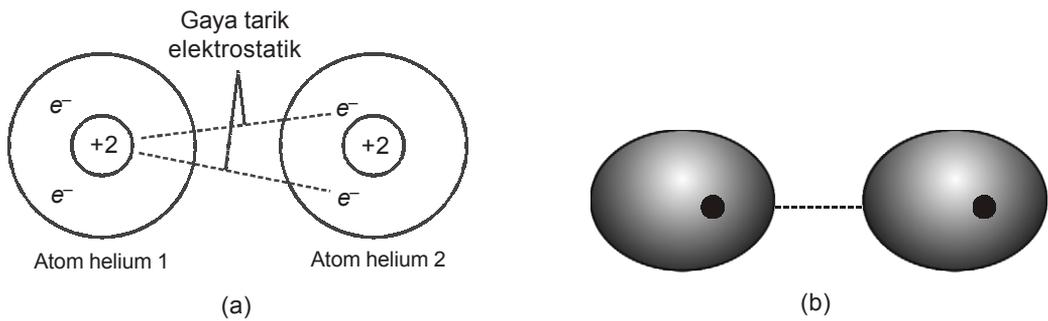
Molekul polar (H_2O) mempunyai dipol permanen. Akibat terimbas, molekul nonpolar (Cl_2) akan menjadi dipol permanen.

2. Gaya london

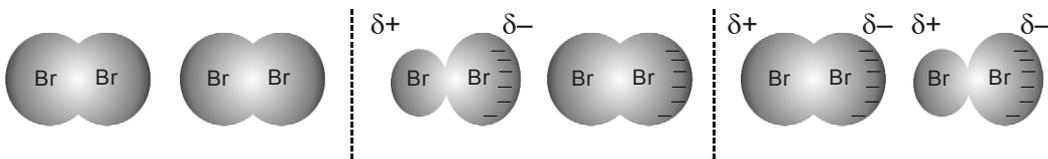
Gaya london adalah gaya tarik-menarik yang sifatnya lemah antara atom atau molekul yang timbul dari pergerakan elektron yang acak di sekitar atom-atom. Karena elektron bergerak secara acak di sekitar inti atom, maka suatu saat terjadi ketidakseimbangan muatan di dalam atom. Akibatnya terbentuk dipol yang sesaat.

Dipol-dipol yang berlawanan ini saling berikatan, walau sifatnya lemah. Adanya gaya-gaya ini terutama terdapat pada molekul-molekul nonpolar yang dikemukakan pertama kalinya oleh Fritz London.

Perhatikan gambar 1.21. Setiap atom helium mempunyai sepasang elektron. Apabila pasangan elektron tersebut dalam peredarannya berada pada bagian kiri bola atom, maka bagian kiri atom tersebut menjadi lebih negatif terhadap bagian kanan yang lebih positif. Akan tetapi karena pasangan elektron selalu beredar maka dipol tadi tidak tetap, selalu berpindah-pindah (bersifat sesaat). Polarisasi pada satu molekul akan memengaruhi molekul tetangganya. Antara dipol-dipol sesaat tersebut terdapat suatu gaya tarik-menarik yang mempersatukan molekul-molekul nonpolar dalam zat cair atau zat padat.



Gambar 1.21 Dua skema yang menggambarkan pembentukan dipol sesaat pada atom-atom helium



Gambar 1.22 Terjadinya dipol sesaat

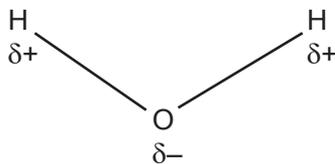
3. Ikatan hidrogen

Ikatan hidrogen adalah gaya tarik-menarik yang cukup kuat antara molekul-molekul polar (mengandung atom-atom sangat elektronegatif, misalnya F, O, N) yang mempunyai atom hidrogen. Ikatan ini dilambangkan dengan titik-titik (...).

Contoh:

Ikatan hidrogen yang terjadi dalam molekul air.

Di dalam molekul air, atom O bersifat sangat elektronegatif sehingga pasangan elektron antara atom O dan H lebih tertarik ke arah atom O. Dengan demikian terbentuk suatu dipol.



Pengaruh Ikatan Hidrogen pada Titik Didih

Titik didih suatu zat dipengaruhi oleh:

- M_r , jika M_r besar maka titik didih besar dan M_r kecil maka titik didih kecil.
- Ikatan antarmolekul, jika ikatan kuat maka titik didih besar dan ikatan lemah maka titik didih kecil.

Perhatikan data M_r dan perbedaan keelektronegatifan senyawa golongan halogen (VIIIA) berikut.

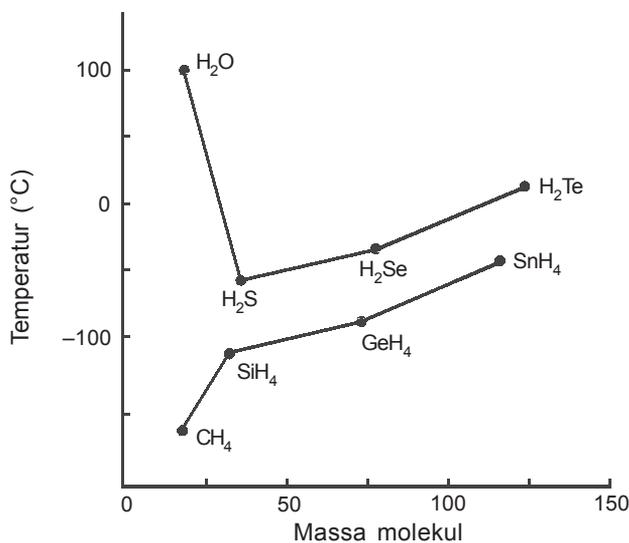
Tabel 1.6 Perbedaan keelektronegatifan senyawa halogen

Senyawa	M_r	Perbedaan keelektronegatifan	Titik didih ($^{\circ}\text{C}$)
HF	20	2,0	+19
HCl	36,5	0,8	-85
HBr	81	0,7	-66
HI	128	0,4	-35

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Jadi, urutan titik didihnya: $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$

Titik cair dan titik didih senyawa-senyawa yang mempunyai persamaan dalam bentuk dan polaritas, naik menurut kenaikan massa molekul. Perhatikan titik didih hidrida unsur-unsur golongan IVA pada gambar 1.23. Dari CH_4 sampai SnH_4 , titik didih naik secara beraturan.



Gambar 1.23 Titik didih hidrida unsur-unsur golongan IVA dan golongan VA

Untuk hidrida unsur-unsur golongan VIA (H_2O , H_2S , H_2Se , dan H_2Te) terdapat penyimpangan yang sangat mencolok pada H_2O . Penyimpangan yang sama juga terdapat pada NH_3 dengan hidrida unsur-unsur golongan VA lain (PH_3 , AsH_3 , dan SbH_3) dan juga pada HF dengan hidrida unsur-unsur golongan VIIA lainnya (HCl , HBr , HI , dan HAt). Sifat yang abnormal dari HF, H_2O , dan NH_3 tersebut dijelaskan dengan konsep ikatan hidrogen.

Seperti kita ketahui, F, O, dan N adalah unsur-unsur yang sangat elektronegatif. Oleh karena itu, ikatan F–H, O–H, dan N–H adalah ikatan-ikatan yang sangat polar. Dalam HF, H_2O , NH_3 , dan senyawa-senyawa lain yang mengandung ikatan F–H, O–H, atau N–H, atom H sangat positif. Dalam senyawa-senyawa seperti itu terdapat suatu ikatan, yang disebut ikatan hidrogen, yaitu ikatan karena gaya tarik-menarik elektrostatik antara atom hidrogen yang terikat pada atom berkeelektronegatifan besar (atom F, O, atau N) dengan atom berkeelektronegatifan besar dari molekul tetangga, baik antarmolekul sejenis maupun yang berlainan jenis.



Rangkuman

1. Spektrum ialah susunan yang memperlihatkan urutan panjang gelombang sebagai hasil penyebaran berbagai panjang gelombang cahaya yang dipancarkan atau diserap oleh suatu objek. Spektrum ada 2 macam, yaitu:
 - a. spektrum serbaterus, dan
 - b. spektrum garis.
2. Dalam menyusun konfigurasi elektron, pengisian orbital dilakukan menurut aturan sebagai berikut.
 - a. Pengisian orbital dimulai dari tingkat energi yang paling rendah.
 - b. Prinsip eksklusi dari Pauli.
 - c. Aturan Hund.

3. Hubungan antara konfigurasi elektron dan sistem periodik tampak dari:
 - a. Proses perubahan sifat unsur-unsur dan perubahan konfigurasi elektron-elektronnya, dari golongan alkali ke golongan gas mulia, selalu berulang secara periodik.
 - b. Sifat-sifat unsur ditentukan oleh pola konfigurasi elektron terluarnya.
4. Berdasarkan peranan elektron dalam membentuk ikatan kimia, elektron-elektron suatu atom dibagi atas elektron inti dan elektron valensi.
5. Selama reaksi kimia, atom-atom suatu unsur menyesuaikan konfigurasi elektron-elektronnya pada gas mulia terdekat.
6. Ikatan ion adalah ikatan antara ion-ion yang muatannya berlawanan.
7. Ikatan kovalen adalah ikatan yang menggunakan sepasang elektron yang menjadi milik bersama.
8. Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen dengan pasangan elektron yang hanya berasal dari salah satu atom saja.
9. Dipol adalah suatu sistem dari dua muatan yang sama tetapi berlawanan terletak pada jarak yang sangat pendek.
10. Molekul polar adalah molekul yang muatan dalam molekulnya mengalami polarisasi.
11. Ikatan logam adalah ikatan antara atom-atom logam yang disebabkan oleh elektron-elektron valensinya.
12. Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terbentuk antara atom hidrogen dalam satu molekul dengan atom-atom oksigen, nitrogen, atau fluor dalam molekul yang berbeda.
13. Ikatan Van der Waals adalah ikatan yang sangat lemah antara atom-atom atau molekul-molekul yang diakibatkan oleh penyebaran muatan dalam atom/molekul yang tidak merata.
14. Bentuk molekul suatu senyawa dapat ditentukan berdasarkan gaya tolak-menolak pasangan-pasangan elektron yang berada di sekeliling atom pusat.



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

- Deret bilangan kuantum yang menyatakan kedudukan suatu elektron pada orbital $3d$ adalah
 - $n = 3, l = 3, m = 0, s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 2, m = +1, s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 1, m = +2, s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 1, m = -2, s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 0, m = -1, s = -\frac{1}{2}$
- Unsur dengan nomor atom 12 mempunyai sifat yang mirip dengan unsur bernomor atom
 - 12
 - 16
 - 18
 - 20
 - 34
- Bila nomor atom P = 15 dan Cl = 17, maka di sekitar P dalam senyawa PCl_3 terdapat pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas adalah
 - 3 dan 1
 - 4 dan 0
 - 3 dan 2
 - 5 dan 2
 - 3 dan 8
- Unsur yang bernomor atom 42 di dalam sistem periodik unsur terletak pada blok
 - s
 - p
 - d
 - f
 - g
- Senyawa berikut ini merupakan senyawa polar, *kecuali*
 - HCl
 - H_2O
 - CO_2
 - NH_3
 - CHCl
- Atom dalam keadaan eksitasi mempunyai konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 4s^1$. Unsur dari atom tersebut di dalam sistem periodik unsur terdapat pada golongan/periode
 - IA/4
 - IVA/3
 - IIIA/4
 - IIIA/3
 - VIA/3
- Molekul berikut ini yang mempunyai ikatan hidrogen adalah
 - $CH_3-CH=CH_2$
 - CH_3-O-CH_3
 - CH_3-CH_2-OH
 - HBr
 - CH_4

8. Pasangan senyawa berikut yang keduanya hanya mempunyai gaya dispersi (gaya London) adalah
- CO_2 dan HCl
 - CH_4 dan N_2
 - NH_3 dan H_2S
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ dan $\text{CH}_3\text{—O—C}_2\text{H}_5$
 - CH_3COOH dan C_4H_{10}
9. Pasangan senyawa berikut yang merupakan kovalen polar adalah
- HCl dan BF_3
 - HF dan H_2O
 - CO_2 dan HBr
 - CH_4 dan O_2
 - HCl dan CCl_4
10. Molekul air mempunyai sudut ikhtisar sebesar 104° . Hal ini disebabkan
- bentuk molekulnya bengkok
 - adanya pasangan elektron bebas
 - bentuk molekulnya tetrahedron
 - adanya 2 pasang elektron ikatan
 - atom O dikelilingi 4 pasangan elektron
11. Empat bilangan kuantum dari elektron terakhir unsur X dengan nomor atom 24 adalah
- $n = 4, l = 0, m = 0, s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 2, m = +1, s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 2, m = +2, s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 2, m = +2, s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 4, l = 2, m = +2, s = +\frac{1}{2}$
12. Diketahui nomor atom $\text{Fe} = 26$, maka konfigurasi elektron ion Fe^{3+} adalah
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6 3d^5$
13. Unsur M mempunyai konfigurasi elektron:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 Rumus senyawa yang dapat dibentuk dengan atom klorin dari unsur tersebut adalah
- MCl
 - MCl_2
 - MCl_3
 - M_2Cl_3
 - M_2Cl
14. Konfigurasi elektron ion L^{3+} adalah $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$. Dalam sistem periodik atom unsur L terletak pada
- periode 3 golongan VIA
 - periode 3 golongan VIIA
 - periode 4 golongan IVB
 - periode 4 golongan VIA
 - periode 4 golongan VIB

15. Berdasarkan nilai keelektronegatifan dari atom-atom berikut: C = 2,5; Cl = 3,0; O = 3,5; F = 4. Spesi yang kepolarannya paling tinggi adalah
- A. O–F D. O–Cl
 B. Cl–F E. C–O
 C. F–F
16. Diketahui senyawa berikut:
- 1) $\text{H}_2\text{O}(l)$
 - 2) $\text{NH}_4\text{Cl}(aq)$
 - 3) $\text{CH}_4(g)$
 - 4) $\text{HF}(l)$
 - 5) $\text{NH}_3(l)$
- Kelompok senyawa yang memiliki ikatan hidrogen adalah
- A. 1, 2, dan 3
 B. 1, 3, dan 4
 C. 1, 4, dan 5
- D. 2, 3, dan 5
 E. 3, 4, dan 5
17. Banyaknya orbital yang ditempati oleh pasangan elektron dalam atom Mn dengan nomor atom 25 adalah
- A. 4
 B. 7
 C. 10
 D. 13
 E. 15
18. Jumlah elektron yang *tidak* berpasangan paling banyak adalah
- A. ${}_{11}\text{Na}$
 B. ${}_{17}\text{Cl}$
 C. ${}_{22}\text{V}$
 D. ${}_{24}\text{Cr}$
 E. ${}_{30}\text{Zn}$

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

1. Suatu konfigurasi elektron dari $\text{A}^{3+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$.
 - a. Tentukan nomor atom unsur A!
 - b. Tergolong unsur apa?
 - c. Di mana letak unsur A tersebut dalam SPU?
2. Tentukan periode dan golongan unsur berikut dalam sistem periodik!
 - a. ${}_{20}\text{Ca}$
 - b. ${}_{35}\text{Br}$
 - c. ${}_{38}\text{Sn}$
 - d. ${}_{47}\text{Ag}$
 - e. ${}_{52}\text{Te}$

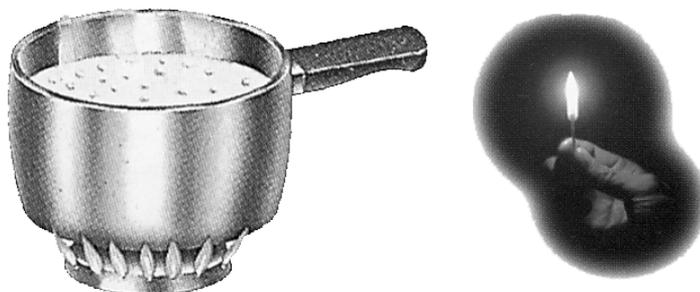
3. Sebanyak 11,2 gram logam X (divalen) direaksikan dengan larutan asam sulfat encer, ternyata pada suhu $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ dan tekanan 1 atm terbentuk gas hidrogen sebanyak 4.480 mL. Bila unsur X tersebut memiliki jumlah neutron 30, tentukan letak unsur X tersebut dalam SPU!
4. Diketahui 5,2 gram logam L (trivalen) direaksikan dengan larutan asam klorida encer dan terbentuk gas hidrogen sebanyak 3,36 liter ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$, 1 atm). Bila logam memiliki jumlah neutron 25, tentukan:
 - a. konfigurasi elektron dari logam L tersebut;
 - b. bilangan kuantum dari empat bilangan kuantum dari elektron terakhir!
5. Sebutkan jenis ikatan yang terdapat dalam senyawa:
 - a. NaCl;
 - b. $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - c. CO_2 ;
 - d. NH_3BF_3 ;
 - e. HCl!





BAB 2

TERMOKIMIA



Gambar 2.1 Proses termokimia
Sumber: Ensiklopedi Sains dan Kehidupan

Pada bab kedua ini akan dipelajari tentang hukum kekekalan energi, reaksi eksoterm dan endoterm, perubahan entalpi standar, menentukan perubahan entalpi standar reaksi, hukum Hess, menghitung energi ikatan suatu reaksi, dan kalor dari bahan bakar.

Bab 2

Termokimia

Tujuan Pembelajaran

Setelah memperoleh penjelasan, diharapkan siswa mampu:

1. Membedakan sistem dan lingkungan; reaksi eksoterm dan endoterm.
2. Mendeskripsikan macam-macam perubahan entalpi standar.
3. Melakukan percobaan untuk menentukan ΔH reaksi dengan alat kalorimeter.
4. Menentukan ΔH reaksi berdasarkan Hukum Hess.
5. Menentukan ΔH reaksi berdasarkan data energi ikatan.
6. Membandingkan kalor pembakaran suatu bahan bakar.

Hampir semua reaksi kimia disertai pembebasan atau penyerapan energi. Energi yang menyertai perubahan kimia dapat berupa kalor, radiasi, listrik, kerja, dan lain-lain, tetapi yang paling biasa ialah dalam bentuk kalor. Reaksi-reaksi yang membebaskan kalor disebut *reaksi eksoterm* sedangkan reaksi yang menyerap kalor disebut *reaksi endoterm*. Reaksi eksoterm umumnya berlangsung lebih dramatis daripada reaksi endoterm. Contoh reaksi eksoterm ialah pembakaran bensin, sedangkan contoh reaksi endoterm ialah fotosintesis. Jumlah kalor yang menyertai reaksi kimia disebut kalor reaksi.

Cabang ilmu kimia yang mempelajari perubahan energi dalam proses atau reaksi kimia disebut *termokimia*.

Untuk mempelajari termokimia, ada beberapa konsep dasar yang terlebih dahulu harus dipahami. Pertama, sejumlah zat (campuran zat) yang terdapat di dalam suatu wadah disebut *sistem*. Kedua, bagian luar sistem itu disebut *lingkungan*. Antara sistem dan lingkungan dapat terjadi pertukaran kalor.



Gambar 2.2 Sistem dan lingkungan

Contoh:

Misalkan kita sedang mempelajari reaksi antara natrium hidroksida dan asam klorida dengan jalan mencampurkan suatu larutan natrium hidroksida dengan larutan asam klorida dalam suatu erlenmeyer. Campuran larutan-larutan itu kita sebut sistem. Segala sesuatu di luar sistem, termasuk erlenmeyer tempat larutan itu kita sebut lingkungan. (Lihat gambar 2.2)



A. Hukum Kekekalan Energi

Dalam setiap materi terkandung energi dengan kualitas dan kuantitas yang berbeda-beda. Energi yang terkandung dalam tiap materi dalam bentuk energi kinetik atau energi potensial. Misalnya energi yang digunakan untuk menggerakkan partikel-partikel dan energi yang digunakan untuk mengadakan interaksi dalam molekul atau energi dalam (internal energi). Melalui proses kimia, energi tersebut dapat diubah menjadi energi bentuk lain, seperti: energi panas, energi mekanik (gerak), energi listrik, dan energi cahaya. Jumlah energi dari semua bentuk energi yang dimiliki zat disebut entalpi standar, dinyatakan dengan notasi H (*heat contents* = isi panas). Perbedaan entalpi standar yang terdapat dalam tiap zat menyebabkan terjadinya reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.

Besarnya entalpi standar yang terkandung dalam tiap zat tidak dapat diukur. Oleh karena itu, dalam pelajaran termokimia tidak menghitung besarnya entalpi standar yang dimiliki suatu zat, melainkan berapa besar perubahan entalpi standar yang menyertai suatu reaksi kimia. Perubahan entalpi standar yang menyertai suatu reaksi dinyatakan dengan notasi ΔH (Delta H).

Perubahan entalpi standar yang terjadi pada reaksi kimia disebabkan oleh perbedaan entalpi standar yang dimiliki oleh setiap zat yang terlibat pada reaksi kimia. Oleh karena itu, besarnya perubahan entalpi standar reaksi ditentukan oleh besarnya entalpi standar zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi.

Untuk hal ini berlaku rumus:

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}}$$

$\Delta H_{\text{reaktan}}$ = ΔH pembentukan reaktan (ΔH pembentukan zat-zat yang bereaksi)

ΔH_{hasil} = pembentukan zat-zat hasil reaksi

ΔH_{reaksi} = perubahan entalpi standar yang menyertai reaksi yang bersangkutan

Contoh:

Pada reaksi: $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g)$

$\Delta H = a$ kkal

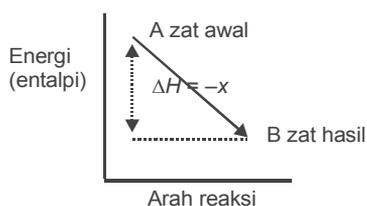
maka $\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}}$
 $= (\Delta H \text{ pembentukan } \text{CO}_2 + 2 \cdot \Delta H \text{ pembentukan } \text{H}_2\text{O}) - (\Delta H \text{ pembentukan } \text{CH}_4 + 2 \cdot \Delta H \text{ pembentukan } \text{O}_2)$



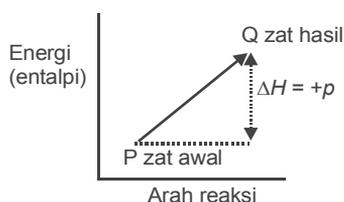
B. Reaksi Eksoterm dan Endoterm

Reaksi eksoterm ialah reaksi yang membebaskan panas. Reaksi eksoterm terjadi jika entalpi standar zat-zat yang bereaksi lebih besar dari entalpi standar zat-zat hasil reaksi. Sehingga pada perubahan kimia sebagian energi dibebaskan ke lingkungan.

Reaksi endoterm ialah reaksi yang memerlukan panas. Reaksi endoterm terjadi jika entalpi standar zat-zat yang bereaksi lebih kecil dari entalpi standar zat-zat hasil reaksi. Jadi, untuk perubahan tersebut zat-zat yang bereaksi memerlukan sejumlah energi agar berubah menjadi zat-zat hasil. Reaksi endoterm dapat diamati dengan turunnya suhu sistem, atau diperlukannya energi selama reaksi berlangsung (agar reaksi berlangsung zat harus dipanaskan terus sampai seluruh reaktan berubah menjadi zat hasil).



Gambar 2.3 Diagram reaksi eksoterm



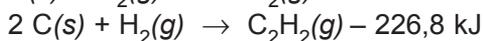
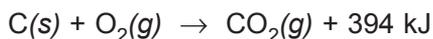
Gambar 2.4 Diagram reaksi endoterm

Bila sistem menerima kalor, maka q bertanda positif, dan bila sistem melepaskan kalor, maka q bertanda negatif. Jika pada suatu proses kalor berpindah dari lingkungan ke sistem, maka proses itu disebut proses *endoterm*. Jika pada suatu proses kalor berpindah dari sistem ke lingkungan, maka proses itu disebut proses *eksoterm*.

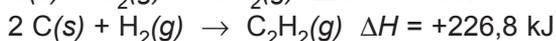
Pada reaksi eksoterm, karena mengeluarkan kalor maka entalpi standar hasil reaksi (H_h) lebih kecil daripada entalpi standar pereaksi (H_p), sehingga ΔH negatif. $\Delta H < 0$ (karena $H_p > H_h$)

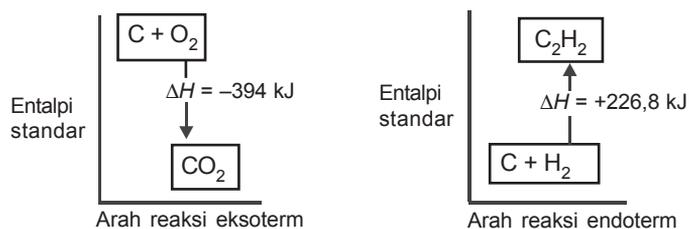
Pada reaksi endoterm, karena menyerap kalor dari lingkungan, maka entalpi standar hasil reaksi bertambah besar, sehingga $H_h > H_p$, jadi ΔH positif. $\Delta H > 0$ (karena $H_p < H_h$).

Contoh penulisan persamaan reaksi dalam termokimia:



Ditulis





Gambar 2.5 Diagram entalpi



C. Perubahan Entalpi Standar

Kandungan entalpi standar yang terdapat dalam tiap zat dapat berubah-ubah jika suhunya mengalami perubahan. Contoh, jika suatu zat dipanaskan, zat tersebut akan menyerap energi panas lalu suhunya naik. Oleh karena untuk menaikkan suhu zat tersebut harus menyerap kalor, maka entalpi standar pada suhu yang lebih tinggi juga lebih besar. Berdasarkan hal ini perubahan entalpi standar suatu reaksi yang sama akan berbeda jika diukur pada suhu yang berbeda-beda.

Untuk memudahkan perhitungan-perhitungan termokimia ditetapkan entalpi standar. Entalpi standar ialah perubahan entalpi standar yang diukur pada kondisi standar, yaitu pada suhu 25 °C tekanan 1 atmosfer.

Macam-macam Perubahan Entalpi Standar

Berdasarkan macam reaksi atau perubahan kimia yang terjadi, maka perubahan entalpi standar reaksi dibedakan sebagai berikut.

1. Perubahan entalpi standar pembentukan (ΔH_f°)

Perubahan entalpi standar pembentukan ialah perubahan entalpi standar pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya. Perubahan entalpi standar pembentukan dinyatakan dengan lambang ΔH_f° . Dalam hal ini ΔH_f° digunakan untuk senyawa. Harga ΔH_f° untuk unsur-unsur bebas adalah nol.

Contoh:



maka:

a. Kalor reaksi = +571,7 kJ

b. $\Delta H_{\text{reaksi}} = -571,7 \text{ kJ}$

c. Kalor pembentukan $\text{H}_2\text{O} = \frac{+571,7}{2} \text{ kJ/mol}$
 $= +285,85 \text{ kJ/mol}$

d. $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -285,85 \text{ kJ/mol}$

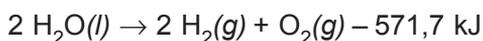
e. Reaksi pembentukan H_2O adalah reaksi eksoterm.

2. Perubahan entalpi standar penguraian (ΔH_d°)

Perubahan entalpi standar penguraian ialah perubahan entalpi standar pada penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya. Marquis de Laplace merumuskan, bahwa jumlah kalor yang dilepaskan pada pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya sama dengan jumlah kalor yang diperlukan pada penguraian senyawa tersebut menjadi unsur-unsurnya. Jadi, untuk reaksi pembentukan $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ditulis sebagai berikut.



maka reaksi penguraian air dapat ditulis



a. Kalor reaksi = -571,7 kJ

b. $\Delta H_{\text{reaksi}} = +571,7 \text{ kJ}$

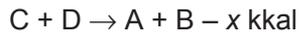
c. Kalor penguraian $\text{H}_2\text{O} = \frac{+571,7}{2} \text{ kJ/mol}$
 $= +285,85 \text{ kJ/mol}$

d. ΔH penguraian $\text{H}_2\text{O} = +285,85 \text{ kJ/mol}$

e. Reaksi penguraian H_2O ialah reaksi endoterm.

Hukum Marquis de Laplace berlaku untuk semua reaksi.

Contoh: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D} + x \text{ kkal}$ maka



3. Perubahan entalpi standar pembakaran (ΔH_c°)

Perubahan entalpi standar pembakaran ialah perubahan entalpi standar pada pembakaran sempurna 1 mol zat. Perubahan entalpi standar pembakaran dinyatakan dengan lambang ΔH_c° .

Contoh:



a. Kalor reaksi = +395,2 kJ

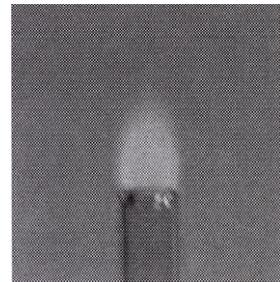
b. $\Delta H_{\text{reaksi}} = -395,2 \text{ kJ}$

c. Kalor pembakaran CO = +395,2 kJ/mol

d. $\Delta H_c^\circ \text{ CO} = -395,2 \text{ kJ/mol}$

e. Reaksi pembakaran CO adalah reaksi eksoterm.

f. Reaksi pembakaran CO, merupakan reaksi pembentukan CO_2 , karena koefisien CO dan CO_2 pada reaksi ini 2x, maka $\Delta H_c^\circ \text{ C} = 2 \times \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -790,4 \text{ kJ/mol}$.

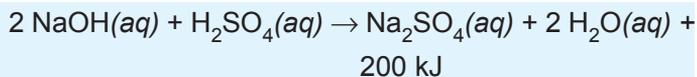


Gambar 2.6 Karbon monoksida terbakar di udara membentuk karbon dioksida

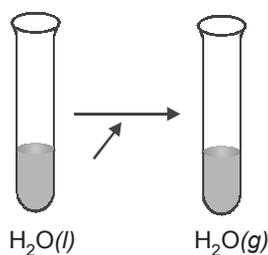
Sumber: Chang, Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

4. Perubahan entalpi standar netralisasi

Perubahan entalpi standar netralisasi ialah perubahan entalpi standar pada penetralan 1 mol asam oleh basa atau 1 mol basa oleh asam. Perubahan entalpi standar netralisasi dinyatakan dengan notasi ΔH_n .

Contoh:

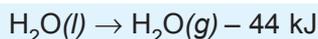
- Kalor reaksi = +200 kJ
- $\Delta H_{\text{reaksi}} = -200 \text{ kJ}$
- $\Delta H_n^\circ \text{NaOH} = \frac{-200 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -100 \text{ kJ/mol}$
- $\Delta H_n^\circ \text{H}_2\text{SO}_4 = -200 \text{ kJ/mol}$



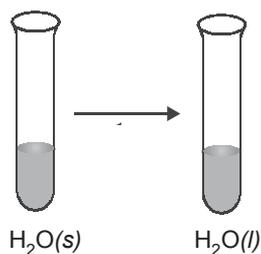
Gambar 2.7
Proses ΔH_v°

5. Perubahan entalpi standar penguapan (ΔH_v°)

Perubahan entalpi standar penguapan ialah perubahan entalpi standar reaksi pada penguapan 1 mol zat dalam fase cair menjadi zat dalam fase gas pada titik didihnya.

Contoh:

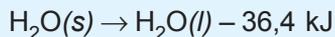
- Kalor reaksi = -44 kJ
- $\Delta H_{\text{reaksi}} = +44 \text{ kJ}$
- ΔH penguapan air = +44 kJ/mol



Gambar 2.8
Proses ΔH_f°

6. Perubahan entalpi standar pencairan (ΔH_f°)

Perubahan entalpi standar pencairan ialah perubahan entalpi standar reaksi pada pencairan 1 mol zat dalam fase padat menjadi zat dalam fase cair pada titik leburnya.

Contoh:

- Kalor reaksi = -36,4 kJ
- $\Delta H_{\text{reaksi}} = +36,4 \text{ kJ}$
- ΔH pencairan $\text{H}_2\text{O} = +36,4 \text{ kJ/mol}$

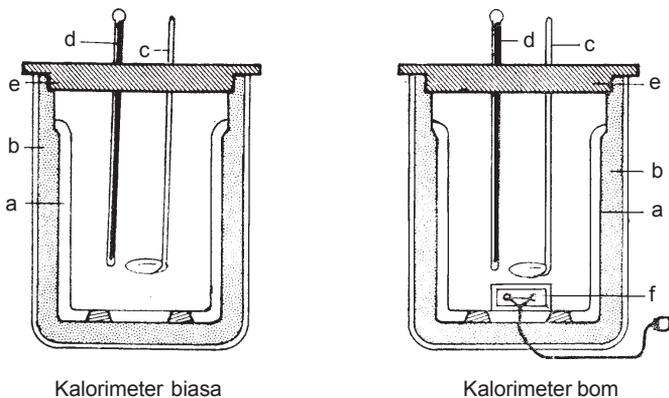


D. Menentukan ΔH Reaksi Secara Eksperimen

Kalor reaksi suatu reaksi kimia dapat kita tentukan secara eksperimen (percobaan) dengan menggunakan kalorimeter biasa atau kalorimeter bom.

Kalorimeter bom ialah kalorimeter biasa yang dilengkapi dengan tungku elektrode listrik untuk proses pembakaran.

Proses dalam kalorimeter adalah proses adiabatik, artinya tidak ada energi yang lepas atau masuk dari luar. Karena pengukuran ΔH selalu dilakukan pada tekanan tetap, maka reaksi yang berlangsung dalam kalorimeter tidak boleh mempengaruhi tekanan gas dalam ruang kalorimeter.



Kalorimeter biasa

Kalorimeter bom

Keterangan:

- a = kalorimeter
- b = penyekat
- c = pengaduk
- d = termometer
- e = tutup kalorimeter
- f = tungku dengan elektrode

Gambar 2.9 Kalorimeter



Penentuan Perubahan Entalpi Reaksi

Tujuan: Mengamati ΔH reaksi antara NaOH padat dengan larutan HCl dengan dua cara.

Alat dan Bahan

1. 2 gelas ukur 100 mL
2. 3 gelas kimia 250 mL
3. 1 bejana pendingin
4. 2 gelas kimia 100 mL
5. 50 mL air suling
6. 1 termometer
7. Neraca
8. 4 gram NaOH padat (p.a)
9. 100 mL larutan HCl 0,5 M
10. 50 mL larutan HCl 1,0 M

Cara Kerja

Reaksi 1

1. Masukkan 100 mL larutan HCl 0,5 M ke dalam kalorimeter (gelas kimia) dan catat suhunya sebagai suhu awal.
2. Timbang 2 gram NaOH padat.
3. Masukkan NaOH padat itu ke dalam kalorimeter tersebut dan catat suhu mantap yang dicapai sesudah semua NaOH itu larut (sebagai suhu akhir).

Reaksi 2.a.

Dengan cara yang sama seperti reaksi 1 tentukan kenaikan suhu pada pelarutan 2 gram NaOH padat dalam 50 mL air.

Reaksi 2.b.

1. Pindahkan larutan NaOH dari reaksi 2.a. ke dalam suatu gelas kimia. Masukkan 50 mL larutan HCl 1 M ke dalam gelas kimia lain. Letakkan kedua gelas kimia itu ke dalam bejana berisi air sampai suhu kedua larutan itu sama. Catat suhu itu sebagai suhu awal.

- Tuangkan kedua larutan ke dalam kalorimeter. Guncangkan kalorimeter dan catat suhu mantap yang dicapai (sebagai suhu akhir).

Catatan

Perhitungan perubahan entalpi pada reaksi ini dianggap bahwa:

- volume larutan = volume air, dan
- pertukaran energi melalui dinding gelas kimia dapat diabaikan.

Hasil Pengamatan

Jumlah NaOH yang digunakan

Reaksi 1	Reaksi 2.a.	Reaksi 2.b.
... gram	... gram	... gram
... mol	... mol	... mol

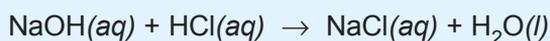
Perubahan suhu yang terjadi

I	II	III
<p>2 g NaOH 50 cm³ air</p>	<p>50 cm³ NaOH 1 M 50 cm³ HCl 1 M</p>	<p>2 g NaOH 100 cm³ HCl 0,5 M</p>
$\text{NaOH}(s) \xrightarrow{\text{air}} \dots$ $t_{\text{air}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{akhir}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$	$\text{NaOH}(aq) + \text{HCl}(aq) \longrightarrow \dots + \dots$ $t_{\text{NaOH}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{HCl}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{awal}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{akhir}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$	$\text{NaOH}(s) + \text{HCl}(aq) \longrightarrow \dots + \dots$ $t_{\text{HCl}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{akhir}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$
$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$ = =	$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$ = =	$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$ = =

mol NaOH =	mol HCl = mol NaOH =	mol HCl = mol NaOH =
ΔH_1 per mol = = kJ	ΔH_2 per mol = = kJ	ΔH_3 per mol = = kJ

Contoh soal:

Bila 50 mL larutan NaOH 1 M direaksikan dengan 50 mL larutan HCl 1 M ke dalam alat kalorimeter menyebabkan kenaikan suhu pada kalorimeter dari 29 °C menjadi 35,5 °C. Bila kalor jenis larutan dianggap sama dengan air yaitu 4,2 joule/g°C, maka tentukan harga perubahan entalpi standar reaksi berikut!



Jawab:

$$\begin{aligned} Q &= m \cdot c \cdot \Delta t \\ &= 100 \text{ g} \cdot 4,2 \text{ J/g} \cdot 6,5 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 2.730 \text{ joule} \\ &= 2,73 \text{ kJ}/0,05 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{maka } \Delta H_{\text{reaksi}} = \frac{1}{0,05} \times -2,73 \text{ kJ} = -54,6 \text{ kJmol}^{-1}$$



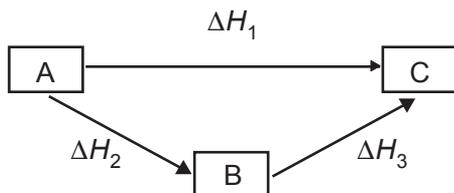
E. Hukum Hess

Berdasarkan percobaan-percobaan yang telah dilakukannya, pada tahun 1840 Germain Hess (1802–1850) merumuskan:

Perubahan entalpi standar suatu reaksi kimia hanya ditentukan oleh keadaan awal dan akhir reaksi, tidak tergantung dari jalan untuk mencapai keadaan akhir.

Hukum Hess dapat digambarkan secara skematis sebagai berikut.

Diketahui diagram Hess reaksi $A \rightarrow C$

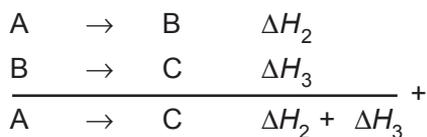


Perubahan A menjadi C dapat berlangsung 2 tahap.

Tahap I (secara langsung)



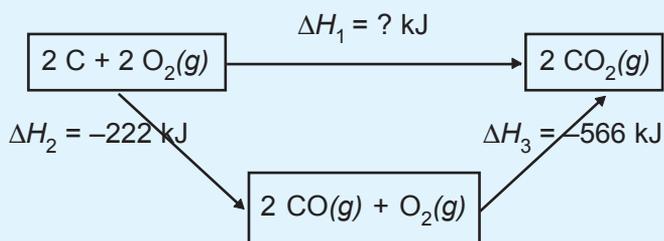
Tahap II (secara tidak langsung)



Berdasarkan Hukum Hess maka harga $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

Contoh soal

1. Diketahui diagram siklus Hess



Tentukan entalpi standar pembentukan gas CO_2 !

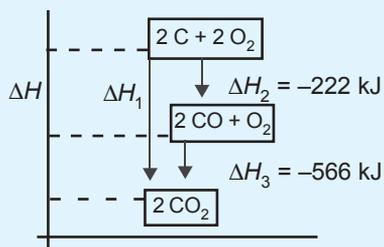
Jawab:

Menurut Hukum Hess:

$$\begin{aligned}\Delta H_1 &= \Delta H_2 + \Delta H_3 \\ &= -222 + (-566) \text{ kJ} \\ &= -788 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\text{maka } \Delta H_f^\circ \text{ gas CO}_2 = -\frac{788}{2} = -394 \text{ kJmol}^{-1}$$

2. Diketahui diagram tingkat energi



Tentukan entalpi standar pembentukan gas CO₂!

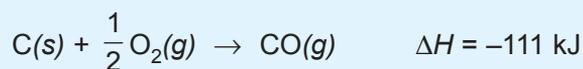
Jawab:

Menurut Hukum Hess

$$\begin{aligned}\Delta H_1 &= \Delta H_2 + \Delta H_3 \\ &= -222 + (-566) \text{ kJ} \\ &= -788 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\text{maka } \Delta H_f^\circ \text{ gas CO}_2 = -\frac{788}{2} = -394 \text{ kJmol}^{-1}$$

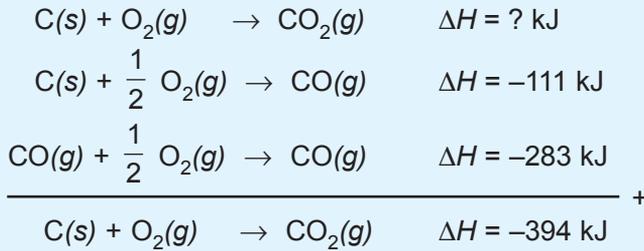
3. Diketahui persamaan termokimia



Tentukan perubahan entalpi standar pembentukan gas CO₂!

Jawab:

Reaksi yang diminta:



Harga ΔH reaksi dapat dihitung dengan menggunakan data perubahan entalpi standar pembentukan standar (ΔH_f°)

Rumus: $\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{produk}} - \Delta H_{\text{reaktan}}$

Contoh soal:

Diketahui $\Delta H_f^\circ \text{CH}_4 = -79,3 \text{ kJ}$
 $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -393,52 \text{ kJ}$
 $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -296,0 \text{ kJ}$

Tentukan ΔH_c° gas CH_4 !

Jawab:

Reaksi yang diminta: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reaksi}} &= \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 + 2 (\text{H}_2\text{O})) - \Delta H_f^\circ (\text{CH}_4 + 2 (\text{O}_2)) \\ &= (-393,52) + 2(-286) - (-79,3) \text{ kJ} \\ &= (-965,52 + 79,3) \text{ kJ} \\ &= -886,22 \text{ kJ} \end{aligned}$$



F. Menghitung ΔH Reaksi dengan Menggunakan Data Energi Ikatan

Reaksi kimia terjadi karena pemutusan ikatan-ikatan lama dan pembentukan ikatan baru. Pada pemutusan ikatan diperlukan energi sedangkan pada pembentukan dibebaskan energi.

Energi ikatan ialah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol suatu senyawa berwujud gas pada keadaan standar menjadi atom-atom gasnya.

Sebagai contoh untuk memutuskan ikatan 1 mol gas H_2 menjadi atom-atom H bebas diperlukan energi sebesar 104 kkal. Berarti energi ikatan H–H dalam molekul H_2 adalah 104 kkal.

Maka reaksi penguraian H_2 dapat ditulis:

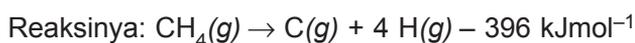


1. Energi ikatan rata-rata

Energi ikatan rata-rata ialah energi rata-rata yang diperlukan untuk memutuskan suatu ikatan dalam suatu senyawa.

Contoh:

Pada penguraian 1 mol gas CH_4 menjadi atom-atomnya diperlukan 396 kkal.



Dalam molekul CH_4 ada 4 ikatan CH.

Jadi, energi ikatan rata-rata C–H = $\frac{-396}{4}$ kkal = -99 kJmol^{-1} .

2. Energi atomisasi

Energi atomisasi adalah energi yang diperlukan untuk memecah molekul suatu senyawa dalam fase gas. Untuk molekul diatomik seperti O_2 , H_2 , HBr yang mempunyai satu ikatan saja, energi atomisasinya sama dengan energi ikatannya.

Energi atomisasi merupakan jumlah dari seluruh energi ikatan yang terdapat dalam 1 mol senyawa.

Contoh soal:

Energi ikatan N – H sebesar 93 kJmol^{-1} . Dalam molekul NH_3 energi atomisasinya (ada 3 ikatan N – H) adalah $3 \times 93 \text{ kJmol}^{-1} = 279 \text{ kJmol}^{-1}$.

Satuan untuk energi ikatan sama seperti satuan perubahan entapi, yaitu dalam kalori atau joule, dalam satuan yang lebih besar dinyatakan dalam kkal atau kilo-joule. Bedanya pada energi ikatan besar satuan tidak disertai tanda aljabar. Tanda aljabar + (plus) atau - (min) baru digunakan setelah diketahui proses apakah pemutusan atau pembentukan ikatan.

Penentuan energi ikatan dilakukan dengan cara menguraikan molekul senyawa dalam fase gas menjadi atom-atomnya, mengukur berapa kalor yang diperlukan untuk pemutusan ikatan tersebut pada keadaan standar (25 °C, 1 atm).

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \Sigma \text{ energi pemutusan} - \Sigma \text{ energi pembentukan}$$

Tabel 2.1 Energi ikatan

Ikatan	Energi (kJmol ⁻¹)	Ikatan	Energi (kJmol ⁻¹)	Ikatan	Energi (kJmol ⁻¹)
H – H	435	C – Br	276	C – I	218
O = O	498,3	Cl – Br	218,6	N – O	222
N ≡ N	945,3	Cl – I	210,3	N – F	272
F – F	157	C – H	415	N – Cl	201
Cl – Cl	242,6	C – C	348	N – Br	163
Br – Br	193,9	C – Cl	328	O – O	138
I – I	152,6	N – H	391	O – F	184
Cl – F	254,3	O – H	463	O – Cl	205
H – S	339	C = C	607	O – Br	201
H – F	565	C ≡ C	833	O – I	201
H – Cl	431	C – O	356	S – S	226
H – Br	368	C = O	724	S – F	326
H – I	297	C – N	292	S – Br	213
C – S	289	C = N	619	S – C	272
C – F	485	C ≡ N	879	N – N	298

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

Contoh:

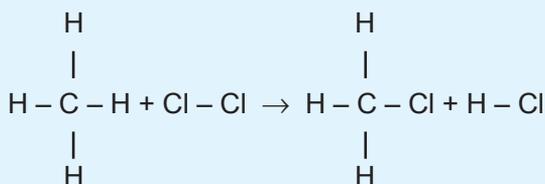
Diketahui harga energi ikatan rata-rata:

$$\text{C-H} = 415 \text{ kJ} \qquad \text{C-Cl} = 328 \text{ kJ}$$

$$\text{Cl-Cl} = 242,6 \text{ kJ} \qquad \text{H-Cl} = 431 \text{ kJ}$$

Tentukan ΔH_{reaksi} $\text{CH}_4(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(g) + \text{HCl}(g)$!

Jawab:



$$\begin{aligned} \Delta H &= [4(\text{C}-\text{H}) + 1(\text{Cl}-\text{Cl})] - [3(\text{C}-\text{H}) + 1(\text{C}-\text{Cl}) \\ &\quad + (\text{H}-\text{Cl})] \\ &= (4(415) + 242,6) - (3(415) + 328 + 431) \text{ kJ} \\ &= (1.660 + 242,6) - (1.245 + 759) \text{ kJ} \\ &= (1.902,6 - 2.004) \text{ kJ} \\ &= -101,4 \text{ kJmol}^{-1} \end{aligned}$$



G. Kalor yang Dihasilkan Bahan Bakar

Bahan bakar yang banyak digunakan untuk berbagai keperluan sangat banyak macam dan ragamnya. Kalor yang dihasilkan tiap bahan bakar berbeda-beda. Pada uraian ini akan dibahas kalor yang dihasilkan pada pembakaran beberapa bahan bakar dan membandingkan satu dengan lainnya untuk mengetahui bahan bakar mana yang paling ekonomis untuk digunakan.

Bahan bakar yang akan dibandingkan ialah arang kayu, etanol (alkohol), dan gas LPG. Arang kayu dianggap mengandung 60% karbon dan gas LPG dianggap berisi 40% etana dan 60% butana.

Untuk arang kayu

Harga 1 kg arang kayu Rp 400,00.

1 kg arang kayu mengandung:

$$= 60\% \times 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$= 600 \text{ gram C.}$$

$$= 600 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}}$$

$$= 50 \text{ mol C}$$

Jika kalor pembakaran C = 395,2 kJmol⁻¹; maka 50 mol C menghasilkan kalor sebanyak = 50 mol × 395,2 kJmol⁻¹
= 19.760 kJ.

Jadi, 1 kg arang kayu menghasilkan = 19.760 kJ

Karena 1 kg arang kayu Rp 400,00, berarti tiap rupiah menghasilkan kalor sebanyak 49,4 kJ/Rp.

Untuk gas elpiji

$$1 \text{ kg gas LPG berisi} = 40\% \times 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$= 400 \text{ gram etana (C}_2\text{H}_6\text{)}$$

$$= 400 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{30 \text{ g}}$$

$$= 13,33 \text{ mol C}_2\text{H}_6$$

$$\text{Berat gas butana} = 60\% \times 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$= 600 \text{ gram}$$

$$= 600 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}}$$

$$= 10,34 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

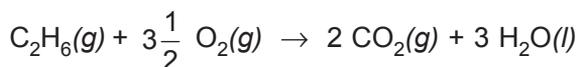
Jika $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -395,2 \text{ kJmol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} = -286,9 \text{ kJmol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ \text{ C}_2\text{H}_6 = -84,8 \text{ kJmol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ \text{ C}_4\text{H}_{10} = -114,3 \text{ kJmol}^{-1}$

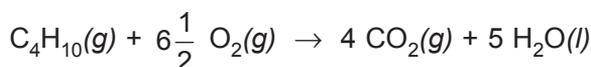
Reaksi pembakaran etana.



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}} \\ &= 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6 \\ &= 2(-395,2) + 3(-286,9) - (-84,8) \\ &= -1.566,3 \text{ kJ}\end{aligned}$$

1 mol C_2H_6 menghasilkan kalor sebanyak 1.566,3 kJ
13,33 mol C_2H_6 menghasilkan kalor = 20.878,78 kJ

Reaksi pembakaran butana:

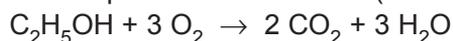


$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= 4 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 5 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10} \\ &= 4(-395,2) + 5(-286,9) - (-114,3) \\ &= 2.901 \text{ kJ}\end{aligned}$$

1 mol C_4H_{10} menghasilkan kalor sebanyak 2.901 kJ
10,34 mol C_4H_{10} menghasilkan kalor = 29.996,34 kJ
Jadi, kalor yang dihasilkan pada pembakaran 1 kg gas LPG adalah (20.878,78 + 29.996,34) kJ = 50.875,12 kJ
Jika 1 kg gas LPG harganya Rp 900,00, berarti tiap rupiah menghasilkan kalor sebanyak 56,49 kJ/Rp.

Untuk alkohol

Reaksi pembakaran alkohol (etanol)



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ &= 2(-395,2) + 3(-286,9) - (-278,9) \\ &= -1.372,2 \text{ kJ}\end{aligned}$$

1 mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ menghasilkan kalor sebanyak 1.372,2 kJ

$$1 \text{ kg etanol} = 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 21,74 \text{ mol}$$

Jadi, 1 kg etanol menghasilkan = $21,74 \text{ mol} \times 1.372,2 \text{ kJmol}^{-1}$
= 29.831,62 kJ.

Jika harga 1 kg alkohol Rp 2.100,00, maka tiap rupiah menghasilkan kalor sebanyak 14,20 kJ/Rp.

Dengan melakukan perhitungan seperti di atas dapat diketahui bahan-bahan mana yang paling ekonomis. Tentu saja dalam memilih bahan bakar selain dilihat dari segi ekonomisnya tentu faktor-faktor lain perlu juga diperhitungkan misalnya faktor kebersihan dan kepraktisan. Bahan bakar sewaktu digunakan ada yang menimbulkan asap tebal/jelaga/debu.

Dampak pembakaran tidak sempurna

Pembakaran sempurna senyawa karbon menghasilkan gas CO_2 dan uap air. Pada proses pembakaran yang tidak sempurna dapat terbentuk gas karbon monoksida (CO) dan serbuk karbon (jelaga). Gas karbon monoksida yang terbentuk pada proses pembakaran tidak sempurna sangat berbahaya bagi makhluk hidup (manusia dan hewan) karena gas CO sangat mudah diikat oleh hemoglobin membentuk COHb, sehingga hemoglobin tidak dapat mengikat gas oksigen untuk didistribusikan ke bagian tubuh. Apabila kita menghirup udara yang mengandung gas CO dengan kadar $\pm 100 \text{ ppm}$ dalam waktu 5 menit akan timbul gejala keracunan CO. Tanda-tandanya keracunan gas CO badan gemetar kemudian pingsan dan jika tidak cepat ditolong akan menjadi koma dan berakhir dengan kematian.

Selain terbentuknya gas CO yang beracun pada proses pembakaran tak sempurna juga menyebabkan berkurangnya jumlah kalor yang dihasilkan pada proses pembakaran tak sempurna.

Contoh soal:

Jika diketahui $\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(g) = -75,18 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) = -94,1 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l) = -68,4 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ \text{CO}(g) = -26,4 \text{ kJ/mol}$

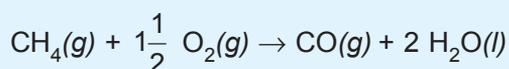
Pembakaran sempurna CH_4 berlangsung menurut reaksi:



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}} \\ &= (-94,1) - 2(-68,4) - (-75,18) \\ &= -155,77 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Pada pembakaran sempurna CH_4 , tiap mol CH_4 menghasilkan 155,72 kJ.

Pembakaran CH_4 tak sempurna berlangsung menurut reaksi:



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= (-26,4) + 2(-68,4) - (75,18) \\ &= 88,02 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Pada pembakaran tak sempurna, 1 mol CH_4 hanya menghasilkan 88,02 kJ.

Berdasarkan contoh ini dapat diketahui makin tidak sempurna proses pembakaran makin sedikit energi yang dihasilkan.



Rangkuman

1. Asas Kekekalan Energi:
Hukum Termodinamika I: Energi tidak dapat dimusnahkan atau diciptakan, energi alam semesta adalah kekal dan hanya dapat berpindah dari satu wujud ke wujud lainnya.
2. Reaksi eksoterm yaitu reaksi yang melepaskan kalor dari sistem ke lingkungan.
3. Reaksi endoterm yaitu reaksi yang menerima atau menyerap kalor dari lingkungan ke sistem.

4. Sistem adalah zat yang ada dalam wadah yang kita amati.
5. Lingkungan adalah batas dari suatu sistem.
6. Entalpi standar (H) adalah energi yang terkandung dalam suatu zat pada tekanan yang tetap.
7. Perubahan entalpi standar (ΔH) adalah perubahan panas atau kalor yang menyertai perubahan kimia pada tekanan tetap. $\Delta H = H_2 - H_1$.
8. Penulisan kalor reaksi dengan menggunakan harga ΔH .
Reaksi eksoterm memiliki ΔH negatif.
Reaksi endoterm memiliki ΔH positif.
9. Satuan energi yang sering dipakai adalah kalori atau joule.
10. Perubahan entalpi standar pembentukan standar (ΔH_f°), adalah kalor yang dilepaskan atau diserap (perubahan entalpi standar) pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya pada reaksi yang dilakukan pada suhu 25°C dan tekanan 1 atm atau pada keadaan standar.
11. Perubahan entalpi penguraian standar (ΔH_d°).
Reaksi penguraian adalah kebalikan dari reaksi pembentukan, jadi entalpi standar perubahan penguraian suatu senyawa sama dengan entalpi standar pembentukan dengan perubahan tanda yang berlawanan.
12. Perubahan entalpi pembakaran standar (ΔH_c°), adalah perubahan entalpi standar pada pembakaran sempurna 1 mol suatu zat yang diukur pada 298 K (25°C) dan 1 atm.
13. Penentuan kalor reaksi:
Untuk menentukan jumlah kalor yang diserap secara matematika dapat digunakan rumus:

$$Q = m \times c \times \Delta t$$
 Alat percobaan yang digunakan untuk menentukan kalor disebut kalorimeter.
14. Hukum Hess atau H penjumlahan kalor:
Perubahan entalpi standar reaksi hanya tergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir sistem dan tidak tergantung pada jalannya reaksi.

15. Harga ΔH reaksi dapat dihitung dengan menggunakan data-data entalpi standar pembentukan.

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produk} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reaktan}$$

16. Energi ikatan adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol senyawa berwujud gas menjadi atom-atom gas pada keadaan standar.

17. Menghitung ΔH reaksi berdasarkan data energi ikatan:

$$\Delta H = \sum \Delta H \text{ pemutusan ikatan} - \sum \Delta H \text{ pembentukan ikatan}$$



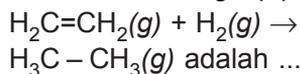
Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

1. Dalam kalorimeter direaksikan suatu zat dan ternyata 2.500 gram air yang mengelilingi terjadi kenaikan suhu dari 25 °C menjadi 29 °C. Bila kalor jenis air = 4.180 joule/kg°C, maka besarnya kalor yang dibebaskan sebesar

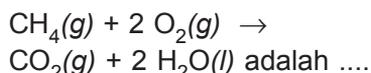
- A. 4,18 kJ D. 4.180 kJ
B. 41,8 kJ E. 41.800 kJ
C. 418 kJ

2. Jika diketahui energi ikatan C–H = 415 kJ, C=C = 607 kJ, C–C = 348 kJ, dan H–H = 436 kJ, maka besarnya kalor yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan rangkap pada reaksi:



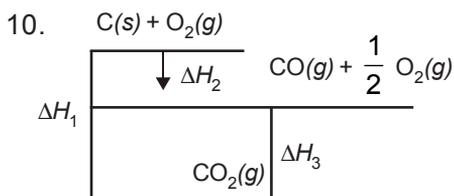
- A. +1,178 kJ
B. +1,043 kJ
C. -2.656,4 kJ
D. -135 kJ
E. -1.178 kJ

3. Dengan melihat tabel energi ikatan, maka ΔH reaksi:



- A. -643,4 kJ
B. +643,4 kJ
C. -2.656,4 kJ
D. +2.656,6 kJ
E. -3.300 kJ

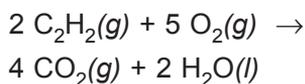
4. Dengan melihat tabel energi ikatan, maka ΔH reaksi:
 $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$ adalah
- +92,7 kJ
 - 92,7 kJ
 - 945,3 kJ
 - 2.253,3 kJ
 - 2.346 kJ
5. Besarnya ΔH_f° gas SO_3 bila ΔH reaksi:
 $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 SO_3(g) = -98,3 \text{ kJ}$ dan ΔH_f° gas $SO_2 = -296,8 \text{ kJ}$ adalah
- 593,6 kJ
 - 691,9 kJ
 - 345,95 kJ
 - +345,95 kJ
 - +593,6 kJ
6. Pada pembakaran etanol dengan reaksi:
 $C_2H_5OH(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$
 $\Delta H_f^\circ = -948,86 \text{ kJ}$, maka besarnya kalor pembakaran etanol ($M_r = 46$) tiap gram adalah
- 948,86 kJ
 - +948,86 kJ
 - +20,63 kJ
 - 20,63 kJ
 - 206,3 kJ
7. Perhatikan reaksi-reaksi berikut!
 $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$
 $\Delta H = +180 \text{ kJ}$, dan
 $2 NO_2(g) \rightarrow 2 NO(g) + O_2(g)$
 $\Delta H = +113 \text{ kJ}$.
- Kalor pembentuk gas NO_2 adalah ... (dalam kJmol^{-1})
- +146
 - +67
 - +56,9
 - +33,5
 - 56,9
8. Entalpi standar pembakaran gas $C_2H_4 = a \text{ kJmol}^{-1}$. Jika entalpi standar pembentuk $CO_2(g) = b \text{ kJ}$, dan $H_2O(g) = c \text{ kJ}$, maka entalpi standar pembentukan $C_2H_4(g)$ adalah (dalam kJ).
- $a + b + c$
 - $a - b - c$
 - $a - 2b - 2c$
 - $a + 2b + 2c$
 - $-a + 2b + 2c$
9. Gas beracun yang bereaksi dengan hemoglobin dalam darah akibat pembakaran tidak sempurna pada bahan bakar adalah
- gas O_2
 - gas NO_2
 - gas NH_3
 - gas CO_2
 - gas CO



Bila $\Delta H_1 = -393,3$ kJ dan $\Delta H_3 = -282,6$ kJ, maka

- A. -110,5 kJ
- B. +110,5 kJ
- C. -676,1 kJ
- D. +676,1 kJ
- E. -786,6 kJ

11. Dari reaksi:



Bila $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_2\text{(g)} = +226,9$ kJ

$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -393,3$ kJ

$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O(l)} = -285,8$ kJ

maka besarnya ΔH reaksi =

- A. -2.826,6 kJ
- B. -2.359,8 kJ
- C. -2.598,6 kJ
- D. +2.598,6 kJ
- E. -1.244,8 kJ

12. ΔH pembakaran glukosa = -2.826,6

kJ dan $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2\text{(g)} = -393,3$ kJ.

Bila reaksi $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)} + 6 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow$

$6 \text{CO}_2\text{(g)} + 6 \text{H}_2\text{O(g)}$ dan bila ΔH_f°

$\text{H}_2\text{O(g)} = -241,8$ kJ maka ΔH_f°

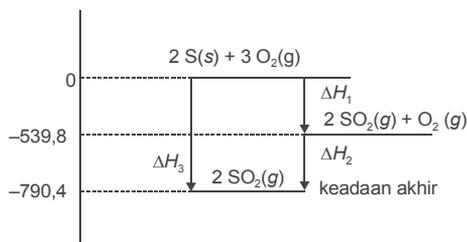
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)}$ adalah

- A. -2.826,6 kJ
- B. -2.359,8 kJ
- C. -3.810,6 kJ
- D. -984 kJ
- E. +984 kJ

13. Apabila 250 mL larutan KOH 0,4 M dicampur dengan 250 mL larutan HCl 0,4 M, ternyata suhu naik dari 27 °C menjadi 35 °C dan berat jenis larutan 4,2 joule/°g, maka besarnya ΔH reaksi netralisasi tersebut adalah

- A. -168 kJ
- B. -16,8 kJ
- C. +16,8 kJ
- D. +168 kJ
- E. +1.680 kJ

14. Diagram tahap reaksi pembentukan gas SO_3 adalah sebagai berikut.



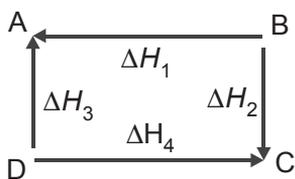
Berdasarkan diagram tersebut, harga ΔH_2 adalah

- A. 790,4 kJ
- B. 593,8 kJ
- C. 196,6 kJ
- D. -196,6 kJ
- E. -593,8 kJ

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

1. Jelaskan tentang:
 - a. entalpi standar;
 - b. perubahan entalpi standar;
 - c. reaksi eksoterm;
 - d. reaksi endoterm;
 - e. energi ikatan;
 - f. kalor pembentukan;
 - g. kalor pembakaran;
 - h. kalor penguraian;
 - i. ΔH standar;
 - j. Hukum Hess!

2. Perhatikan diagram Hess berikut!



Manakah yang memenuhi Hukum Hess?

- a. $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4$
 - b. $\Delta H_1 + \Delta H_3 = \Delta H_4 - \Delta H_2$
 - c. $\Delta H_1 = \Delta H_3 + \Delta H_4 - \Delta H_2$
 - d. $\Delta H_3 = \Delta H_2 + \Delta H_1 - \Delta H_4$
 - e. $\Delta H_3 - \Delta H_1 = \Delta H_2 - \Delta H_4$
3. Dengan menggunakan tabel ΔH_f° , tentukan ΔH reaksi pembakaran bensin bila reaksinya:
 - a. $C_6H_{18}(l) + 10 O_2(g) \rightarrow 5 CO(g) + 3 CO_2(g) + 9 H_2O(l)$
 - b. $2 C_8H_{18}(l) + 25 O_2(g) \rightarrow 16 CO_2(g) + 18 H_2O(l)$
 - c. Manakah yang lebih menguntungkan? Mengapa demikian? Bandingkan besarnya ΔH reaksi untuk a dan b tiap molnya!
 4. Dengan menggunakan tabel ΔH_f° tentukan ΔH reaksi dari:
 - a. $CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$;
 - b. $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$!
 5. Dengan menggunakan data energi ikatan pada tabel, hitunglah ΔH reaksi dari reaksi berikut!
 - a. $C_2H_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_2Cl - CH_2Cl(g)$
 - b. $NH_3(g) + H_2O(l) \rightarrow NH_4OH(l)$



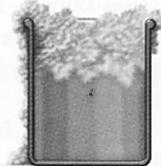


BAB 3

LAJU REAKSI



1 Asam encer dan butiran-butiran kristal



2 Asam encer dan serbuk kristal



3 Butiran-butiran kristal dan asam pekat



4 Butiran kristal marmar dan suhu tinggi

Gambar 3.1 Proses laju reaksi
Sumber: Ensiklopedi Iptek Kimia dan Unsur

Pada bab ketiga ini akan dipelajari tentang pengertian laju reaksi, faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi, dan teori tumbukan.

Bab 3

Laju Reaksi

Tujuan Pembelajaran

Setelah melakukan percobaan, diharapkan siswa mampu:

1. Menuliskan ungkapan laju reaksi.
2. Menentukan orde reaksi berdasarkan hasil percobaan.
3. Menggambarkan grafik laju reaksi.
4. Menjelaskan penerapan laju reaksi dalam industri kimia.

Reaksi-reaksi kimia berlangsung dengan laju yang beraneka ragam. Ada reaksi yang lambat dan ada pula reaksi yang cepat. Perkaratan besi, reaksi-reaksi kimia dalam tubuh, dan reaksi antara bahan cat dan oksigen merupakan contoh reaksi yang berlangsung lambat. Reaksi antara larutan asam dan basa atau reaksi pembakaran campuran bensin dan udara di dalam mesin kendaraan bermotor merupakan contoh reaksi yang sangat cepat.

Hal apa yang dijadikan ukuran untuk menentukan laju reaksi dan mengapa ada reaksi yang cepat dan lambat? Konsep laju reaksi dan faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi akan menjawab pertanyaan itu. Selanjutnya, teori laju reaksi akan memberikan gambaran tentang jalannya reaksi dan akan menjelaskan alasan-alasan mengapa berbagai faktor dapat memengaruhi laju reaksi.

Pengetahuan tentang laju reaksi sangat bermanfaat bagi kegiatan (industri) yang menggunakan berbagai reaksi kimia dalam proses produksinya. Karena waktu, tenaga, dan biaya sangat berarti, maka laju reaksi yang cepat dan terkendali akan menguntungkan industri tersebut.

Dalam bab ini akan dibahas berbagai hal tentang laju reaksi.



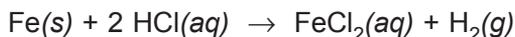
A. Pengertian Laju Reaksi

Kata laju mempunyai hubungan dengan selang waktu. Apabila waktu yang diperlukan singkat, berarti lajunya besar. Sebaliknya, jika selang waktunya panjang, dikatakan bahwa lajunya kecil. Jadi, laju berbanding terbalik dengan waktu.

Reaksi kimia menyatakan perubahan suatu zat menjadi zat lain, yaitu perubahan suatu pereaksi menjadi hasil reaksi. Perubahan ini dinyatakan dalam sebuah persamaan reaksi. Di dalam sebuah persamaan reaksi, jumlah relatif zat-zat pereaksi dan hasil reaksi dapat dilihat dari koefisien reaksinya.

Contoh:

Pada percobaan serbuk besi yang dibubuhkan pada larutan HCl terjadi reaksi sebagai berikut.



Perubahan diamati selama 10 menit ditilik dari pengukuran banyaknya sisa Fe dan hasil gas H_2 yang diperoleh, diperoleh data sebagai berikut.

Zat	Permulaan	Selang waktu	Akhir	Perubahan
Reaktan Fe	10 gram	10 menit	4,4 gram	telah bereaksi sebanyak 5,6 gram atau 0,1 mol
Produk H_2	0 liter	10 menit	2,24 liter	terbentuk 2,24 liter H_2 atau 0,1 mol

Ditilik dari laju terpakainya Fe tiap detik:

Laju reaksi = laju bereaksinya Fe

$$\begin{aligned} &= \frac{\text{jumlah Fe yang bereaksi}}{\text{selang waktu}} \\ &= \frac{0,1 \text{ mol}}{600 \text{ detik}} = 0,000167 \text{ mol detik}^{-1} \end{aligned}$$

Ditilik dari laju terbentuknya gas H₂ tiap detik:

$$\begin{aligned}\text{Laju reaksi} &= \text{laju terbentuknya gas H}_2 \\ &= \frac{\text{jumlah H}_2 \text{ yang terbentuk}}{\text{selang waktu}} \\ &= \frac{0,1 \text{ mol}}{600 \text{ detik}} = 0,000167 \text{ moldetik}^{-1}\end{aligned}$$

Berlaku hubungan:

$$\text{Laju reaksi} = \frac{\text{perubahan konsentrasi}}{\text{selang waktu}}$$

Laju reaksi didefinisikan sebagai perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi persatuan waktu. Atau dapat juga didefinisikan sebagai banyaknya mol zat per liter (untuk gas atau larutan) yang berubah menjadi zat lain dalam satu satuan waktu. Konsep laju reaksi dapat dirumuskan, sebagai berikut.

$$r = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

r = laju reaksi

Δc = perubahan konsentrasi

Δt = perubahan waktu

Contoh:

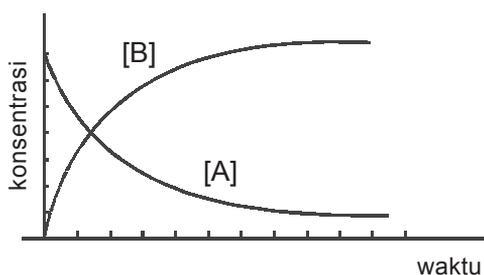
Pada reaksi A menjadi B diketahui bahwa konsentrasi A mula-mula 8 M, setelah 3 detik menjadi 2 M. Tentukan laju reaksinya!

$$\text{Jawab: } \Delta c = (8 - 2) M = 6 M$$

$$\Delta t = 3 \text{ detik}$$

$$\begin{aligned}r &= \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{6}{3} \\ &= 2 \text{ M/detik}\end{aligned}$$

Hubungan perubahan konsentrasi dan waktu untuk reaksi perubahan A menjadi B dapat digambarkan ke dalam bentuk diagram berikut ini.



Gambar 3.2 Diagram laju reaksi

- Pada awal reaksi $[A]$ maksimal, sedangkan $[B] = 0$ (zat B belum terbentuk).
- Laju reaksi pada tahap awal berlangsung cepat karena $[A]$ makin kecil. Sebaliknya, $[B]$ mula-mula kecil, makin lama makin besar.



B. Faktor-faktor yang Memengaruhi Laju Reaksi

Proses berlangsungnya reaksi kimia dipengaruhi oleh beberapa faktor. Faktor-faktor ini akan memengaruhi jumlah tumbukan antarmolekul dari zat-zat yang bereaksi. Suatu reaksi akan berlangsung lebih cepat jika tumbukan antarpartikel dari zat-zat pereaksi lebih sering terjadi dan lebih banyak. Sebaliknya, reaksi akan berlangsung lebih lambat jika hanya sedikit partikel dari zat-zat pereaksi yang bertumbukan.

Beberapa faktor yang memengaruhi laju reaksi, antara lain:

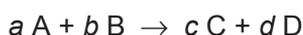
1. konsentrasi;
2. luas permukaan sentuhan;
3. temperatur;
4. katalis.

1. Pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi

Laju reaksi dari berbagai reaksi biasanya berbeda-beda, ada yang cepat dan ada yang lambat. Salah satu faktor yang memengaruhi laju reaksi di antaranya adalah konsentrasi pereaksi.

Persamaan laju reaksi merupakan persamaan aljabar yang menyatakan hubungan laju reaksi dengan konsentrasi pereaksi. Persamaan laju reaksi atau hukum laju reaksi dapat diperoleh dari serangkaian eksperimen atau percobaan. Dalam setiap percobaan, konsentrasi salah satu pereaksi diubah-ubah, sedangkan konsentrasi pereaksi lain dibuat tetap.

Secara umum ditulis menurut persamaan reaksi sebagai berikut.



dan persamaan laju reaksinya:

$$r = k [A]^m [B]^n$$

r = laju reaksi

k = tetapan laju reaksi

m, n = orde (tingkat) reaksi pada pereaksi A dan B

Orde reaksi hanya dapat ditentukan secara eksperimen. Orde reaksi pada reaksi keseluruhan disebut *orde reaksi total*. Besarnya orde reaksi total adalah jumlah semua orde reaksi pereaksi. Jadi, orde reaksi total (orde reaksi) pada reaksi tersebut adalah $m + n$.

Berikut ini terdapat beberapa contoh reaksi dan rumus laju reaksi yang diperoleh dari hasil eksperimen.

Reaksi	Rumus laju reaksi hasil eksperimen
$2 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{NO}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{I}_2]$
$2 \text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{HI}]^2$
$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{S}(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{SO}_2]$
$2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^2$

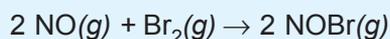
Berdasarkan persamaan laju reaksi dapat ditentukan tingkat (orde) reaksi.

Contoh:

Untuk reaksi $2 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$ dengan persamaan laju reaksi $r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$, mempunyai tingkat (orde) pertama terhadap H_2 dan tingkat (orde) kedua terhadap NO , sehingga keseluruhan merupakan tingkat (orde) ketiga.

Contoh soal:

Pada temperatur 273 °C, gas brom dapat bereaksi dengan nitrogen monoksida menurut persamaan reaksi:



Data hasil eksperimen dari reaksi itu adalah sebagai berikut.

Per-cobaan	Konsentrasi awal (mol.L ⁻¹)		Laju reaksi (mol.L ⁻¹ detik ⁻¹)
	NO	Br	
1	0,1	0,05	6
2	0,1	0,10	12
3	0,1	0,20	24
4	0,2	0,05	24
5	0,3	0,05	54

Tentukan:

- tingkat reaksi terhadap NO ;
- tingkat reaksi terhadap Br_2 ;
- tingkat reaksi total;
- persamaan laju reaksinya;
- tetapan laju reaksi (k)!

Penyelesaian:

Misal persamaan laju reaksi: $r = k \cdot [\text{NO}]^m \cdot [\text{Br}_2]^n$

- Untuk menentukan tingkat reaksi terhadap NO digunakan $[\text{Br}_2]$ yang sama, yaitu percobaan 1 dan 4.

$$\frac{r_1}{r_4} = \frac{[\text{NO}]_1^m}{[\text{NO}]_4^n}$$

$$\frac{6}{24} = \left(\frac{0,1}{0,2}\right)^m$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^m$$

$$m = 2$$

Tingkat reaksi terhadap NO = 2

- b. Untuk menentukan tingkat reaksi terhadap Br₂ digunakan [NO] yang sama, yaitu percobaan 1 dan 2.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{[\text{Br}_2]_1^n}{[\text{Br}_2]_2^n}$$

$$\frac{6}{12} = \left(\frac{0,05}{0,10}\right)^n$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{[\text{NO}]_1^m}{[\text{NO}]_4^n}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^n$$

$$n = 1$$

Tingkat reaksi terhadap Br₂ = 1

- c. Tingkat reaksi total = $m + n = 2 + 1 = 3$

- d. Persamaan reaksi:

$$r = k [\text{NO}]^m \cdot [\text{Br}_2]^n$$

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

- e. Untuk menentukan harga k , dapat diambil salah satu data hasil percobaan, misalnya data percobaan 1.

$$r_1 = k [\text{NO}]_1^2 \cdot [\text{Br}_2]_1$$

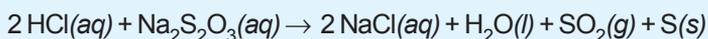
$$k = \frac{r_1}{[\text{NO}]_1^2 \cdot [\text{Br}_2]_1} = \frac{6 \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}}{(0,1)^2 (0,05) (\text{molL}^{-1})^2 \cdot (\text{molL}^{-1})}$$

$$k = 1,2 \times 10^4 \text{ mol}^{-2}\text{L}^{-2}\text{s}^{-1}$$

Laju Reaksi

Tujuan:

Menentukan tingkat reaksi terhadap pereaksi untuk reaksi antara larutan asam klorida dengan larutan natrium tiosulfat menurut reaksi sebagai berikut.

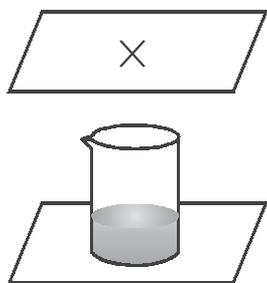


Alat dan Bahan

Alat dan Bahan	Ukuran satuan	Jumlah
Gelas kimia	100 mL	3
Silinder ukur	25 mL	2
Jam/stop-watch	-	1
Larutan HCl	2 M	70 mL
Larutan Na ₂ S ₂ O ₃	0,1 M	100 mL

Cara Kerja

1. Buatlah tanda silang dengan tinta hitam pada sehelai kertas, kemudian letakkan sebuah gelas kimia di atas tanda silang tersebut. Ukur 10 mL larutan HCl 2 M dan masukkan ke dalam gelas kimia tersebut.
2. Dengan silinder ukur yang lain, ambillah 20 mL larutan natrium tiosulfat 0,1 M. Kemudian tuangkan ke dalam gelas kimia yang berisi larutan HCl di atas. Catat waktu sejak penuangan sampai tanda silang tidak tampak.
3. Ulangi percobaan di atas dengan menggunakan larutan Na₂S₂O₃ yang telah diencerkan seperti tertera dalam tabel 3.1 dan lengkapi datanya dari hasil percobaanmu.
4. Ulangi percobaan dengan menggunakan larutan HCl yang diencerkan dengan berbagai volume, sementara larutan Na₂S₂O₃ volumenya tetap seperti tertera pada tabel 3.2.



Gambar 3.3

Hasil Pengamatan

Tabel 3.1

Volume HCl 2 M (mL)	Volume (mL)			[Na ₂ S ₂ O ₃] awal	waktu (detik)	$\frac{1}{\text{waktu}}$
	Na ₂ S ₂ O ₃	Air	Jumlah			
10	20	0	30
10	15	5	30
10	10	10	30
10	5	15	30

Tabel 3.2

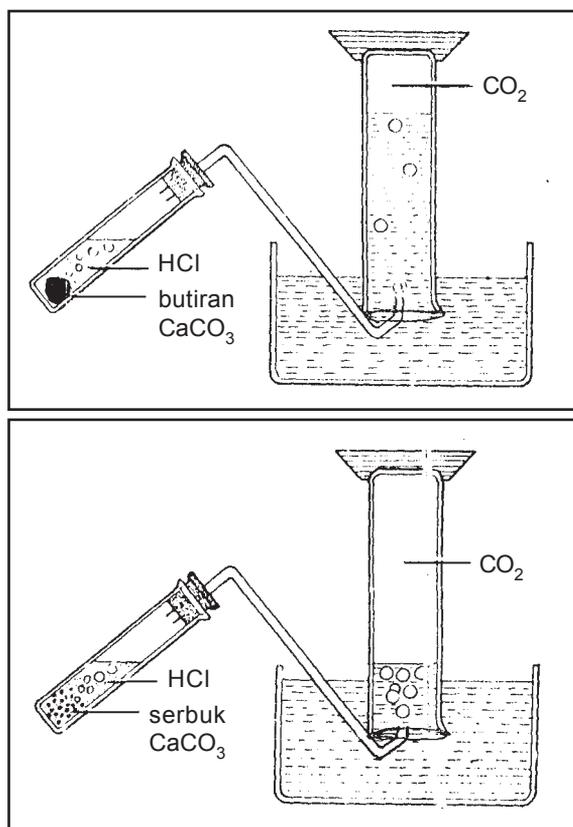
Volume Na ₂ S ₂ O ₃ (mL)	Volume (mL)			[HCl] awal	waktu (detik)	$\frac{1}{\text{waktu}}$
	HCl 2 M	Air	Jumlah			
10	20	0	30
10	15	5	30
10	10	10	30
10	5	15	30

Kesimpulan

Dengan menjawab beberapa pertanyaan berikut ini diharapkan kamu dapat menarik kesimpulan yang benar.

- Buatlah grafik $\frac{1}{\text{waktu}}$ (sumbu Y) terhadap konsentrasi Na₂S₂O₃ (sumbu X)!
 - Bagaimana hubungan matematis antara $\frac{1}{\text{waktu}}$ dengan konsentrasi natrium tiosulfat?
 - Berapa tingkat reaksi (orde reaksi) terhadap Na₂S₂O₃?
- Buatlah grafik $\frac{1}{\text{waktu}}$ terhadap konsentrasi HCl!
 - Bagaimana hubungan matematis antara $\frac{1}{\text{waktu}}$ terhadap [HCl]?
 - Berapa tingkat reaksi terhadap HCl?
- Berapa tingkat reaksi totalnya?
- Tuliskan persamaan laju reaksi di atas!
- Buatlah kesimpulan dari percobaan di atas!

2. Luas permukaan sentuhan



Gambar 3.4 Pengaruh luas permukaan pada laju reaksi

Luas permukaan sentuhan antara zat-zat yang bereaksi merupakan suatu faktor yang memengaruhi kecepatan reaksi bagi campuran pereaksi yang *heterogen*, misalnya antara zat padat dan gas, zat padat dengan larutan, dan dua macam zat cair yang tak dapat campur. Reaksi kimia dapat berlangsung jika molekul-molekul, atom-atom, atau ion-ion dari zat-zat pereaksi terlebih dahulu bertumbukan. Hal ini terjadi jika antara zat-zat yang akan bereaksi terjadi kontak. Semakin luas permukaan sentuhan antara zat-zat yang bereaksi, semakin banyak molekul-molekul yang bertumbukan dan semakin cepat reaksinya.

Pada reaksi antara zat padat dan gas atau antara zat padat dan larutan, kontak terjadi di permukaan zat padat itu. Kontak yang terjadi antara dua zat cair yang tidak dapat bercampur terjadi pada bidang batas antara kedua macam zat cair tersebut.

Untuk membuktikan pengaruh luas permukaan sentuhan antara zat-zat yang bereaksi terhadap laju reaksinya, dapat diambil contoh reaksi antara pualam dan larutan HCl yang berlangsung menurut persamaan sebagai berikut.



Pada percobaan pertama digunakan CaCO_3 berbentuk butiran dan pada percobaan kedua digunakan CaCO_3 berupa serbuk. Harus diperhatikan bahwa pada kedua percobaan itu massa CaCO_3 dan konsentrasi larutan HCl yang digunakan harus sama. Perbedaan kecepatan reaksi tersebut dapat diketahui dengan membandingkan volume gas CO_2 yang terbentuk selama selang waktu tertentu yang sama.

Ternyata volume CO_2 yang dihasilkan pada percobaan pertama lebih sedikit daripada yang diperoleh pada percobaan kedua. Hal ini membuktikan bahwa laju reaksi yang menggunakan serbuk CaCO_3 lebih besar daripada yang menggunakan butiran CaCO_3 .

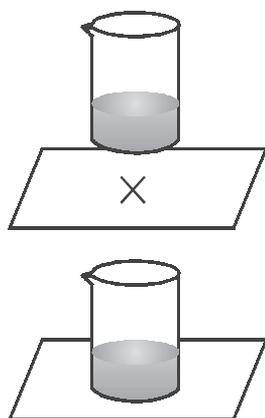
Data hasil eksperimen tercantum dalam tabel di bawah ini.

Percobaan	HCl 3 M (mL)	Pualam (0,3 g)	Waktu (sekon)
1	5	butiran sebesar pasir	35
2	5	satu keping	60

Berdasarkan data tersebut dapat disimpulkan bahwa pualam berbentuk butiran lebih cepat bereaksi dengan larutan HCl daripada pualam berbentuk kepingan. Dalam massa yang sama, pualam butiran mempunyai luas permukaan sentuhan lebih besar daripada luas permukaan satu keping pualam.

Pada sistem heterogen, laju reaksi dipengaruhi pula oleh luas permukaan sentuhan pereaksi. Untuk pereaksi yang berwujud padat makin diperkecil ukuran partikel makin besar jumlah luas permukaannya, makin cepat reaksi berlangsung. Dalam kehidupan sehari-hari pengaruh luas permukaan sentuhan pereaksi dapat ditunjukkan bahwa kayu yang dipotong-potong kecil lebih cepat rusak daripada kayu balokan.

3. Pengaruh temperatur



Gambar 3.5

Tujuan:

Menyelidiki pengaruh temperatur terhadap laju reaksi antara larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dengan larutan HCl.

Langkah Kerja:

1. Sediakan 20 cm^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $0,2 \text{ M}$ dalam gelas kimia, panaskan sampai temperatur $30 \text{ }^\circ\text{C}$. Letakkan pada kertas bertanda silang.
2. Tambahkan 20 cm^3 HCl 2 M pada larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Catat waktunya saat penambahan sampai tanda silang tidak kelihatan.
3. Ulangi percobaan pada temperatur $40 \text{ }^\circ\text{C}$ dan $50 \text{ }^\circ\text{C}$.

Tabel Pengamatan:

Percobaan	Temperatur $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Waktu yang digunakan (detik)
1
2
3

Pertanyaan:

Berdasarkan percobaan di atas, bagaimana pengaruh temperatur terhadap laju reaksi?

Contoh data pengamatan suatu percobaan diperoleh data sebagai berikut.

Gelas kimia	I	II	III
Temperatur ($^\circ\text{C}$)	27	37	47
Waktu (detik)	30	15	7,5

Berdasarkan data tersebut disimpulkan bahwa makin tinggi temperatur pereaksi, makin cepat laju reaksinya. Untuk setiap kenaikan temperatur sebesar 10 °C laju reaksi menjadi dua kali lebih cepat dari semula.

Laju reaksi bergantung pada temperatur, hal ini ditunjukkan dalam hukum laju reaksi melalui tetapan laju yang diperoleh dengan mengubah temperatur secara bervariasi. Hampir dalam setiap hal, laju reaksi bertambah dengan naiknya temperatur.

4. Pengaruh katalis

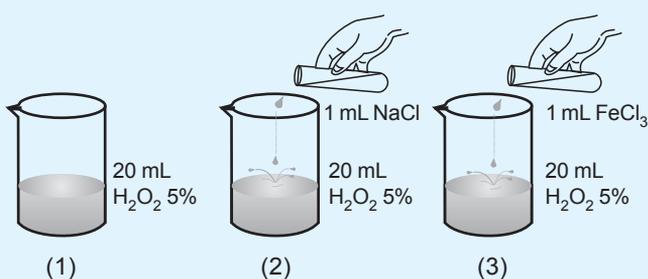
Katalis dapat mempengaruhi laju reaksi. Umumnya katalis dapat meningkatkan laju reaksi tetapi tidak mengalami perubahan yang kekal dalam reaksi itu. Bagaimana kerja katalis dan mengapa katalis dapat meningkatkan laju reaksi? Untuk lebih jelas lakukan percobaan berikut ini.



Tujuan:

Pada percobaan ini akan diselidiki pengaruh katalis pada reaksi penguraian H_2O_2 menjadi H_2O dan O_2 .

Cara Kerja:



Tabel Pengamatan:

1. Bandingkan jumlah gas yang terbentuk pada percobaan (1), (2), dan (3)!
2. Bagaimana warna FeCl_3 sebelum direaksikan?
3. Bagaimana warna FeCl_3 selama reaksi berlangsung dan setelah reaksi?

Pertanyaan:

Berdasarkan percobaan tersebut, jawablah pertanyaan berikut!

1. Percobaan manakah yang reaksinya berlangsung paling cepat?
2. Zat apakah yang memengaruhinya?
3. Apakah zat tersebut berubah pada saat bereaksi? Jelaskan!
4. Zat tersebut diberi nama katalis. Apakah yang dimaksud katalis?

Berdasarkan teori tumbukan, katalis berperan menurunkan energi aktivasi. Katalis mengubah langkah reaksi dari yang energi aktivasinya tinggi ke arah reaksi dengan energi aktivasi lebih rendah.



C. Teori Tumbukan

Reaksi kimia terjadi sebagai akibat tumbukan antara molekul-molekul. Jumlah tumbukan antara molekul-molekul per satuan waktu disebut frekuensi tumbukan. Besar frekuensi tumbukan ini dipengaruhi oleh berbagai faktor antara lain:

1. konsentrasi;
2. suhu, dan
3. luas permukaan bidang sentuh.

Semakin besar konsentrasi suatu larutan, semakin banyak molekul yang terkandung di dalamnya. Dengan demikian, semakin sering terjadi tumbukan di antara molekul-molekul tersebut. Hal itu berarti hanya sebagian dari tumbukan molekul yang menghasilkan reaksi. Keadaan itu didasarkan pada 2 faktor, yaitu:

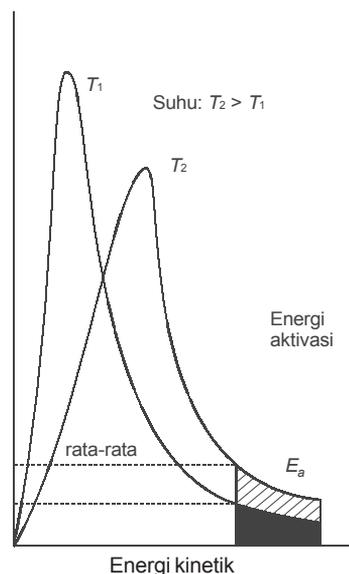
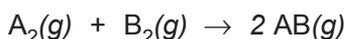
1. hanya molekul-molekul yang lebih energik yang akan menghasilkan reaksi sebagai hasil tumbukan;
2. kemungkinan suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi kimia tergantung dari orientasi molekul yang bertumbukan.

Energi minimum yang harus dimiliki molekul untuk dapat bereaksi disebut *energi pengaktifan* (E_a). Berdasarkan teori kinetik gas, molekul-molekul gas dalam satu wadah tidak mempunyai energi kinetik yang sama, tetapi bervariasi seperti ditampilkan pada gambar 3.6 di samping.

Pada suhu yang lebih tinggi (T_2), fraksi molekul yang mencapai energi pengaktifan sebesar x_2 , distribusi energi melebar. Energi kinetik molekul rata-rata meningkat dengan kenaikan suhu sehingga lebih banyak molekul yang memiliki energi lebih besar dari energi pengaktifan. Akibatnya, reaksi makin sering terjadi dan laju reaksi juga semakin meningkat.

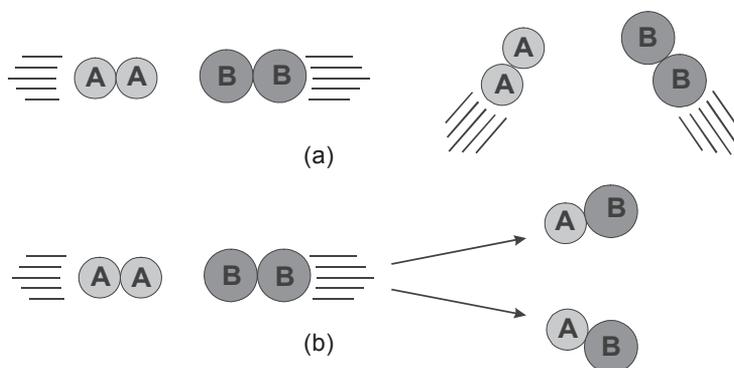
Laju reaksi kimia tergantung pada hasil kali frekuensi tumbukan dengan fraksi molekul yang memiliki energi sama atau melebihi energi pengaktifan. Karena fraksi molekul yang teraktifkan biasanya sangat kecil, maka laju reaksi jauh lebih kecil daripada frekuensi tumbukannya sendiri. Semakin tinggi nilai energi pengaktifan, semakin kecil fraksi molekul yang teraktifkan dan semakin lambat reaksi berlangsung.

Perhatikan contoh reaksi berikut.



Gambar 3.6 Distribusi energi molekul-molekul gas

Menurut pengertian teori tumbukan, selama tumbukan antara molekul A_2 dan B_2 (dianggap) ikatan A–A dan B–B putus dan terbentuk ikatan A–B. Pada gambar 3.7 ditunjukkan bahwa anggapan itu tidak selamanya berlaku untuk setiap tumbukan.



Gambar 3.7 Tumbukan molekul dan reaksi kimia
 (a) Tumbukan yang tidak memungkinkan terjadinya reaksi.
 (b) Tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi.

Molekul-molekul harus mempunyai orientasi tertentu agar tumbukan efektif untuk menghasilkan reaksi kimia. Pada gambar 3.7 ditunjukkan bahwa jumlah tumbukan yang orientasinya tidak memungkinkan terjadi reaksi umumnya lebih banyak daripada jumlah tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi. Hal itu berarti peluang suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi umumnya kecil.

1. Luas permukaan sentuhan

Makin luas permukaan sentuhan antara zat-zat pereaksi, makin banyak molekul-molekul pereaksi yang bertumbukan. Dengan demikian, kemungkinan terjadi reaksi semakin besar sehingga reaksi lebih cepat berlangsung.

2. Sifat kimia pereaksi

Senyawa-senyawa ion lebih cepat bereaksi daripada senyawa-senyawa kovalen. Pada setiap tumbukan yang terjadi antara ion positif dan ion negatif selalu dihasil-

kan reaksi sebab tidak ada energi tumbukan yang diperlukan untuk memutuskan ikatan terlebih dahulu. Lain halnya dengan reaksi antara senyawa-senyawa kovalen yang tidak setiap tumbukan dapat menghasilkan reaksi.

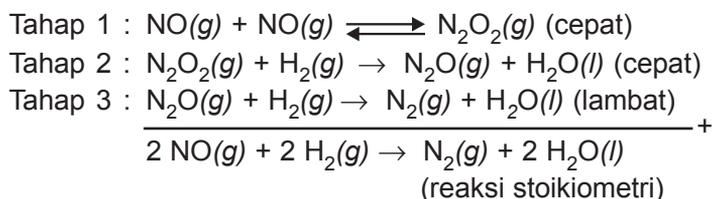
3. Konsentrasi

Dalam konsentrasi yang besar, jumlah partikel per satuan volume juga besar. Kemungkinan terjadinya tumbukan antarpartikel di dalamnya lebih besar jika dibandingkan dengan yang terjadi pada konsentrasi yang rendah. Dengan demikian makin besar konsentrasi zat yang bereaksi, makin banyak partikel yang bereaksi per satuan waktu dan makin besar laju reaksinya.

Pada beberapa jenis reaksi, perbesaran konsentrasi pereaksi tidak selalu mempercepat reaksi atau perbesaran konsentrasi tidak sebanding dengan perbesaran laju reaksinya. Hal ini dijelaskan dengan teori tumbukan sebagai berikut.

Agar pereaksi dapat bereaksi, terlebih dahulu harus terjadi tumbukan antara partikel-partikel zat pereaksi tersebut. Pada reaksi sederhana, yaitu reaksi yang berlangsung satu tahap, perubahan konsentrasi pereaksi sebanding dengan perubahan kecepatan reaksinya. Misalnya, pada reaksi sederhana $A + B \rightarrow C$ jika konsentrasi A dijadikan 2 kali dan konsentrasi B tetap, maka laju reaksi akan menjadi 2 kali pula. Demikian pula, jika konsentrasi B dijadikan 2 kali dan konsentrasi A tetap. Pada reaksi yang tidak sederhana, tumbukan antara partikel-partikel pereaksi tidak langsung menghasilkan hasil akhir. Reaksi ini dapat terjadi pada reaksi yang melibatkan satu jenis pereaksi atau lebih. Reaksi yang melibatkan lebih dari dua partikel seperti dalam reaksi $2 H_2 + 2 NO \rightarrow N_2 + 2 H_2O$ tidak mungkin terjadi karena tumbukan sekaligus antara 4 partikel pada satu titik dan satu saat yang sama. Tumbukan hanya mungkin terjadi antara dua partikel. Oleh karena itu, diperkirakan bahwa reaksi yang tidak sederhana berjalan tahap demi tahap yang

pada setiap tahap hanya terjadi tumbukan antara dua partikel. Pada contoh reaksi di atas, diperkirakan reaksi berjalan melalui tahap-tahap sebagai berikut.



Tiap-tiap tahap merupakan reaksi sederhana. Rangkaian tahap-tahap yang menerangkan jalannya suatu reaksi dari awal hingga akhir disebut *mekanisme reaksi*.

Setiap tahap mempunyai laju reaksi yang berbeda. Seringkali ditemukan bahwa di antara tahap-tahap reaksi dalam mekanisme reaksi terdapat satu tahap dengan laju yang relatif rendah. Dalam hal ini, laju reaksi secara keseluruhan ditentukan oleh tahap yang lambat atau dengan kata lain tahap yang paling lambat dalam suatu mekanisme reaksi merupakan *tahap penentu laju reaksi*.

Pada mekanisme reaksi tersebut, tahap ketiga merupakan tahap yang menentukan laju reaksi keseluruhan.

$$r = k \cdot [\text{N}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2]$$

Oleh karena N_2O tidak terdapat dalam reaksi stoikiometri, maka konsentrasi N_2O pada persamaan laju reaksi harus dieliminasi. Hal ini dapat dilakukan dengan memperhatikan reaksi tahap 1. Reaksi tahap 1 merupakan reaksi yang berjalan dua arah dengan laju yang sama (reaksi kesetimbangan).

$$\begin{aligned} r_{\text{ke kanan}} &= r_{\text{ke kiri}} \\ r_{\text{ke kanan}} &= k' \cdot [\text{NO}]^2 \\ r_{\text{ke kiri}} &= k'' \cdot [\text{N}_2\text{O}_2] \\ k' \cdot [\text{NO}]^2 &= k'' \cdot [\text{N}_2\text{O}_2] \end{aligned}$$

Berdasarkan stoikiometri reaksi tahap 2, dapat dilihat bahwa $[N_2O_2]$ sama dengan $[N_2O]$

$$k \cdot [NO]^2 = k'' \cdot [N_2O]$$

$$[N_2O] = k'/k'' \cdot [NO]^2$$

Jadi, $r = k \cdot k'/k'' \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$ atau jika $k \cdot k'/k'' = K$, maka $r = K \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$

Reaksi merupakan orde ketiga dan ini sesuai dengan hasil eksperimen.

4. Suhu

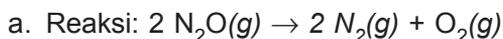
Kenaikkan suhu mempercepat reaksi karena dengan kenaikan suhu gerakan partikel semakin cepat. Energi kinetik partikel-partikel semakin bertambah sehingga makin banyak terjadi tumbukan yang efektif. Dengan demikian, makin banyak partikel-partikel yang bereaksi.

5. Katalis

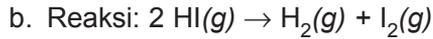
Katalis adalah zat yang dapat meningkatkan laju reaksi tanpa mengakibatkan perubahan kimia yang kekal bagi zat itu sendiri. Setelah reaksi kimia berlangsung, katalis terdapat kembali dalam keadaan dan jumlah yang sama dengan sebelum reaksi.

Telah dijelaskan bahwa agar terjadi reaksi, partikel-partikel zat harus memiliki energi minimum tertentu yang disebut energi pengaktifan. Dalam hal ini, katalis berfungsi untuk menurunkan sejumlah energi pengaktifan agar reaksi dapat berlangsung.

Berikut ini diberikan contoh pengaruh katalis terhadap energi pengaktifan suatu reaksi.

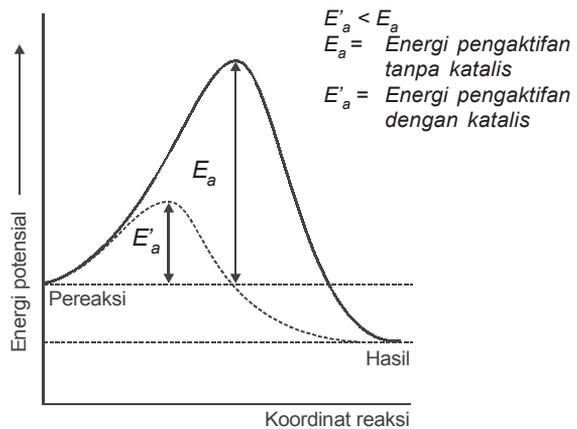


Reaksi ini membutuhkan energi pengaktifan sebesar 247 kJ jika tanpa katalis. Akan tetapi, dengan memberikan logam platina (Pt) sebagai katalis, energi pengaktifannya berkurang menjadi 138 kJ.



Reaksi ini membutuhkan energi pengaktifan sebesar 184 kJ jika tanpa katalis. Akan tetapi, dengan memberikan logam emas (Au) sebagai katalis, energi pengaktifannya berkurang menjadi 59 kJ.

Peranan katalis dalam menurunkan energi pengaktifan ditunjukkan pada gambar 3.8.



Gambar 3.8 Katalis menurunkan energi pengaktifan sehingga memperbesar laju reaksi

Jenis katalis

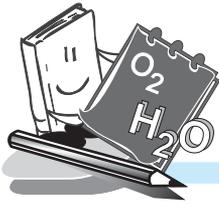
Katalis digolongkan sebagai katalis homogen dan heterogen. Katalis homogen adalah katalis yang memiliki fase yang sama dengan pereaksi dan bekerja melalui penggabungan dengan molekul atau ion pereaksi membentuk keadaan 'antara'. Keadaan antara ini bergabung dengan pereaksi lainnya membentuk produk dan setelah produk dihasilkan, katalis melakukan regenerasi sebagai zat semula.

Suatu katalis heterogen adalah katalis yang berbeda fase dengan pereaksi dan produk. Katalis ini biasanya padatan dalam pereaksi gas atau cairan, dan reaksi terjadi pada permukaan katalis heterogen. Untuk alasan ini, katalis biasanya dipecah-pecah menjadi butiran halus.



Rangkuman

1. Laju reaksi adalah laju perubahan konsentrasi pereaksi atau produk. Kita dapat mendefinisikan laju reaksi dalam bentuk perubahan konsentrasi setiap pereaksi atau produk, dan kita dapat menghubungkan berbagai definisi ini melalui stoikiometri reaksi.
2. Hukum laju adalah suatu persamaan yang menunjukkan hubungan antara laju reaksi tertentu dengan konsentrasi pereaksinya. Umumnya, hukum laju berbentuk
$$r = k [X]^a [Y]^b [Z]^c$$
 k adalah tetapan laju, $[X]$, $[Y]$, $[Z]$ adalah konsentrasi pereaksi, dan a , b , c adalah orde reaksi.
3. a. Orde reaksi merupakan jumlah keseluruhan orde pereaksi, yang dapat berharga 0, 1, 2, dan pecahan atau negatif.
b. Orde reaksi tidak ada hubungan dengan koefisien stoikiometri pereaksi.
4. Mekanisme reaksi adalah urutan kejadian molekuler yang menghasilkan perubahan kimia secara keseluruhan. Tahap-tahap mekanisme dinamakan reaksi elementer yang orde kinetiknya cocok dengan kemolekularitasannya.
5. Tahap reaksi elementer dalam mekanisme reaksi yang menentukan laju reaksi adalah tahap yang paling lambat. Dengan kata lain, tahap paling lambat adalah tahap penentu laju reaksi.
6. Laju reaksi dalam sistem heterogen bergantung pada luas permukaan antara dua fase yang bersentuhan.
7. Katalis meningkatkan laju reaksi tanpa turut bereaksi. Konsentrasi katalis dalam sistem homogen diperhitungkan dalam persamaan laju. Dalam sistem heterogen, atau permukaan katalis, katalis berbeda fase dengan pereaksi.
8. Katalis homogen melakukan pengaruh kinetiknya dengan cara mengubah tahap penentu laju dalam mekanisme reaksi menjadi lebih cepat, dan pada akhir reaksi katalis diperoleh kembali.
9. Dalam katalis heterogen, molekul pereaksi diserap secara kimiawi pada pusat aktif di permukaan katalis, selanjutnya molekul bereaksi dan produk reaksi berdifusi dari permukaan.



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

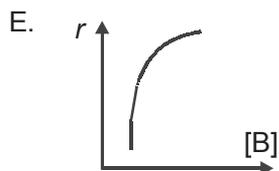
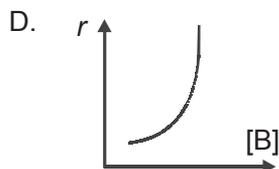
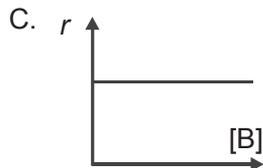
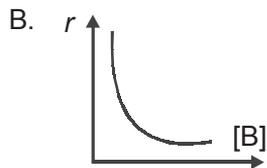
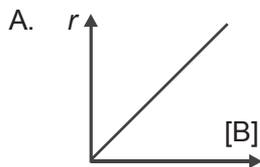
- Pernyataan yang benar tentang laju reaksi adalah
 - berubahnya jumlah zat pereaksi
 - berubahnya jumlah zat hasil reaksi
 - bertambahnya zat reaktan tiap satuan waktu
 - berkurangnya zat hasil tiap satuan waktu
 - berkurangnya zat reaktan atau bertambahnya zat hasil tiap satuan waktu
- Berikut ini faktor yang memengaruhi laju reaksi, *kecuali*
 - konsentrasi zat
 - temperatur
 - luas permukaan
 - katalisator
 - warna zat
- Laju reaksi yang paling cepat terdapat pada
 - 250 mL HCl 0,5 M + 250 mL NaOH 0,5 M
 - 250 mL HCl 0,4 M + 250 mL NaOH 0,4 M
 - 250 mL HCl 0,3 M + 250 mL NaOH 0,3 M
 - 500 mL HCl 0,2 M + 500 mL NaOH 0,2 M
 - 500 mL HCl 0,1 M + 500 mL NaOH 0,1 M
- Reaksi $A \rightarrow B$ mempunyai laju reaksi = a pada suhu 25 °C. Bila setiap suhu naik 10 °C laju reaksi menjadi 3 kalinya, maka laju reaksi pada suhu 55 °C adalah sebesar
 - 3a
 - 8a
 - 9a
 - 27a
 - 30a
- Data percobaan:

No.	Logam Mg	[HCl]	Suhu
1	Batangan	0,1 M	20 °C
2	Butiran	0,1 M	20 °C
3	Butiran	0,2 M	30 °C
4	Serbuk	0,2 M	30 °C
5	Batangan	0,2 M	30 °C

Laju reaksi yang paling cepat adalah
 - 1
 - 2
 - 3
 - 4
 - 5

6. Satuan tetapan kecepatan reaksi untuk reaksi orde dua adalah
- $\text{mol}^{-1} \text{ liter}^{+1} \text{ detik}^{-1}$
 - $\text{mol}^2 \text{ liter}^{-1} \text{ detik}^{-1}$
 - $\text{mol}^2 \text{ liter}^{-2} \text{ detik}^{-1}$
 - $\text{mol}^2 \text{ liter}^{+1} \text{ detik}^{-1}$
 - $\text{mol}^{-1} \text{ liter}^{+1} \text{ detik}^{-1}$
7. Konsentrasi dinaikkan atau diturunkan, tetapi laju reaksi tidak berubah atau tetap, maka orde reaksinya adalah
- 0
 - 1
 - 2
 - $2\frac{1}{2}$
 - 3
8. Senyawa yang bertindak sebagai inhibitor adalah
- MnO_2
 - V_2O_5
 - CO
 - NO/ NO_2
 - Pt/Ni
9. Reaksi berikut yang mempunyai laju reaksi paling cepat adalah
- 3 gram batang Mg + larutan HCl 0,01 M
 - 3 gram batang Mg + larutan HCl 0,1 M
 - 3 gram serbuk Mg + larutan HCl 0,1 M
 - 3 gram serbuk Mg + larutan HCl 0,001 M
 - 3 gram serbuk Mg + larutan HCl 0,01 M
10. Untuk reaksi: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{zat hasil}$, bila diketahui:
- Konsentrasi awal A dinaikkan 2 kali lipat pada konsentrasi B yang tetap, maka laju reaksi menjadi dua kali lebih besar.
 - Konsentrasi awal A dan B masing-masing dinaikkan 2 kali lipat, maka reaksi menjadi 8 kali lebih besar.
- Maka rumusan persamaan laju reaksinya adalah
- $r = k[\text{A}]$
 - $r = k[\text{A}][\text{B}]$
 - $r = k[\text{A}]^2$
 - $r = k[\text{A}][\text{B}]^2$
 - $r = k[\text{A}]^2[\text{B}]$
11. Kenaikkan suhu akan mempercepat kecepatan reaksi karena
- kenaikkan suhu akan memperbesar energi kinetik molekul pereaksi
 - kenaikkan suhu akan memperbesar tekanan molekul pereaksi
 - kenaikkan suhu akan menaikkan energi pengaktifan zat yang bereaksi
 - kenaikkan suhu akan memperbesar konsentrasi zat yang bereaksi
 - kenaikkan suhu akan memperbesar luas permukaan zat pereaksi

12. Reaksi $2A + B \rightarrow A_2B$ adalah reaksi orde nol terhadap B, maka grafik yang menunjukkan laju reaksi awal dengan konsentrasi awal zat B adalah



13. Data hasil percobaan untuk reaksi:
 $A + B \rightarrow$ hasil

Percobaan	Massa/bentuk zat A	Konsentrasi B (molL^{-1})	t (detik)	Suhu ($^{\circ}\text{C}$)
1	5 g serbuk	0,1	20	25
2	5 g larutan	0,1	30	25
3	5 g kepingan	0,1	50	25
4	5 g larutan	0,2	15	25
5	5 g larutan	0,1	15	25

Pada percobaan 1 dan 3 laju reaksi dipengaruhi oleh faktor

- A. konsentrasi zat
B. sifat zat
C. suhu sistem
D. luas permukaan
E. jenis zat
14. Pada reaksi $2\text{NO}(g) + 2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$, diperoleh data sebagai berikut.

Nomor percobaan	Konsentrasi		Laju reaksi (Mdet^{-1})
	[NO]	[H ₂]	
1	2×10^{-3}	2×10^{-3}	4×10^{-6}
2	4×10^{-3}	2×10^{-3}	8×10^{-6}
3	6×10^{-3}	2×10^{-3}	12×10^{-6}
4	4×10^{-3}	6×10^{-3}	24×10^{-6}
5	4×10^{-3}	8×10^{-3}	32×10^{-6}

Orde reaksi di atas adalah

- A. 0 D. 3
B. 1 E. 4
C. 2

15. Pada reaksi $P + Q \rightarrow R$ diperoleh data:

Konsentrasi P (M)	Konsentrasi Q (M)	Laju reaksi M_s^{-1}
$1,2 \times 10^{-2}$	$3,2 \times 10^{-2}$	$1,4 \times 10^{-1}$
$6,0 \times 10^{-3}$	$1,6 \times 10^{-2}$	$3,5 \times 10^{-2}$
$1,2 \times 10^{-2}$	$1,6 \times 10^{-2}$	$7,0 \times 10^{-2}$

Orde reaksinya adalah

- A. 1 D. 2,5
 B. 1,5 E. 3
 C. 2

16. Orde reaksi total pada data soal nomor 15 adalah

- A. 1 D. 4
 B. 2 E. 5
 C. 3

17. Rumus laju reaksinya adalah

- A. $r = k[P][Q][R]$
 B. $r = k[P]^2[Q][R]$
 C. $r = k[P]^2[R]$
 D. $r = k[P][Q]^2[R]$
 E. $r = k[P][R]^2$

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

1. Reaksi $x \rightarrow y$ pada suhu $30^\circ C$ dengan laju reaksi $= 4 \cdot 10^{-3} \text{ Mdet}^{-1}$. Bila setiap kenaikan suhu $10^\circ C$ laju reaksi menjadi 3 kali lebih cepat, maka tentukan laju reaksi pada suhu $80^\circ C$!

2. Pada reaksi: $2 \text{ NO}(g) + \text{Br}_2(g) \rightarrow 2 \text{ NOBr}(g)$ didapat data:

No.	$[\text{NO}] \text{ M}$	$[\text{Br}_2] \text{ M}$	Laju reaksi (Mdet^{-1})
1	0,30	0,05	16
2	0,30	0,15	48
3	0,10	0,25	5,0
4	0,20	0,25	20

Tentukan:

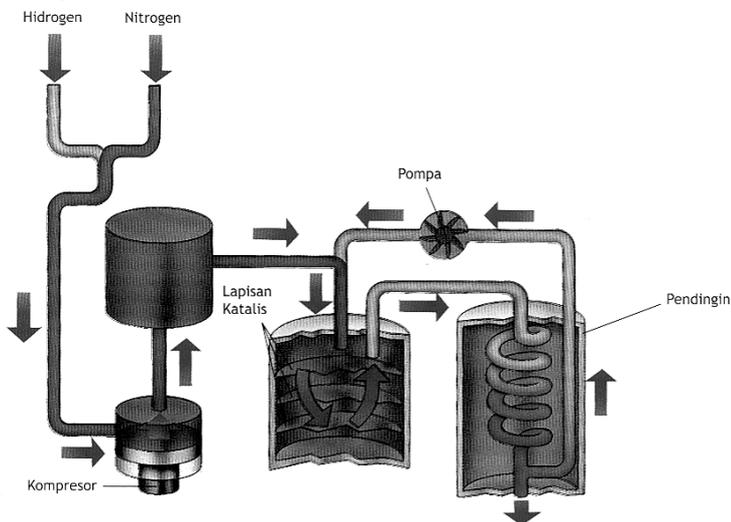
- orde reaksi terhadap NO;
 - orde reaksi terhadap Br_2 ;
 - orde total;
 - rumus laju reaksi!
- Setiap suhu naik $10^\circ C$ mengakibatkan laju reaksi 2 kali lebih cepat. Bila pada suhu $35^\circ C$ reaksi berlangsung dengan kecepatan $9 \text{ molL}^{-1} \cdot \text{det}^{-1}$, maka tentukan laju reaksinya pada suhu $75^\circ C$!
 - Apakah yang dimaksud energi pengaktifan?
 - Sebutkan 3 contoh katalisator positif!





BAB 4

KESETIMBANGAN KIMIA



Gambar 4.1 Proses kesetimbangan kimia
Sumber: Ensiklopedia Iptek

Pada bab keempat ini akan dipelajari tentang arti kesetimbangan dinamis, faktor-faktor yang memengaruhi pergeseran kesetimbangan, asas Le Chatelier, dan aplikasi kesetimbangan kimia dalam industri.

Bab 4

Keseimbangan Kimia

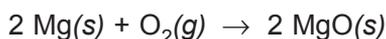
Tujuan Pembelajaran

Setelah memperoleh penjelasan dari guru, diharapkan siswa mampu:

1. Menjelaskan arti keseimbangan dinamis.
2. Menjelaskan keseimbangan homogen dan heterogen serta tetapan keseimbangan.
3. Menyimpulkan pengaruh perubahan suhu, konsentrasi tekanan, dan volume pada pergeseran keseimbangan berdasar hasil percobaan.
4. Meramalkan arah pergeseran keseimbangan dengan menggunakan asas Le Chatelier.
5. Menafsirkan data hasil percobaan pada keadaan setimbang serta menyimpulkan pengertian tetapan keseimbangan (K_c).
6. Menghitung harga K_c berdasarkan konsentrasi keseimbangan dan sebaliknya.
7. Menghitung harga K_p berdasarkan tekanan parsial.
8. Menghitung harga K_p berdasarkan K_c atau sebaliknya.

Pada bagian sebelumnya telah dipelajari bahwa suatu zat dapat bereaksi dengan zat lain yang kemudian menghasilkan zat baru. Reaksi tersebut umumnya disebut reaksi kimia yang berlangsung sampai habis. Misalnya, pita magnesium (Mg) dibakar dalam oksigen, semua magnesium akan bereaksi dengan oksigen membentuk magnesium oksida (MgO). Demikian pula jika sebutir pualam (CaCO_3) dimasukkan ke dalam larutan asam klorida (HCl) berlebihan, semua pualam akan habis bereaksi dengan asam klorida.

Reaksinya sebagai berikut.



Ada beberapa reaksi yang dapat berlangsung dua arah, contohnya pada reaksi pembuatan gas amonia.



Reaksi ini disebut juga reaksi *reversibel* atau reaksi kesetimbangan. Pada reaksi ini setiap NH_3 terbentuk akan segera terurai lagi menjadi gas H_2 dan gas N_2 . Oleh karena itu, untuk membuat produk yang dihasilkan melalui reaksi kesetimbangan diperlukan beberapa faktor untuk mengatur arah reaksi seperti: konsentrasi, suhu, tekanan, dan volume. Reaksi kesetimbangan dapat terjadi pada reaksi homogen dan reaksi heterogen.

Bagaimana reaksi tersebut dapat dijelaskan? Reaksi tersebut dapat dijelaskan apabila dipahami tentang reaksi kesetimbangan. Pemahaman ini sangat perlu sebagai dasar dalam mengamati dan melaksanakan berbagai reaksi dalam industri, seperti pembuatan asam sulfat dan gas amonia.

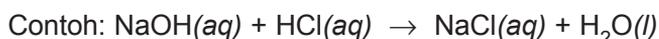
Pada bab ini kamu dapat mempelajari tentang pengertian reaksi kesetimbangan, faktor-faktor yang memengaruhi reaksi kesetimbangan, dan reaksi kesetimbangan dalam industri.



A. Kesetimbangan Dinamis

Reaksi kimia secara garis besar ada 2 macam, yaitu:

1. **Reaksi berkesudahan (*irreversible*)** yaitu reaksi yang hanya berlangsung satu arah.



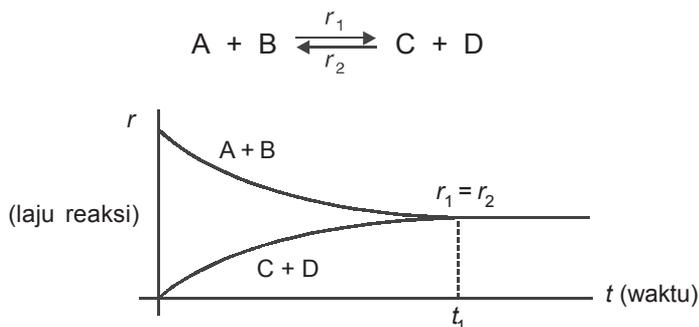
2. **Reaksi dapat balik (*reversible*)** yaitu reaksi yang dapat berlangsung dua arah.



Jika suatu reaksi dapat balik berlangsung dalam sistem tertutup dan suhu tetap, maka sistem mencapai kesetimbangan.

Sebelum mencapai kesetimbangan, jumlah zat yang bereaksi makin lama berkurang dan jumlah hasil reaksi bertambah, akhirnya pada saat reaksi maju dan reaksi balik memiliki laju reaksi yang sama akan tercapai kesetimbangan dinamis.

Secara grafik dapat digambarkan sebagai berikut.

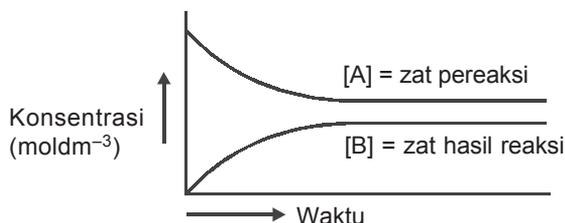


Gambar 4.2 Kesetimbangan laju reaksi

Konsentrasi A; [A] mula-mula besar kemudian waktu bereaksi makin berkurang dan berubah menjadi zat B. Reaksi yang terjadi berlangsung cepat dan makin melambat.

Sebaliknya, pada keadaan awal konsentrasi B; [B] = 0, makin lama makin bertambah. Zat B yang terbentuk dapat berubah kembali menjadi zat A yang reaksinya mula-mula lambat kemudian makin cepat.

Pada saat yang bersamaan [A] terurai sama banyaknya dengan [A] yang terbentuk kembali. Dapat pula dikatakan [B] yang terbentuk sama dengan [B] yang terurai. Pada keadaan ini telah tercapai kesetimbangan. Tercapainya kesetimbangan dapat digambarkan seperti berikut.

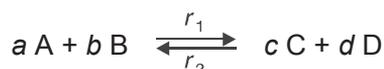


Gambar 4.3 Grafik kesetimbangan

Dalam reaksi setimbang terjadi reaksi dua arah yang berlawanan dengan laju reaksi yang sama, ini berarti selama dalam kesetimbangan itu terus terjadi reaksi baik ke kanan maupun ke kiri tetapi dengan laju yang sama. Kesetimbangan kimia demikian disebut kesetimbangan dinamis. Sedang kesetimbangan statis misalnya kesetimbangan yang terjadi dalam neraca pada saat kita menimbang, dalam kesetimbangan ini tidak terjadi perubahan apa pun.

Hukum Kesetimbangan

Telah diketahui bahwa dalam kesetimbangan terjadi reaksi dua arah yaitu ke kanan dan ke kiri dengan laju reaksi yang sama. Misalnya untuk reaksi kesetimbangan:



r_1 adalah laju reaksi ke kanan, dengan tetapan laju reaksi k_1 .

r_2 adalah laju reaksi ke kiri, dengan tetapan laju reaksi k_2 .

$$r_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

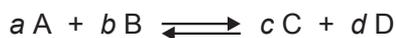
$$r_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

Pada saat setimbang tercapai, maka $r_1 = r_2$, maka:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Harga k_1 dan k_2 selalu tetap pada temperatur yang tetap, ini berarti pada suhu yang tetap k_1/k_2 mempunyai harga yang tetap pula. Harga k_1/k_2 ini disebut tetapan kesetimbangan dan diberi simbol K_c (K_c adalah tetapan kesetimbangan dengan dasar konsentrasi). Jadi, untuk reaksi kesetimbangan:



mempunyai tetapan kesetimbangan:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Rumus ini disebut pernyataan dari hukum kesetimbangan.

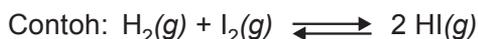
Hukum Kesetimbangan didefinisikan:

Tetapan kesetimbangan adalah perbandingan dari perkalian konsentrasi zat-zat hasil reaksi dengan zat-zat pereaksi di mana tiap konsentrasi dipangkatkan koefisien reaksinya. Karena konsentrasi zat yang memengaruhi laju reaksi hanya dari zat-zat yang homogen (gas atau larutan) maka yang berpengaruh atau disertakan dalam rumus tetapan kesetimbangan juga hanya zat-zat yang berupa gas atau larutan (yang homogen saja).

Macam-macam reaksi kesetimbangan

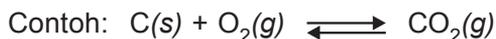
Berdasar keadaan zat atau tingkat wujud zat yang turut dalam reaksi setimbang dibedakan menjadi 2, yaitu:

1. Reaksi kesetimbangan homogen



$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

2. Reaksi kesetimbangan heterogen



$$K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$$



B. Faktor-faktor yang Memengaruhi Pergeseran Kesetimbangan

1. Perubahan konsentrasi

Apa yang terjadi pada sistem kesetimbangan jika konsentrasi salah satu komponen diubah oleh *pihak luar*?

Sebelum menjawab pertanyaan di atas, lakukan percobaan berikut.



Pengaruh Perubahan Konsentrasi pada Reaksi Kesetimbangan

Tujuan: menyelidiki pengaruh perubahan konsentrasi ion Fe^{3+} dan ion SCN^- pada reaksi kesetimbangan.

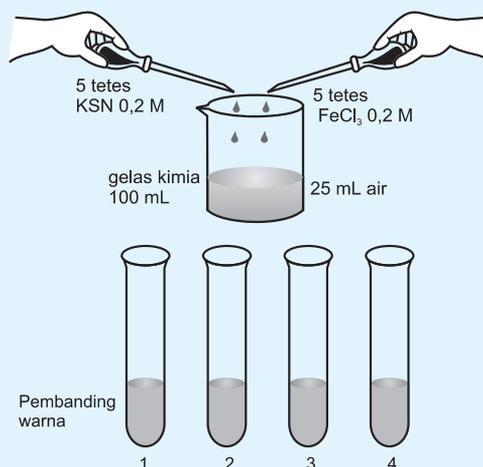


Alat dan Bahan

- Gelas kimia
- Tabung reaksi
- Rak tabung
- Pipet tetes
- Larutan FeCl_3 0,2 M, KSCN 0,2 M
- Kristal NaH_2PO_4
- Akuades

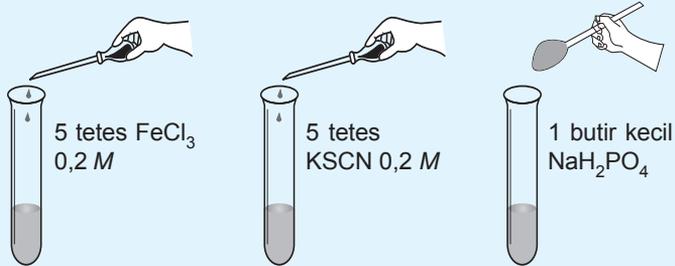
Cara Kerja

1. Campurkan larutan seperti pada gambar, aduk sampai rata kemudian bagi menjadi 4 tabung reaksi.



Pengamatan: Warna larutan yang terjadi =

2. Tambahkan 5 tetes FeCl_3 , KSCN , dan NaH_2PO_4 pada tabung 2, 3, dan 4. Bandingkan warna larutan yang terjadi dengan warna asal (tabung 1).



Tabel Pengamatan

Warna larutan setelah ditambah	Penyebab perubahan warna	Pergeseran kesetimbangan
$\text{FeCl}_3 = \dots$
$\text{KSCN} = \dots$
$\text{NaH}_2\text{PO}_4 = \dots$

Pertanyaan

Berdasarkan percobaan tersebut, jawab pertanyaan berikut!

1. Jelaskan ke arah mana pergeseran kesetimbangan jika konsentrasi pereaksi ditambah!
2. Jelaskan ke arah mana pergeseran kesetimbangan jika konsentrasi dikurangi!
3. Bagaimana kesimpulanmu tentang pengaruh perubahan konsentrasi pada reaksi kesetimbangan?

2. Perubahan volume

Pada dasarnya perubahan volume berarti perubahan konsentrasi seluruh komponen dalam sistem kesetimbangan. Jika volume sistem diperkecil, jumlah mol per liter akan bertambah.

Apa yang akan terjadi jika volume sistem kesetimbangan diperbesar? Agar lebih jelas tentang pengaruh perubahan volume terhadap kesetimbangan, lakukan percobaan berikut.



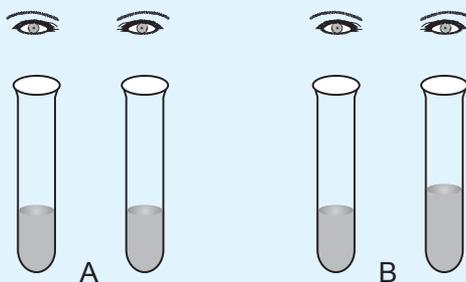
Pengaruh Perubahan Volume atau Pengenceran pada Reaksi Kesetimbangan

Alat dan Bahan

- Tabung reaksi
- Rak tabung reaksi
- Pipet tetes
- Larutan FeSCN^{2+}
- Air

Cara Kerja

1. Sediakan sistem kesetimbangan FeSCN^{2+} pada dua tabung reaksi dengan volume 5 mL. Amati warna pada kedua tabung dari atas tabung. Bandingkan warnanya (A)!
2. Tambahkan 5 mL air pada salah satu tabung. Amati lagi warnanya dari atas. Bandingkan warnanya (B)!



Pada tabung reaksi A dan tabung reaksi B terdapat sistem kesetimbangan $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$.

Komponen mana yang menyebabkan larutan berwarna jingga coklat? Warna larutan pada tabung B lebih muda daripada warna larutan pada tabung reaksi A.

Pertanyaan

1. Bagaimana warna sistem kesetimbangan FeSCN^{2+} yang ditambah air apakah ada perbedaan dengan warna mula-mula?
2. Adakah pengaruh penambahan air pada sistem kesetimbangan? Jelaskan jawabanmu!
3. Adakah pengaruh penambahan air pada sistem bukan kesetimbangan?
4. Jelaskan pengaruh penambahan air atau volume larutan terhadap reaksi kesetimbangan!

Contoh soal

Pada reaksi $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$

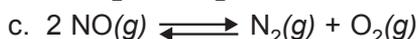
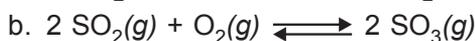
1. Jika konsentrasi CO ditambah reaksi akan bergeser ke mana?
2. Jika konsentrasi H_2O dikurangi reaksi akan bergeser ke mana?

Jawab:

1. Jika CO ditambah reaksi akan bergeser ke arah yang berlawanan, yaitu ke arah CO_2 dan H_2 .
2. Jika H_2O dikurangi, reaksi akan bergeser ke arah zat yang dikurangi yaitu ke arah CO_2 dan H_2O .

Latihan

1. Bergeser ke arah mana bila gas oksigen ditambahkan pada reaksi berikut?



2. Zat apa yang akan bertambah jika pada reaksi:



a. ion H^+ ditambah;

b. ion H^+ dikurangi?

3. Perubahan tekanan

Perubahan tekanan hanya berlaku untuk sistem kesetimbangan gas. Pada suhu tetap, volume gas berbanding terbalik dengan tekanannya. Jika volume diperbesar, maka tekanan gas menjadi kecil. Sebaliknya, jika volume diperkecil, maka tekanan gas menjadi besar.

Analog dengan volume, dapat diterima bahwa tekanan gas sebanding dengan konsentrasi komponen-komponen sistem kesetimbangan. Oleh karena itu, pengaruh perubahan tekanan (pada suhu tetap) ketentuannya sama dengan pengaruh perubahan volume hanya perumusannya dibalik.

4. Perubahan suhu

Pengaruh perubahan suhu terhadap kesetimbangan berkaitan dengan reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.

Perhatikan reaksi berikut.

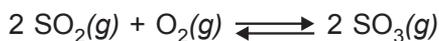


Apabila pada kesetimbangan suhu dinaikkan, sistem akan menurunkan suhu dengan cara menyerap kalor yang diberikan. Kesetimbangan akan bergeser ke pihak

yang menyerap panas, yaitu ke pihak NO_2 . Sebaliknya jika suhu diturunkan kesetimbangan akan bergeser ke pihak yang eksoterm (pihak yang membebaskan panas), yaitu ke pihak N_2O_4 .

5. Katalis

Katalis dapat mempercepat atau memperlambat terjadinya reaksi, namun tidak memengaruhi baik letak kesetimbangan maupun harga tetapan setimbang. Jadi, katalis hanya mempercepat tercapainya keadaan setimbang. Contoh:



Reaksi tersebut dapat berlangsung lebih cepat jika ditambah katalis, yaitu vanadium pentoksida (V_2O_5).



C. Pergeseran Kesetimbangan (Asas Le Chatelier)

Jika kita ingin memproduksi suatu zat melalui reaksi kimia, misalnya pembuatan barang-barang industri, sudah tentu kita menginginkan agar zat yang diproduksi itu terbentuk sebanyak mungkin. Dengan perkataan lain, kita menginginkan agar reaksi berlangsung ke arah kanan.

(Ingat: dalam setiap reaksi kimia, zat-zat hasil reaksi senantiasa dituliskan di ruas kanan!)

Suatu reaksi kesetimbangan dapat kita geser ke arah yang kita kehendaki, dengan cara melakukan aksi-aksi (tindakan-tindakan) tertentu. Aksi atau tindakan yang dapat kita lakukan itu meliputi:

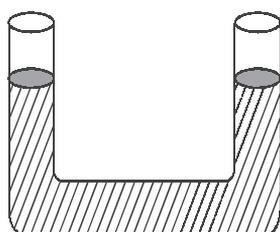
1. Perubahan konsentrasi zat.
2. Perubahan volume gas atau tekanan gas.
3. Perubahan suhu.

Jika kita ingin agar hasil reaksi banyak terbentuk, kita harus menggeser reaksi ke arah kanan. Sebaliknya, jika kita ingin mengurangi jumlah hasil reaksi, kita harus menggeser reaksi ke arah kiri.

Untuk mengetahui efek atau pengaruh dari aksi yang kita lakukan, kita perlu menggunakan suatu asas yang dirumuskan oleh Henri Louis Le Chatelier (1850–1936), yang dikenal sebagai **Asas Le Chatelier**.

Jika terhadap suatu kesetimbangan dilakukan aksi-aksi tertentu, maka reaksi akan bergeser untuk menghilangkan pengaruh aksi tersebut.

Artinya, suatu sistem kesetimbangan akan berusaha mempertahankan keadaannya untuk tetap setimbang. Untuk memahami hakikat kesetimbangan, perhatikan contoh sederhana berikut.



Gambar 4.4 Bejana U

Misalkan kita mempunyai bejana bentuk huruf U yang berisi air, seperti pada gambar 4.4. Oleh karena permukaan air di ruas kiri sama tingginya dengan permukaan air di ruas kanan, kita boleh mengatakan bahwa air dalam bejana itu berada dalam keadaan kesetimbangan. Apabila kita “mengganggu” kesetimbangan itu dengan melakukan aksi tertentu, misalnya menambahkan air dari luar kepada salah satu ruas, sudah tentu akan terjadi pergeseran jumlah air, supaya keadaannya tetap setimbang. Jika ke ruas kiri kita tambahkan air, maka ruas kiri akan memberikan sebagian airnya ke ruas kanan. Tetapi jika air di ruas kiri sebagian kita kurangi (diambil ke luar), maka ruas kiri akan mengambil sebagian air dari ruas kanan.

Berdasarkan contoh di atas, kita dapat merumuskan Asas Le Chatelier dengan suatu kalimat yang lebih sederhana sebagai berikut.

Jika diberi, dia akan memberi. Jika diambil, dia akan mengambil.

Sekarang marilah kita gunakan asas Le Chatelier untuk membahas pengaruh perubahan konsentrasi, perubahan volume/tekanan, dan perubahan suhu terhadap suatu reaksi kesetimbangan.

1. Perubahan konsentrasi

Perhatikan reaksi $A + B \rightleftharpoons C$!

Jika zat A kita tambahkan ke dalam campuran, berarti kita memperbesar konsentrasi zat A. Sesuai dengan asas *jika diberi, dia akan memberi*, maka terjadi pergeseran ke arah kanan, sehingga zat C lebih banyak terbentuk.

Jika zat B sebagian kita ambil (pisahkan) dari campuran, berarti kita memperkecil konsentrasi zat B. Sesuai dengan asas *jika diambil, dia akan mengambil*, maka reaksi akan bergeser ke kiri, sehingga zat C akan berkurang.

Terjadi pergeseran kesetimbangan pada perubahan konsentrasi zat dalam kesetimbangan adalah untuk mempertahankan agar harga K tetap.

$$K = \frac{[C]}{[A][B]}$$

Jika $[A]$ ditambah (diperbesar), maka agar harga K tetap harus ada yang bergeser ke C. Dan jika $[A]$ dikurangi, agar harga K tetap, maka harus ada yang bergeser ke A. Perhatikan dari rumusan K , jika A diperbesar dan tidak bergeser, maka harga K akan makin kecil. Pergeseran kesetimbangan berhenti jika harga K sudah sama seperti sebelum ada perubahan.

Dengan demikian kita dapat merumuskan pengaruh perubahan konsentrasi terhadap suatu kesetimbangan sebagai berikut.

Jika salah satu zat konsentrasinya diperbesar (ditambah), maka reaksi akan bergeser dari arah zat tersebut. Jika salah satu zat konsentrasinya diperkecil (dikurangi), maka reaksi bergeser ke arah zat tersebut.

Jadi, jika kita menginginkan agar hasil reaksi terbentuk sebanyak mungkin, maka zat-zat di ruas kiri (pereaksi) harus ditambahkan terus-menerus ke dalam campuran, dan pada saat yang sama zat-zat di ruas kanan (hasil reaksi) harus segera dipisahkan dari campuran.

2. Perubahan tekanan gas/perubahan volume gas

Perubahan tekanan hanya berpengaruh pada gas-gas. Untuk fase padat dan fase cair, pengaruh perubahan tekanan dapat diabaikan. Hukum yang dirumuskan oleh **Robert Boyle** (1627–1691) menyatakan *bahwa pada suhu tetap, tekanan gas berbanding terbalik dengan volume gas*. Oleh karena itu, memperbesar tekanan gas berarti memperkecil volume gas tersebut.

Pengaruh dari perubahan tekanan gas terhadap suatu kesetimbangan dapat dirumuskan sebagai berikut.



$$K = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{(\text{mol C}/v)}{(\text{mol A}/v)(\text{mol B}/v)} = \frac{(\text{mol C}) \times v}{(\text{mol A})(\text{mol B})}$$

Jika volume diperbesar, agar harga K tetap maka harus ada yang bergeser ke A dan B (jumlah koefisien besar), dan jika volume diperkecil, agar harga K tetap maka harus ada yang bergeser ke C (jumlah koefisien kecil).

Perhatikan jika tidak bergeser, volume diperbesar harga K akan makin besar.

Untuk diingat: Jika volume diperbesar (tekanan diperkecil), maka akan bergeser ke jumlah koefisien yang besar.

Jika volume diperkecil (tekanan diperbesar), maka akan bergeser ke jumlah koefisien yang kecil.

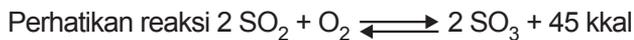
Bagaimana kalau jumlah koefisien kanan dan kiri sama?



$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{(\text{mol C}/v)(\text{mol D}/v)}{(\text{mol A}/v)(\text{mol B}/v)} = \frac{\text{mol C} \cdot \text{mol D}}{\text{mol A} \cdot \text{mol B}}$$

Harga K tidak dipengaruhi volume, maka volume/perubahan tekanan tidak akan menggeser kesetimbangan.

3. Perubahan suhu



Reaksi pembuatan SO_3 di atas merupakan reaksi *eksoterm*, sebab memiliki kalor reaksi positif. Sudah tentu reaksi ke arah kiri merupakan reaksi *endoterm*. Sehingga zat SO_3 disebut zat eksoterm (suatu zat yang pada proses pembentukannya menghasilkan kalor) dan zat SO_2 dan O_2 disebut zat endoterm (suatu zat yang pada proses terbentuknya memerlukan kalor).

Jika suhu dinaikkan, berarti kita menambahkan kalor atau memberikan kalor, berarti harus bergeser ke zat yang memerlukan (zat endoterm). Berarti bergeser ke SO_2 dan O_2 (ke kiri).

Jika suhu diturunkan, maka akan bergeser ke zat yang mengeluarkan kalor (zat eksoterm). Berarti bergeser ke SO_3 (ke kanan).

Pergeseran ini karena sifat zat yang endoterm atau zat yang eksoterm, akibatnya harga K akan berubah.

Dengan perubahan suhu, jika reaksi bergeser ke kanan, maka hasil reaksi bertambah dan pereaksi berkurang, dengan demikian harga K akan bertambah besar.

Dan jika reaksi bergeser ke kiri, maka hasil reaksi berkurang dan pereaksi bertambah, maka harga K akan berkurang.

4. Peranan katalis dalam reaksi kesetimbangan

Sesuai dengan fungsinya sebagai zat yang mempercepat reaksi, katalis berfungsi mempercepat tercapainya kesetimbangan, dengan cara mempercepat reaksi maju dan reaksi balik sama besar. Jadi, katalis berfungsi pada awal reaksi (sebelum kesetimbangan tercapai).

Jika laju reaksi maju = laju reaksi balik (setelah kesetimbangan tercapai), maka katalis berhenti berfungsi. Katalis hanya mampu mempercepat reaksi, tetapi tidak dapat membuat reaksi. Jadi, katalis tidak dapat menggeser reaksi yang telah setimbang.



D. Hubungan Kuantitatif antara Pereaksi dan Hasil Reaksi pada Reaksi Kesetimbangan

Tetapan kesetimbangan memberi informasi tentang posisi kesetimbangan, selain itu juga berguna untuk meramalkan arah reaksi.

1. Kesetimbangan disosiasi

Untuk reaksi kesetimbangan disosiasi, besarnya fraksi yang terdisosiasi dinyatakan dalam derajat disosiasi (α).

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah mol zat terdisosiasi}}{\text{Jumlah mol zat mula-mula}}$$

Contoh soal:

1. Dalam ruang 1 liter dipanaskan 0,06 mol gas PCl_5 menurut reaksi: $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$

Jika derajat disosiasi $\text{PCl}_5 = \frac{1}{6}$, maka tentukan harga K_c !

Jawab:

	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Mula-mula:	0,06 mol		0		0
Yang bereaksi:	0,01 mol		-		-
Setimbang:	0,05 mol		0,01 mol		0,01 mol

$$\alpha = \frac{R}{M}$$

$$R = \alpha \cdot M$$

$$= \frac{1}{6} \cdot 0,06$$

$$= 0,01 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$= \frac{\left(\frac{0,01}{1}\right) \left(\frac{0,01}{1}\right)}{\left(\frac{0,05}{1}\right)}$$

$$= 0,002$$

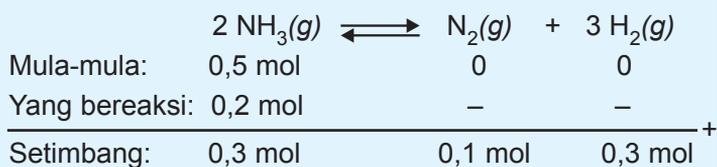
2. Pada reaksi peruraian 0,5 mol gas NH_3 ke dalam ruang 2 liter menurut reaksi:



Pada saat terjadi kesetimbangan diperoleh 0,3 mol gas H_2 . Tentukan:

- K_c ;
- α !

Jawab:



$$[\text{NH}_3] = \frac{0,3 \text{ mol}}{2 \text{ liter}} = 0,15 \text{ M}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{0,1 \text{ mol}}{2 \text{ liter}} = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,3 \text{ mol}}{2 \text{ liter}} = 0,15 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{a. } K_c &= \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} \\ &= \frac{(0,05)(0,15)^3}{(0,15)^2} \\ &= 7,5 \cdot 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\text{b. } \alpha = \frac{R}{M} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} = 0,4$$

Untuk reaksi gas, tetapan kesetimbangan dapat dinyatakan dengan tekanan parsial gas (K_p).

Secara umum: $m \text{A}(g) + n \text{B}(g) \rightleftharpoons p \text{C}(g) + q \text{D}(g)$

$$K_p = \frac{P(\text{C})^p \cdot P(\text{D})^q}{P(\text{A})^m \cdot P(\text{B})^n}$$

$$P_{\text{total}} = P_{(\text{A})} + P_{(\text{B})} + P_{(\text{C})} + P_{(\text{D})}$$

Contoh soal:

Dalam ruang tertutup terdapat kesetimbangan antara 2 mol $\text{N}_2\text{O}_4(g)$ dan 4 mol $\text{NO}_2(g)$ menurut reaksi:



Bila tekanan total gas 6 atm, maka tentukan harga K_p !

Jawab:



$$\text{mol total} = (2 + 4) \text{ mol} = 6 \text{ mol}$$

$$P \text{ N}_2\text{O}_4 = \frac{2 \text{ mol}}{6 \text{ mol}} \times 6 \text{ atm} = 2 \text{ atm}$$

$$P \text{ NO}_2 = \frac{4 \text{ mol}}{6 \text{ mol}} \times 6 \text{ atm} = 4 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P (\text{NO}_2)^2}{P (\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{(4)^2}{(2)} = 8$$

2. Hubungan K_p dan K_c

Tekanan parsial gas bergantung pada konsentrasi.
Dari persamaan gas ideal:

$$PV = n \cdot R \cdot T \quad \text{atau} \quad P = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$\frac{n}{V} = \text{konsentrasi (C)}$$

$$\text{maka } P = C \cdot R \cdot T$$

sehingga diperoleh hubungan:

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

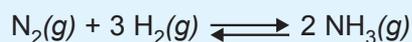
Keterangan:

R = tetapan gas = $0,0821 \text{ atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Δn = koefisien produk – reaktan

Contoh soal:

Dalam ruang 1 liter dan suhu 27°C dimasukkan 0,2 mol gas nitrogen dan 0,5 mol gas hidrogen menurut reaksi:



Pada keadaan setimbang terbentuk 0,2 mol gas NH_3 .

Tentukan:

1. K_c ;

2. K_p !

Jawab:

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3 \text{H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NH}_3(\text{g})$
Mula-mula:	0,2 mol		0,5 mol		0
Yang bereaksi:	0,1 mol		0,3 mol		–
Setimbang:	0,1 mol		0,2 mol		0,2 mol

$$\text{a. } K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0,2 \text{ mol/liter})^2}{(0,1 \text{ mol/liter})(0,2 \text{ mol/liter})^3}$$
$$= 50$$

$$\text{b. } K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$
$$= 50 (0,082 \cdot 300)^{-2}$$
$$= 0,083 \text{ atm}$$



E. Aplikasi Kesetimbangan Kimia dalam Industri

Agar suatu zat dihasilkan sebanyak mungkin, suatu reaksi kimia harus diusahakan supaya berlangsung ke arah hasil reaksi (ke arah kanan). Jika reaksinya merupakan reaksi kesetimbangan, maka faktor-faktor konsentrasi, suhu, tekanan gas, dan katalis harus diperhitungkan agar reaksi itu berlangsung cepat dan ekonomis.

Dalam hal ini, kita mencoba meninjau dua proses yang sangat penting di bidang industri kimia, yaitu pembuatan amonia menurut proses Haber-Bosch dan pembuatan asam sulfat menurut proses kontak.

1. Proses Haber-Bosch

Fritz Haber (1868–1934) dari Jerman adalah orang yang mula-mula berhasil mensintesis amonia dari gas-gas nitrogen dan hidrogen, sehingga ia mendapat hadiah Nobel tahun 1918. Proses pembuatan amonia ini lalu disempurnakan oleh rekan senegaranya, **Karl Bosch** (1874–1940), yang juga meraih hadiah Nobel tahun 1931. Itulah sebabnya proses pembuatan amonia dikenal sebagai proses Haber-Bosch.

Reaksi yang berlangsung sebagai berikut.



Pada suhu biasa, reaksi ini berjalan lambat sekali. Jika suhu dinaikkan, maka reaksi akan berlangsung jauh lebih cepat. Akan tetapi, kenaikan suhu menyebabkan reaksi bergeser ke kiri (mengapa?), sehingga mengurangi hasil NH_3 . Dengan memperhitungkan faktor-faktor waktu dan hasil, maka suhu yang digunakan adalah 500°C .

Untuk mempercepat tercapainya kesetimbangan, dipakai katalis oksida-oksida besi. Agar reaksi bergeser ke kanan, tekanan yang digunakan haruslah tinggi. Tekanan 200 atm akan memberikan hasil NH_3 15%, tekanan 350 atm menghasilkan NH_3 30%, dan tekanan 1.000 atm akan mendapatkan NH_3 40%.

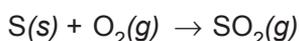
Selama proses berlangsung, gas-gas nitrogen dan hidrogen terus-menerus ditambahkan ke dalam campuran. Sedangkan NH_3 yang terbentuk harus segera dipisahkan dari campuran dengan cara mengembunkannya, sebab titik didih NH_3 jauh lebih tinggi daripada titik didih N_2 dan H_2 .

Proses Haber-Bosch merupakan proses yang cukup penting dalam dunia industri, sebab amonia merupakan bahan utama dalam pembuatan berbagai barang, misalnya pupuk urea, asam nitrat, dan senyawa-senyawa nitrogen lainnya. Amonia juga sering dipakai sebagai pelarut, karena kepolaran amonia cair hampir menyamai kepolaran air.

2. Pembuatan asam sulfat menurut proses kontak

Asam sulfat digunakan pada industri baja untuk menghilangkan karat besi sebelum baja dilapisi timah atau seng; pada pembuatan zat warna, obat-obatan; pada proses pemurnian logam dengan cara elektrolisis; pada industri tekstil, cat, plastik, akumulator, bahan peledak, dan lain-lain. Pendeknya, banyaknya pemakaian asam sulfat di suatu negara telah dipakai sebagai ukuran kemakmuran negara tersebut.

Pada pembuatan asam sulfat menurut proses kontak, bahan yang dipakai adalah belerang murni yang dibakar di udara reaksinya sebagai berikut.



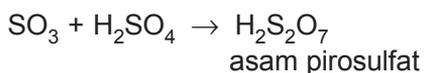
SO₂ yang terbentuk dioksidasi di udara dengan memakai katalisator. Reaksinya berbentuk kesetimbangan:



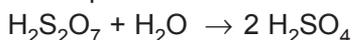
Dahulu dipakai serbuk platina sebagai katalis. Tetapi sekarang dipakai katalis V₂O₅ (vanadium pentaoksida) yang lebih murah.

Menurut kesetimbangan di atas, makin rendah suhunya makin banyak SO₃ yang dihasilkan. Akan tetapi, sama seperti pembuatan amonia, pada suhu rendah reaksi berjalan lambat. Dengan memperhitungkan faktor-faktor waktu dan hasil, dipilih suhu 400 °C karena hasil yang diperoleh pada suhu ini kira-kira 98%. Itulah sebabnya reaksi ini tidak perlu dilaksanakan pada tekanan tinggi.

Oleh karena gas SO₃ agak sukar larut dalam air, maka SO₃ dilarutkan dalam H₂SO₄ pekat. Jadi, pada pembuatan H₂SO₄, bahan yang ikut digunakan juga H₂SO₄.



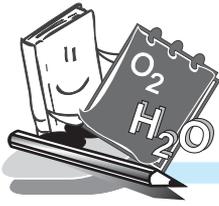
Asam piro sulfat kemudian disirami air:





Rangkuman

1. Reaksi *irreversible* adalah reaksi yang berlangsung satu arah atau tidak dapat balik.
2. Reaksi *reversible* adalah reaksi yang berlangsung bolak-balik.
3. Keadaan kesetimbangan
Kecepatan reaksi pembentukan zat-zat produk sama dengan kecepatan reaksi pembentukan zat-zat reaktan.
4. Kesetimbangan dinamis:
Reaksi berlangsung terus-menerus dari dua arah yang berlawanan, tidak terjadi perubahan makroskopis melainkan selalu terjadi perubahan mikroskopis dan dicapai pada sistem tertutup.
5. Beberapa pengaruh yang dapat mengganggu letak kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, perubahan tekanan, perubahan volume, dan perubahan suhu.
6. Menurut asas Le Chatelier:
Faktor-faktor yang dapat memengaruhi kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, suhu, tekanan, atau volume. Perubahan ini diungkapkan pertama kali oleh Le Chatelier.
7. Di industri kimia, banyak reaksi-reaksi kimia yang berada dalam setimbang sehingga perlu dilakukan upaya-upaya untuk menggeser keadaan kesetimbangan ke arah produk sebanyak-banyaknya melalui pengaturan suhu, tekanan, dan katalis.
8. Tetapan kesetimbangan kimia adalah suatu nilai tetapan dari reaksi kesetimbangan yang merupakan perbandingan konsentrasi produk terhadap konsentrasi pereaksi, masing-masing dipangkatkan dengan koefisien reaksinya.
9. Harga tetapan kesetimbangan diperoleh dari hukum aksi massa. Persamaannya dinamakan hukum kesetimbangan kimia. Harga tetapan kesetimbangan tetap selama suhu reaksi tidak berubah.
10. Kesetimbangan kimia dalam sistem heterogen untuk zat padat murni atau cairan murni tidak berubah, sehingga tidak memengaruhi nilai tetapan kesetimbangan.



Uji Kompetensi

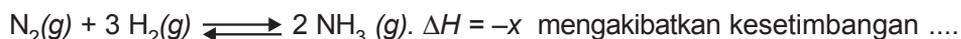
A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

- Faktor-faktor berikut dapat menggeser kesetimbangan, *kecuali*
 - perubahan suhu
 - perubahan tekanan
 - katalisator
 - perubahan volume
 - perubahan konsentrasi
- Diketahui reaksi:
$$2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(g)$$
$$\Delta H = -y \text{ kkal}$$
Pernyataan yang benar adalah
 - bila tekanan diperbesar, maka kesetimbangan tidak bergeser
 - bila volume diturunkan, maka kesetimbangan bergeser ke kanan
 - bila suhu diturunkan, maka kesetimbangan tetap
 - bila konsentrasi SO_2 ditambah, maka kesetimbangan bergeser ke kiri
 - bila konsentrasi O_2 ditambah, maka kesetimbangan bergeser ke arah SO_2
- Pada reaksi setimbang, pernyataan berikut benar, *kecuali*
 - katalis tidak dapat menggeser kesetimbangan
 - katalis mempercepat tercapainya kesetimbangan
 - katalis dapat menambah zat hasil
 - katalis mempercepat reaksi maju dan reaksi balik
 - katalis menurunkan energi pengaktifan reaksi maju dan reaksi balik
- Diketahui reaksi:
$$\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(g)$$
$$\Delta H = -a \text{ kJ}$$
Pernyataan berikut yang benar adalah
 - tekanan diperkecil, maka kesetimbangan tidak bergeser
 - volume diperkecil, maka kesetimbangan bergeser ke kiri
 - suhu dinaikkan, maka kesetimbangan bergeser ke kanan
 - konsentrasi H_2 ditambah, maka kesetimbangan bergeser ke kiri
 - konsentrasi HI diambil, maka kesetimbangan bergeser ke kanan

5. Kesetimbangan berikut ini *tidak* bergeser bila tekanan diturunkan adalah
- A. $2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(g)$
- B. $2 \text{NH}_3(g) \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g)$
- C. $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$
- D. $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(g)$
- E. $2 \text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(g)$
6. Penambahan konsentrasi CO_2 pada kesetimbangan $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$, maka yang terjadi adalah
- A. kesetimbangan tidak berubah
- B. bergeser ke kanan
- C. bergeser ke kiri
- D. H_2O berkurang
- E. H_2 bertambah
7. Satu mol P direaksikan dengan satu mol Q sesuai: $\text{P}(g) + \text{O}(g) \rightleftharpoons \text{R}(g) + \text{S}(g)$. Setelah setimbang terbentuk $\text{R} = 0,25$ mol. Bila volume ruang 1 liter, maka harga $K_c = \dots$
- A. 1
- B. $\frac{1}{2}$
- C. $\frac{1}{4}$
- D. $\frac{1}{9}$
- E. $\frac{1}{16}$
8. Pada kesetimbangan:
- $$2 \text{A}(g) + \text{B}(g) \rightleftharpoons \text{C}(g) + 3 \text{D}(g),$$
- bila saat setimbang terdapat A, B, C, dan D masing-masing $\frac{1}{2} \text{ M}$, $\frac{1}{3} \text{ M}$, $\frac{1}{4} \text{ M}$, dan 1 M , maka harga $K_c = \dots$
- A. 0,25
- B. 0,50
- C. 1,00
- D. 2,00
- E. 3,00
9. Dalam wadah bertekanan = 4 atm terdapat kesetimbangan antara 0,4 mol PCl_5 dengan 0,2 mol PCl_3 dan 0,2 mol Cl_2 sesuai reaksi: $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$. Maka besar harga K_p adalah
- A. 0,25
- B. 0,50
- C. 0,75
- D. 1,00
- E. 2,00
10. Besarnya derajat ionisasi (α) dari soal nomor 9 di atas adalah
- A. 0,125
- B. 0,33
- C. 0,50
- D. 0,75
- E. 1,00
11. Apabila rumus $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, maka Δn menunjukkan
- A. jumlah mol zat hasil
- B. jumlah mol zat reaktan
- C. mol zat hasil + mol zat reaktan
- D. mol zat hasil – mol zat reaktan
- E. mol zat reaktan – mol zat hasil

12. Bila volume diperbesar, maka kesetimbangan yang bergeser ke kanan adalah
- $2 \text{SO}_3(g) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g)$
 - $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$
 - $\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(g)$
 - $\text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(g)$
 - $\text{CO}(g) + \text{NO}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g) + \text{NO}(g)$
13. Pada kesetimbangan: $\text{P}(g) + \text{Q}(g) \rightleftharpoons \text{R}(g) + \text{S}(g)$ akan lebih cepat tercapai apabila
- ditambah zat P dan Q
 - ditambah zat R dan S
 - ditambah katalisator
 - tekanan diperbesar
 - volume diperbesar
14. Diketahui reaksi setimbang: $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$
 $\Delta H = -22 \text{ kkal}$, bila suhu diturunkan, maka
- N_2 dan H_2 bertambah
 - N_2 dan H_2 tetap
 - N_2 dan H_2 berkurang
 - NH_3 tetap
 - NH_3 berkurang
15. Apabila kesetimbangan: $\text{Fe}^{3+}(aq) + \text{SCN}^-(aq) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(aq)$ ditambah kristal FeCl_3 maka
- kesetimbangan akan berhenti
 - kesetimbangan tidak terpengaruh
 - kesetimbangan bergeser ke kiri
 - kesetimbangan bergeser ke kanan
 - kesetimbangan tidak akan tercapai
16. Suatu reaksi *reversible* dapat dibalik disebut telah terjadi keadaan setimbang jika
- jumlah mol sebelum reaksi = jumlah mol sesudah reaksi
 - massa sebelum reaksi = massa sesudah reaksi
 - harga tetapan kesetimbangan $K_c = 1$
 - harga tetapan kesetimbangan $K_c = 0$
 - kecepatan reaksi ke kanan = kecepatan reaksi ke kiri
17. Pembuatan asam sulfat dengan proses kontak menggunakan katalis
- logam Pt
 - logam Fe
 - NO dan NO_2
 - V_2O_5
 - MnO_2

18. Penggunaan suhu tinggi pada pembuatan amonia:



- A. bergeser ke kiri
- B. bergeser ke kanan
- C. bergeser ke eksoterm
- D. tidak bergeser
- E. hasil NH_2 maksimal

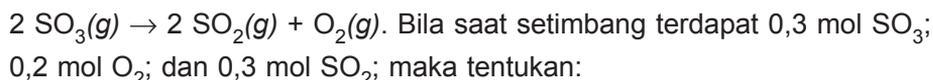
B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

1. Tuliskan faktor-faktor yang dapat menggeser kesetimbangan!

2. Tuliskan rumus K_c untuk kesetimbangan berikut!

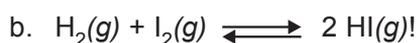
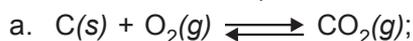


3. Dalam bejana 2 liter terdapat kesetimbangan:



- a. harga K_c ;
- b. derajat disosiasi;
- c. K_p pada suhu 27°C !

4. Tuliskan rumusan K_p dari:



5. Dalam ruang 5 liter terdapat kesetimbangan



- a. harga K_c ;
- b. harga K_p bila $P_{\text{total}} = 8 \text{ atm}$!





BAB 5

LARUTAN ASAM BASA



Gambar 5.1 Macam-macam Larutan
Sumber: Ensiklopedi Sains dan Kehidupan

Pada bab kelima ini akan dipelajari tentang teori asam basa menurut Arrhenius, konsep asam basa Bronsted-Lowry, teori asam basa Lewis, indikator asam dan basa, kekuatan asam dan basa, pH larutan, berbagai jenis reaksi dalam larutan, reaksi penetralan, dan titrasi asam basa.

Bab 5

Larutan Asam dan Basa

Tujuan Pembelajaran

Setelah merancang dan melakukan percobaan, diharapkan siswa mampu:

1. Menjelaskan pengertian asam dan basa menurut Arrhenius, Bronsted Lowry, dan Lewis.
2. Mengukur pH beberapa larutan asam basa kuat dan lemah.
3. Menyimpulkan hubungan antara besarnya harga pH terhadap kekuatan asam atau basa.
4. Menghubungkan kekuatan asam dan basa dengan derajat ionisasi dan tetapan kesetimbangan ionisasi.
5. Mengamati trayek perubahan serta memperkirakan pH .
6. Mengomunikasikan hasil pengamatan tentang beberapa reaksi dalam larutan elektrolit.
7. Merancang percobaan titrasi asam basa.
8. Melakukan percobaan titrasi asam basa.

Larutan asam dan larutan basa merupakan larutan elektrolit. Larutan tersebut dapat pula dikenali dengan ciri lainnya, yaitu sebagai berikut.

Asam mempunyai rasa masam. Contoh cuka dapur mempunyai rasa masam karena di dalamnya terkandung asam asetat. Vitamin C, rasanya juga masam karena di dalamnya terkandung asam askorbat. Buah jeruk nipis pun mempunyai rasa masam karena mengandung asam sitrat.

Basa mempunyai rasa pahit dan licin bila dipegang. Contohnya, kapur sirih mempunyai rasa pahit dan sabun bila dipegang terasa licin.

Perlu diketahui tidak semua asam dan basa dapat dicicipi. Untuk menentukan larutan asam dan basa diuji dengan menggunakan indikator.



(a)



(b)

Gambar 5.2 (a) Buah jeruk, (b) Sabun

Sumber: *Ensiklopedi Sains dan Kehidupan*



A. Teori Asam dan Basa Menurut Arrhenius

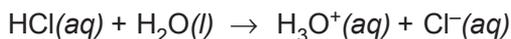
Untuk menjelaskan sifat asam dan basa dapat diterangkan berdasarkan teori asam dan basa menurut Arrhenius.

1. Asam menurut Arrhenius

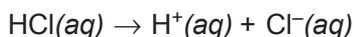
Asam didefinisikan sebagai zat-zat yang dapat memberikan ion hidrogen (H^+) atau ion hidronium (H_3O^+) bila dilarutkan dalam air.

Contoh:

a. Asam klorida dalam air:

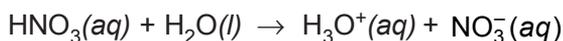


Tetapi untuk menyederhanakan penulisan dapat dituliskan sebagai berikut:

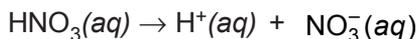


Ion klorida

b. Asam nitrat dalam air:

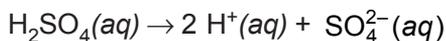


atau:



Ion nitrat

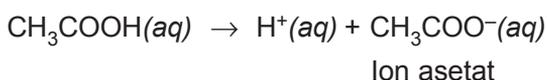
c. Asam sulfat dalam air:



Ion sulfat

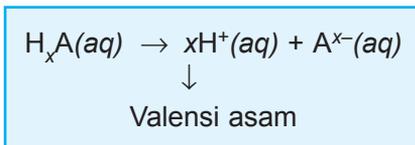
Berdasarkan rumusnya terlihat setiap asam *mengandung unsur hidrogen*. Ciri khas asam ialah dalam pelarut air zat itu mengion menjadi hidrogen yang bermuatan positif (H^+) dan ion lain yang bermuatan negatif yang disebut *sisanya asam*. Ion H^+ inilah yang sebenarnya pembawa sifat asam dan yang menyebabkan warna lakmus biru menjadi merah. Jadi, asam adalah senyawa yang jika dilarutkan dalam air menghasilkan ion H^+ .

Tidak semua senyawa hidrogen adalah asam, misalnya, C_2H_5OH . Demikian pula tidak semua hidrogen dalam rumus kimia suatu asam dalam larutan dapat dilepaskan sebagai ion H^+ . Misalnya dalam rumus kimia asam asetat terdapat empat atom hidrogen tetapi satu atom H saja yang dapat dilepaskan sebagai ion H^+ .



Asam yang dalam larutan banyak menghasilkan H^+ disebut asam kuat, sedangkan asam yang sedikit menghasilkan ion H^+ disebut asam lemah.

Sifat kuat atau lemah dari asam dapat diselidiki dengan alat uji elektrolit. Jumlah ion H^+ yang dilepaskan oleh asam disebut *valensi asam*.



Satu molekul asam yang dalam pelarut air dapat memberikan satu ion H^+ disebut *asam monoprotik* dan yang dapat memberikan dua ion H^+ dalam larutannya disebut *asam diprotik*, sedangkan yang dapat memberikan tiga ion H^+ dalam larutannya disebut *asam triprotik*. Berikut ini diberikan beberapa contoh asam monoprotik, diprotik, dan triprotik serta reaksi ionisasinya.

Tabel 5.1 Reaksi ionisasi berbagai larutan asam dalam air

Rumus asam	Nama asam	Reaksi ionisasi	Sisa asam
Asam monoprotik			
HF	asam fluorida	$\text{HF}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{F}^-(aq)$	F^-
HBr	asam bromida	$\text{HBr}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{Br}^-(aq)$	Br^-
HCN	asam sianida	$\text{HCN}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{CN}^-(aq)$	CN^-
HClO_4	asam perklorat	$\text{HClO}_4(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{ClO}_4^-(aq)$	ClO_4^-
HNO_2	asam nitrit	$\text{HNO}_2(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{NO}_2^-(aq)$	NO_2^-
Asam diprotik			
H_2S	asam sulfida	$\text{H}_2\text{S}(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$	S^{2-}
H_2SO_3	asam sulfit	$\text{H}_2\text{SO}_3(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{SO}_3^{2-}(aq)$	SO_3^{2-}
H_2CO_3	asam karbonat	$\text{H}_2\text{CO}_3(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	CO_3^{2-}
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	asam oksalat	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(aq)$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
H_2SO_4	asam sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	SO_4^{2-}
Asam triprotik			
H_3PO_3	asam fosfit	$\text{H}_3\text{PO}_3(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{PO}_3^{3-}(aq)$	PO_3^{3-}
H_3PO_4	asam fosfat	$\text{H}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{PO}_4^{3-}(aq)$	PO_4^{3-}
H_3AsO_3	asam arsenit	$\text{H}_3\text{AsO}_3(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{AsO}_3^{3-}(aq)$	AsO_3^{3-}
H_3AsO_4	asam arsenat	$\text{H}_3\text{AsO}_4(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{AsO}_4^{3-}(aq)$	AsO_4^{3-}

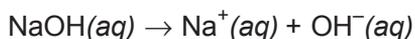
Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

2. Basa menurut Arrhenius

Basa didefinisikan sebagai zat-zat yang dalam air menghasilkan ion hidroksida (OH^-).

Contoh:

a. Natrium hidroksida dalam air.

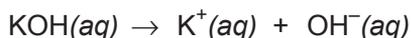


b. Gas amonia dalam air.

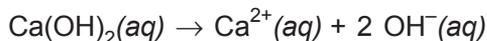
Gas amonia tersebut akan bereaksi dengan air dan setelah itu menghasilkan ion OH^- .



c. Kalium hidroksida dalam air.



d. Karbon hidroksida dalam air.



Berdasarkan contoh persamaan reaksi ionisasi basa di atas dapat diketahui bahwa senyawa basa dalam air akan terionisasi menghasilkan ion OH^- . Dengan demikian, sifat basa disebabkan adanya ion OH^- .

Ion OH^- inilah sebagai pembawa sifat basa yang menyebabkan warna lakmus merah berubah menjadi biru. Basa yang dalam larutan banyak menghasilkan ion OH^- disebut basa kuat, sedangkan yang sedikit menghasilkan ion OH^- disebut basa lemah.

Tidak semua senyawa yang dalam rumus kimianya terdapat gugus hidroksida termasuk golongan basa. Misalnya:

- etil alkohol = $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- metil alkohol = CH_3OH

Gugus hidroksil pada etil alkohol dan metil alkohol tersebut dalam larutan tidak dapat dilepaskan sebagai ion OH^- .



B. Konsep Asam Basa Bronsted dan Lowry

Telah dijelaskan menurut teori asam basa Arrhenius bahwa asam merupakan senyawa hidrogen yang jika dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion H^+ dalam larutan, sedangkan basa adalah suatu senyawa yang bila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion OH^- dalam larutan. Teori asam basa yang dikemukakan oleh Arrhenius mempunyai kelemahan untuk

menjelaskan fakta-fakta baru yang ditemukan, karena hanya dapat menjelaskan senyawa-senyawa yang memiliki jenis rumus kimia HA untuk asam dan LOH untuk basa. Teori ini tidak dapat menjelaskan bahwa CO_2 dalam air bersifat asam atau NH_3 dalam air bersifat basa.

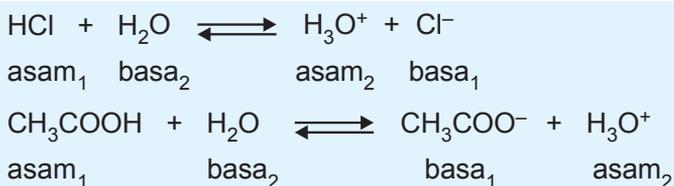
Pada tahun 1923 **Johanes N. Bronsted** dan **Thomas Lowry** mengemukakan teori asam dan basa sebagai berikut.

Asam adalah senyawa yang dapat memberikan proton (H^+) kepada senyawa lain. Disebut juga donor proton.

Basa ialah senyawa yang menerima proton (H^+) dari senyawa lain. Disebut juga akseptor proton.

Dengan menggunakan konsep asam dan basa menurut Bronsted Lowry maka dapat ditentukan suatu zat bersifat asam atau basa dengan melihat kemampuan zat tersebut dalam serah terima proton dalam larutan. Dalam hal ini pelarut tidak terbatas oleh pelarut air saja. Tapi dapat berupa pelarut lain yang sering dijumpai di laboratorium, misalnya alkohol, amonia cair, dan eter.

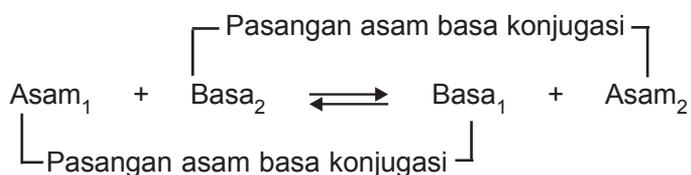
Contoh:



HCl dan CH_3COOH adalah asam karena dapat memberikan ion H^+ (proton) kepada H_2O . HCl dan CH_3COOH disebut donor proton.

Cl^- dan CH_3COO^- adalah basa karena dapat menerima ion H^+ (proton) dari H_3O^+ . Cl^- dan CH_3COO^- disebut akseptor proton. Basa tersebut adalah basa konjugasi. Sementara itu, H_3O^+ adalah asam konjugasi, karena kelebihan proton dibanding zat asalnya. Pasangan HCl dan Cl^- serta CH_3COOH dan CH_3COO^- disebut pasangan asam basa konjugasi.

Secara umum menurut teori asam basa Bronsted Lowry dalam reaksi berlaku:



Tabel 5.2 Beberapa contoh asam basa menurut Bronsted dan Lowry

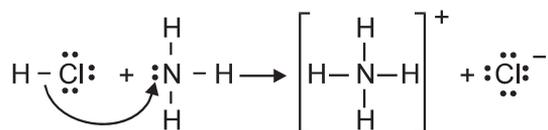
No.	Asam 1		Basa 2	↔	Basa 1		Asam 2
1	HNO ₃	+	NH ₃	↔	NO ₃ ⁻	+	NH ₄ ⁺
2	HCl	+	H ₂ O	↔	Cl ⁻	+	H ₃ O ⁺
3	S ²⁻	+	H ₂ O	↔	HS ⁻	+	OH ⁻
4	CH ₃ NH ₂	+	HCl	↔	CH ₃ NH ₃ ⁺	+	Cl ⁻
5	CH ₃ COOH	+	H ₂ O	↔	CH ₃ COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
6	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻	↔	NH ₃	+	H ₂ O



C. Teori Asam Basa Lewis

Pada tahun 1923 **G.N. Lewis** seorang ahli kimia dari Amerika Serikat, memperkenalkan teori asam dan basa yang tidak melibatkan transfer proton, tetapi melibatkan penyerahan dan penerimaan pasangan elektron bebas.

Contoh:



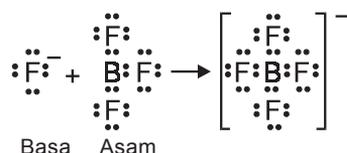
Berdasarkan ini Lewis mengemukakan teori baru tentang asam basa sehingga partikel ion atau molekul yang tidak mempunyai atom hidrogen atau proton dapat diklasifikasikan ke dalam asam dan basa.

1. Pengertian asam basa Lewis

Berdasarkan contoh reaksi asam basa ini Lewis menyatakan bahwa asam adalah suatu molekul atau ion yang dapat menerima pasangan elektron, sedangkan basa adalah suatu molekul atau ion yang dapat memberikan pasangan elektronnya.

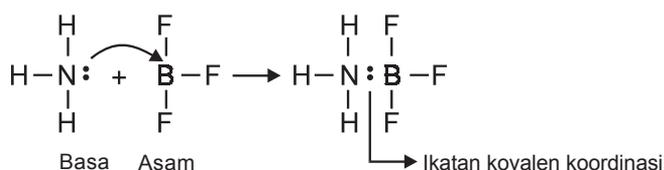
Teori asam basa Lewis dapat digambarkan pada reaksi berikut.

a. Boron trifluorida dan fluor



BF₃ bertindak sebagai asam, dapat menerima pasangan elektron dari F⁻. F⁻ bertindak sebagai basa, dapat memberikan pasangan elektron kepada BF₃.

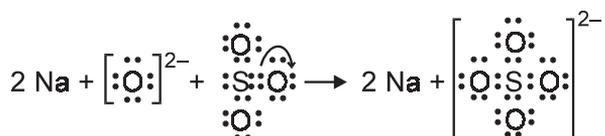
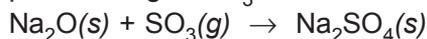
b. Boron trifluorida dengan amonia



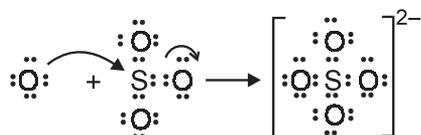
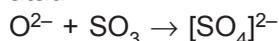
NH₃ menyerahkan pasangan elektron bebasnya kepada molekul BF₃. Menurut teori ini NH₃ bertindak sebagai asam dan BF₃ bertindak sebagai basa. Pada pembentukan senyawanya terjadi ikatan kovalen koordinasi.

c. Reaksi antara Na_2O dan SO_3

Reaksi ini melibatkan reaksi ion oksida O^{2-} dari Na_2O padat dan gas SO_3 .



atau



Pada reaksi tersebut, SO_3 menerima pasangan elektron dari ion O^{2-} pada waktu bersamaan, pasangan elektron ikatan dari $\text{S} = \text{O}$ bergerak ke arah atom O, jadi O^{2-} merupakan basa Lewis dan SO_3 adalah asam Lewis.

2. Keunggulan asam basa Lewis

Beberapa keunggulan asam basa Lewis yaitu sebagai berikut.

- Sama dengan teori Bronsted dan Lowry, dapat menjelaskan sifat asam, basa dalam pelarut lain atau pun tidak mempunyai pelarut.
- Teori asam basa Lewis dapat menjelaskan sifat asam basa molekul atau ion yang mempunyai pasangan elektron bebas atau yang dapat menerima pasangan elektron bebas. Contohnya pada pembentukan senyawa kompleks.
- Dapat menerangkan sifat basa dari zat-zat organik seperti DNA dan RNA yang mengandung atom nitrogen yang memiliki pasangan elektron bebas.



D. Indikator Asam dan Basa

Untuk mengenali suatu zat bersifat asam atau basa kita tidak boleh sembarangan mencicipi atau memegangnya, karena akan sangat berbahaya. Contoh asam sulfat (H_2SO_4), dalam kehidupan sehari-hari digunakan sebagai *accu zuur* (air aki). Bila asam sulfat terkena tangan akan melepuh seperti luka bakar dan bila terkena mata akan buta. Contoh lain, natrium hidroksida (NaOH) banyak digunakan untuk membersihkan saluran air bak cuci, bila terkena tangan akan terasa licin dan gatal-gatal serta tangan mudah terluka iritasi.

Jadi, bagaimana cara mengenali zat bersifat asam atau basa? Cara yang tepat untuk menentukan sifat asam dan basa adalah dengan menggunakan zat penunjuk yang disebut *indikator*.

Indikator asam basa adalah zat yang dapat berbeda warna dalam lingkungan asam dan basa.

Ada beberapa jenis indikator yang dapat digunakan untuk membedakan larutan yang bersifat asam dari larutan yang bersifat basa, antara lain kertas lakmus, indikator, dan indikator alami.

1. Kertas lakmus

Indikator yang sering digunakan di laboratorium kimia adalah kertas lakmus merah dan kertas lakmus biru. Untuk lebih jelasnya lakukan percobaan berikut.



Percobaan

Pengujian Larutan dengan Indikator

Pada eksperimen ini akan diuji berbagai macam larutan dengan menggunakan suatu zat yang warnanya berbeda dalam lingkungan yang berlainan. Zat yang bersifat seperti ini disebut indikator.

Alat dan Bahan

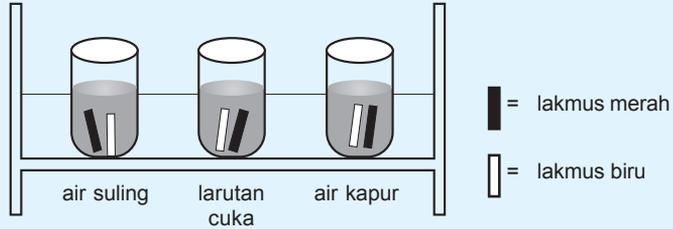
- Tabung reaksi 22 buah
- Rak tabung 2 buah
- Lumpang + alu 1 set
- Kertas lakmus merah dan biru 13/13 lembar
- Pipet tetes 1 buah
- Air suling yang sudah dididihkan 5 cm³
- Larutan cuka 5 cm³
- Air kapur 5 cm³
- Berbagai larutan yang telah diuji daya hantar listriknya masing-masing @ 5 cm³
- Larutan amonium klorida 5 cm³
- Larutan natrium karbonat 5 cm³
- Air jeruk 5 cm³
- Air sabun/detergen 5 cm³
- Daun mahkota bunga merah dan biru secukupnya

Cara Kerja

Perhatikan cara kerja pada gambar-gambar berikut, kemudian lakukanlah dan catat hasil pengamatan pada tabel yang sudah dibuat.

1. Pengujian larutan pembanding

Masukkan kertas lakmus merah dan biru ke dalam



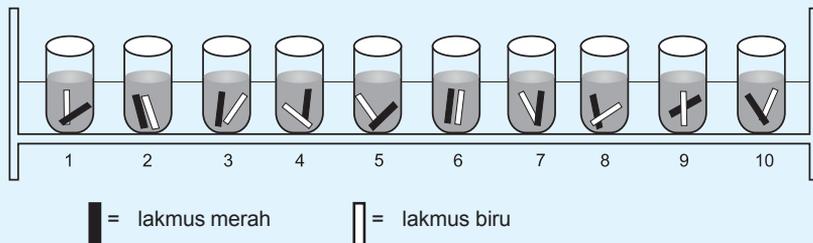
Tabel pengamatan

Bahan Larutan	Perubahan warna	
	Lakmus merah	Lakmus biru
air suling
larutan cuka
air kapur

Informasi:

- Air suling, dinyatakan bersifat netral
- Larutan cuka, dinyatakan bersifat asam
- Air kapur, dinyatakan bersifat basa

2. Pengujian dan pengelompokan larutan

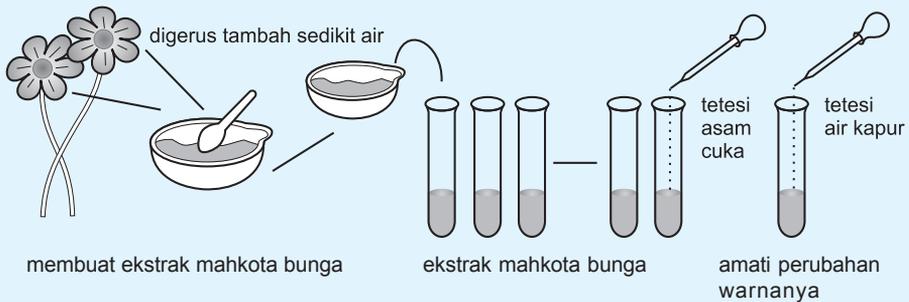


Amati perubahan warna lakmus dalam larutan 1 sampai dengan 10. Catat ke dalam tabel berikut!

Tabel pengamatan

No.	Bahan larutan	Perubahan warna		Larutan bersifat		
		Lakmus Merah	Lakmus Merah	Asam	Basa	Netral
1	Gula
2	Amonia
3	Hidrogenklorida
4	Natrium hidroksida
5	Natrium klorida
6	Natrium karbonat
7	Amonium klorida
8	Air sabun
9	Etanol/alkohol
10	Air jeruk

3. Pengujian ekstrak mahkota bunga/bahan alam



Tabel pengamatan

No.	Nama bunga/ bahan alam yang diuji	Warna ekstrak mahkota bunga/ bahan alam	Warna ekstrak mahkota/bahan alam setelah ditambah	
			Asam cuka	Air kapur
1	merah
2	biru
3
4

Pertanyaan

1. Bandingkan hasil pengujian daya hantar listrik bahan-bahan pada eksperimen terdahulu dengan hasil pengujian bahan-bahan yang sama terhadap kertas

lakmus pada eksperimen ini. Kesimpulan apakah yang dapat diambil?

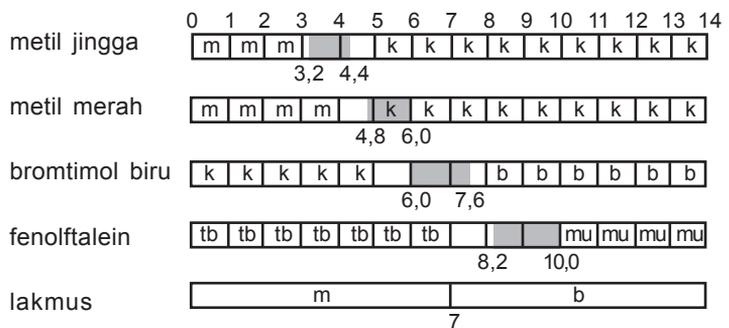
2. Dapatkah ekstrak mahkota bunga bertindak sebagai indikator? Jelaskan jawaban Anda!

Berdasarkan hasil pengujian dengan kertas lakmus tersebut, maka dapat disimpulkan:

- a. 1) Larutan asam *memerahkan* lakmus biru.
 2) Larutan basa *membirukan* lakmus merah.
 3) Larutan netral *tidak mengubah* warna lakmus.
- b. 1) Larutan elektrolit ada yang dapat mengubah warna lakmus dan ada yang tidak mengubah warna lakmus. Yang mengubah warna lakmus dapat bersifat asam atau basa, yang tidak mengubah warna lakmus bersifat netral.
 2) Larutan nonelektrolit bersifat netral.

2. Indikator universal

Harga *pH* suatu larutan dapat diperkirakan dengan menggunakan trayek *pH* indikator.



Keterangan:

m = merah

k = kuning

b = biru

tb = tidak berwarna

mu = merah ungu

pH suatu larutan juga dapat ditentukan dengan menggunakan indikator universal. Indikator universal merupakan campuran berbagai indikator yang dapat menunjukkan pH suatu larutan dari perubahan warnanya.

Tabel 5.3 Warna indikator universal pada larutan pH tertentu

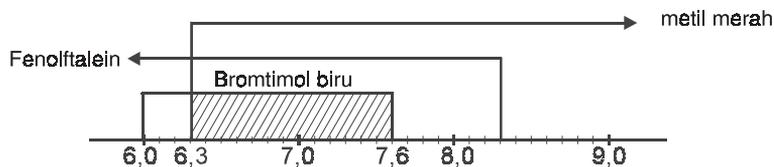
Warna indikator universal	pH
merah	1
merah lebih muda	2
merah muda	3
merah jingga	4
jingga	5
kuning	6
hijau	7
biru	8
indigo	9
ungu sangat muda	10
ungu muda	11
ungu	12
ungu tua	13
ungu tua	14

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

Contoh: Larutan X diuji dengan tiga indikator berikut.

Indikator	Perubahan warna	Kesimpulan
Metil merah	kuning	$pH > 6,3$
Fenolftalein	tidak berwarna	$pH < 8,3$
Bromtimol biru	hijau	$pH = 6,0-7,6$

Kesimpulan: pH larutan X berkisar antara 6,3 dan 7,6



Memperkirakan pH Larutan dengan Menggunakan Beberapa Indikator

Dengan mengetahui trayek perubahan warna indikator kita dapat menentukan pH suatu larutan dengan cara menguji larutan itu dengan indikator. Pada eksperimen ini akan digunakan kertas lakmus dan elektrolit yang “tak dikenal”.

Trayek perubahan indikator		
Indikator	Warna	pH
Metil jingga	Merah - kuning	3,4–4,4
Metil merah	Merah - kuning	4,4–6,2
Bromtimol biru	Kuning - biru	6,0–7,6
Fenolftalein	Tak berwarna - merah	8,3–10,0

Alat dan Bahan

- Tabung reaksi dan rak 16/1
- Pipet tetes 4
- Larutan-larutan elektrolit A, B, C, D 20 cm³
- Kertas lakmus merah/biru 5/5 helai
- Indikator metil jingga
- Indikator metil merah
- Indikator fenolftalein
- Indikator bromtimol biru

Cara Kerja

1. a. Jatuhkan setetes elektrolit A pada:
 - 1) sepotong kertas lakmus merah;
 - 2) sepotong kertas lakmus biru.
- b. Tuangkan 3 cm³ larutan elektrolit A ke dalam masing-masing 4 tabung reaksi dan tambahkan 3 tetes larutan indikator pada setiap tabung yaitu:
 - Metil jingga pada tabung 1
 - Metil merah pada tabung 2

- Bromtimol biru pada tabung 3
 - Fenolftalein pada tabung 4
- c. Catat pengamatanmu dan perkiraan pH larutan A.
2. Lakukan pemeriksaan yang sama terhadap larutan-larutan elektrolit yang lain.

Hasil Pengamatan

1.

Indikator		Lakmus merah	Lakmus biru
Larutan A	Warna indikator
	Kesimpulan pH
Larutan B	Warna indikator
	Kesimpulan pH
Larutan C	Warna indikator
	Kesimpulan pH
Larutan D	Warna indikator
	Kesimpulan pH

2.

Larutan		metil jingga	metil merah	brom-timol biru	fenol-ftalein	Harga pH perkiraan
A	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH
B	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH
C	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH
D	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH

Pertanyaan

Setelah larutan diperiksa dengan lakmus, indikator yang manakah sebetulnya tidak perlu digunakan dalam pemeriksaan lebih lanjut terhadap:

1. larutan A;
2. larutan B;
3. larutan C;
4. larutan D?

Jelaskan jawabanmu!



E. Kekuatan Asam dan Basa

Telah dipelajari bahwa asam kuat dan basa kuat dalam air hampir semua molekulnya terurai menjadi ion-ion. Berdasarkan banyaknya ion yang dihasilkan pada ionisasi asam dan basa dalam larutan, maka kekuatan asam dan basa dikelompokkan menjadi asam kuat dan asam lemah serta basa kuat dan basa lemah. Kekuatan asam dan basa tersebut dapat dinyatakan dengan derajat ionisasi.

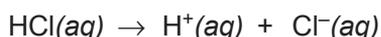
Derajat ionisasi (α) adalah perbandingan antara jumlah molekul zat yang terionisasi dengan jumlah molekul zat mula-mula.

Pada pelajaran yang lalu, telah diketahui bahwa perbandingan molekul sama dengan perbandingan mol. Maka derajat ionisasi (α) dapat dinyatakan sebagai berikut.

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat yang terionisasi}}{\text{jumlah mol zat mula-mula}}$$

Larutan elektrolit kuat mengalami ionisasi sempurna, sehingga harga α mendekati satu. Sementara itu, larutan elektrolit lemah hanya mengalami ionisasi sebagian, sehingga harga α sangat kecil ($\alpha < 1$).

Persamaan ionisasi untuk larutan elektrolit kuat, contoh HCl:



Semua molekul HCl terurai menjadi ion-ionnya, $\alpha = 1$.

Persamaan ionisasi asam lemah, contoh asam asetat (CH_3COOH):



Hal ini berarti ionisasi elektrolit lemah termasuk keseimbangan antara molekul-molekul zat elektrolit dengan ion-ionnya.

1. Tetapan setimbang ionisasi asam lemah

Secara umum persamaan reaksi ionisasi asam lemah dapat dituliskan sebagai berikut.



$$[\text{HA}] \text{ mula-mula} = M_a$$

$$\text{derajat ionisasi HA} = \alpha$$

$$\text{HA yang terionisasi} = M_a \cdot \alpha$$

$$\text{HA sisa} = M_a - M_a \cdot \alpha$$

Tetapan kesetimbangan ionisasi asam lemah diberi simbol K_a .

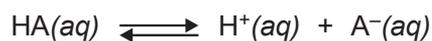
$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Karena: $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$ (koefisien sama), dan $[\text{HA}] \text{ sisa} = [\text{HA}] \text{ mula-mula}$ (derajat ionisasi HA sangat kecil).

$$\text{maka: } K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{M_a}$$

$$[\text{H}^+]^2 = K_a \cdot M_a$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$



Karena: $[\text{H}^+] = M_a \cdot \alpha$ dan $[\text{HA}] = M_a$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

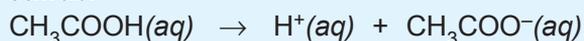
$$\text{Maka: } M_a \cdot \alpha = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a \cdot M_a}{M_a^2}} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M_a}}$$

Contoh soal:

- a. Berapa konsentrasi ion H^+ dalam larutan CH_3COOH $0,01 \text{ M}$ dalam air jika harga $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$?
Tentukan pula harga derajat ionisasi asam tersebut!

Jawab:



$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$
$$= \sqrt{1,75 \times 10^{-5} \times 0,01}$$

$$= \sqrt{1,75 \times 10^{-7}}$$

$$[\text{H}^+] = 4,18 \times 10^{-4}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M_a}}$$

$$= \sqrt{\frac{1,75 \times 10^{-5}}{0,01}}$$

$$= 0,0418$$

b. Tentukan harga K_a bagi asam asetat, jika 0,1 mol CH_3COOH dalam 1 liter larutan mengandung 0,001 M ion H^+ !

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{Diketahui: } [\text{H}^+] &= 0,001 \text{ M} \\ &= 1 \times 10^{-3} \text{ M} \\ M_a &= 0,1 \text{ mol l}^{-1} \end{aligned}$$

Ditanyakan: $K_a = \dots?$

Jawab:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{K_a \cdot M_a} \\ 0,001 &= \sqrt{K_a \times 0,1} \\ (1 \times 10^{-3})^2 &= K_a \times 0,1 \\ K_a &= \frac{1 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-1}} \\ &= 1 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

Harga tetapan asam beberapa asam lemah dapat dilihat pada tabel berikut.

Tabel 5.4 Harga tetapan asam beberapa asam lemah pada suhu 25 °C

Rumus Kimia	Nama	Tetapan ionisasi	
		K_{a_1}	K_{a_2}
HCN	Asam sianida	$4,9 \times 10^{-10}$	
HNO_2	Asam nitrit	$4,5 \times 10^{-4}$	
H_2S	Asam sulfida	$8,6 \times 10^{-8}$	
H_2SO_3	Asam sulfit	$1,7 \times 10^{-2}$	$6,3 \times 10^{-8}$
H_2CO_3	Asam karbonat	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$
CH_3COOH	Asam asetat	$1,8 \times 10^{-5}$	
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Asam oksalat	$5,6 \times 10^{-2}$	
HCOOH	Asam format	$1,8 \times 10^{-4}$	
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Asam benzoat	$6,3 \times 10^{-5}$	
$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	Asam askorbat	$7,9 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$
H_3PO_4	Asam fosfat	$7,1 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Catatan: Harga K_{a_2} lebih kecil dari K_{a_1} karena molekul netral lebih mudah melepas H^+ daripada anion sebab anion butuh H^+

2. Tetapan ionisasi basa lemah

Secara umum persamaan reaksi ionisasi basa lemah dapat dituliskan sebagai berikut.



$$\begin{aligned} [\text{LOH}] \text{ mula-mula} &= M_b \\ \text{derajat ionisasi LOH} &= \alpha \\ \text{LOH yang terionisasi} &= M_b \cdot \alpha \\ \text{LOH sisa} &= M_b - M_b \cdot \alpha = M_b(1 - \alpha) \end{aligned}$$

Tetapan kesetimbangan ionisasi basa lemah diberi simbol K_b .

$$K_b = \frac{[\text{L}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{LOH}]}$$

Karena $[\text{L}^+] = [\text{OH}^-]$

$$\text{maka: } K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{M_b}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b \cdot M_b$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times M_b}$$

Dengan cara yang sama seperti pada asam lemah akan diperoleh:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{M_b}}$$

Contoh soal:

Tentukan harga konsentrasi ion OH^- yang terdapat dalam larutan dimetil amino $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ 0,01 M jika harga K_b larutan tersebut = $5,1 \times 10^{-4}$! Tentukan pula harga derajat ionisasi dari larutan tersebut!

Jawab:

$$M_b (\text{CH}_3)_2\text{NH} = 0,01 \text{ M}$$

$$K_b = 5,1 \times 10^{-4}$$

$$\begin{aligned}
 \text{a. } [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b \cdot M_b} \\
 &= \sqrt{5,1 \times 10^{-4} \times 0,01} \\
 &= \sqrt{5,1 \times 10^{-6}} \\
 &= 2,26 \times 10^{-3}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{b. } \alpha &= \sqrt{\frac{K_b}{M_b}} \\
 &= \sqrt{\frac{5,1 \times 10^{-4}}{0,01}} \\
 &= \sqrt{0,051} \\
 &= 0,226
 \end{aligned}$$

Tabel 5.5 Harga tetapan basa beberapa basa lemah pada suhu 25 °C

No.	Rumus kimia	Nama	Tetapan ionisasi
1	$\text{NH}_3(\text{aq})$	Amonia	$1 \times 8 \times 10^{-5}$
2	NH_2BH_2	Hidrasin	$1 \times 7 \times 10^{-6}$
3	NH_2OH	Hidroksiamin	$1 \times 1 \times 10^{-8}$
4	CH_3NH_2	Metilamina	$4 \times 4 \times 10^{-4}$
5	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	Piridin	$1 \times 7 \times 10^{-9}$
6	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	Anilina	$4 \times 3 \times 10^{-10}$
7	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	Etil amin	$4 \times 7 \times 10^{-4}$

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Kesimpulan kekuatan asam dan basa:

1. Asam kuat dan basa kuat terionisasi sempurna, sedangkan asam lemah dan basa lemah terionisasi sebagian.
2. Makin besar harga K_a atau K_b makin kuat sifat asam atau basanya. Dan sebaliknya makin kecil harga K_a atau K_b makin lemah sifat asam atau basanya.
3. Makin besar harga derajat ionisasi makin kuat sifat asam atau basanya.



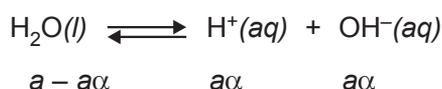
E. Derajat Keasaman/pH

Untuk menyatakan tingkat keasaman/kebasaaan suatu larutan digunakan standar eksponen hidrogen atau pH.

1. Tetapan kesetimbangan air (K_w)

Air murni merupakan elektrolit yang sangat lemah, meskipun demikian bila diuji dengan menggunakan alat uji yang sangat peka, ternyata air memperlihatkan daya hantar listrik meskipun lemah. Kenyataan ini menunjukkan bahwa air dapat terionisasi menjadi ion H^+ dan ion OH^- meskipun sedikit.

Persamaan kesetimbangan ionisasi air dapat dituliskan sebagai berikut:



$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

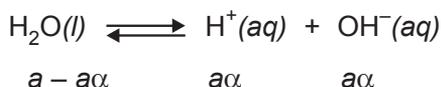
Karena H_2O yang terionisasi sangat kecil maka (H_2O) dapat dianggap konstan. Artinya dapat dianggap tidak mengalami perubahan, sehingga:

$$K[H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

K_w adalah tetapan kesetimbangan ionisasi air, mempunyai harga tetap pada temperatur tetap.

Pada suhu 25 °C harga derajat ionisasi air = $1,8 \times 10^{-9}$ sehingga pada kesetimbangan air:



Misalkan untuk 1 liter air, berarti:

volume larutan = 1 liter = 1.000 mL
 berat jenis air = 1 gram/mL
 massa air = 1.000 mL \times 1 gram/mL
 = 1.000 gram

mol air = $\frac{1.000}{18}$ mol

$[\text{H}^+]$ yang terjadi = $a\alpha$ mol
 = $\frac{1.000}{18} \times 1,8 \times 10^{-9}$ mol

$[\text{H}^+]$ = 10^{-7} mol

Karena $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

Maka $[\text{OH}^-]$ yang terjadi juga = 10^{-7} mol

Volume air murni diukur pada 1 liter maka:

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/L

$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

$K_w = 10^{-7} \times 10^{-7}$

$K_w = 10^{-14}$

Perhitungan-perhitungan mengenai konsentrasi H^+ atau OH^- dalam suatu larutan selalu menyangkut bilangan-bilangan yang sangat kecil, maka bilangan-bilangan itu dinyatakan dalam harga logaritma negatifnya. Penyederhanaan bilangan yang sangat kecil dengan harga logaritma negatifnya dikemukakan oleh ahli kimia Denmark, **S.P.L Sorensen** pada tahun 1909 dengan mengajukan konsep *pH* (*p* berasal dari kata *potenz* yang berarti pangkat dan H adalah tanda atom hidrogen).

Jadi, pada air murni berlaku:

$$\begin{aligned}pK_w &= -\log K_w \\ &= -\log 10^{-14}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Jadi: } pK_w &= 14 \\ pK_w &= pH + pOH \\ pH &= -\log [H^+] \\ &= -\log 10^{-7} \\ pH &= 7\end{aligned}$$

$$pH = pOH = 7$$

2. pH larutan asam kuat dan basa kuat

Pada uraian mengenai asam kuat dan basa kuat telah kita pelajari bahwa seluruh atau hampir seluruh molekul-molekul asam kuat dan basa kuat dalam air terurai menjadi ion-ionnya. Jadi, derajat ionisasi asam kuat dan basa kuat dapat dianggap = 1.

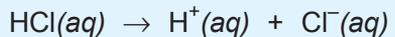
Secara teoritis untuk menghitung konsentrasi ion H^+ pada asam kuat dan ion OH^- pada basa kuat, tergantung pada banyaknya ion H^+ atau OH^- yang dapat terionisasi dalam larutan.

Contoh soal:

- a. Tentukan harga pH dan pOH larutan HCl $0,01 M$!

Jawab:

Reaksi ionisasi:



$$0,01 M \quad 0,01 M \quad 0,01 M$$

$$[H^+] = [HCl] = 0,01 M$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log 0,01$$

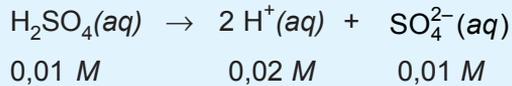
$$= 2$$

$$pOH = 14 - 2 = 12$$

b. Tentukan harga pH larutan H_2SO_4 0,01 M!

Jawab:

Reaksi ionisasi:



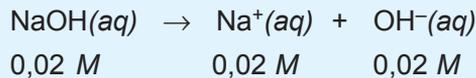
$$[\text{H}^+] = 2 \times 0,01 \text{ M} = 0,02 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ &= -\log 2 \times 10^{-2} \\ &= 2 - \log 2 \\ &= 2 - 0,30 \\ &= 1,699 \end{aligned}$$

c. Tentukan harga pH dan pOH larutan NaOH 0,02 M!

Jawab:

Reaksi ionisasi:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,02 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log 2 \times 10^{-2} \\ &= 2 - \log 2 \\ &= 2 - 0,301 \\ &= 1,699 \end{aligned}$$

Jadi, pH larutan:

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ &= 14 - 1,699 \\ &= 12,301 \end{aligned}$$

d. Tentukan pH dan pOH larutan, jika 17,1 gram $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dilarutkan dalam air sehingga volume larutan menjadi 500 mL (A_r Ba = 1137; O = 16; dan H = 1)!

Jawab:

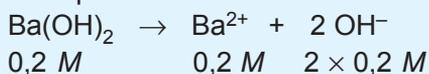
Langkah 1:

Ubah 17,1 gram $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dalam 500 mL larutan menjadi molaritas.

$$\begin{aligned} M &= \frac{\text{Massa Ba}[\text{OH}]_2}{M_r \text{ Ba}[\text{OH}]_2} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{V \text{ mL}} \\ &= \frac{17,1}{17,1} \times \frac{1.000}{500} \\ &= 0,2 \text{ M} \end{aligned}$$

Langkah 2:

Tulis persamaan reaksi ionisasi dari $\text{Ba}(\text{OH})_2$.



$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= 2 \times 0,2 \text{ M} \\ &= 0,4 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log 0,4 \\ &= -\log 4 \times 10^{-1} \\ &= 1 - \log 4 \\ &= 1 - 0,602 \\ &= 0,398 \end{aligned}$$

Langkah 3:

Tentukan harga pH.

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - 0,398 \\ &= 13,602 \end{aligned}$$

3. pH larutan asam lemah dan basa lemah

Pada uraian mengenai asam lemah dan basa lemah dalam air, telah kita pelajari hanya sebagian kecil saja molekul-molekul asam lemah atau basa lemah yang dapat terionisasi dalam air. Banyaknya asam atau basa yang terurai ditentukan oleh derajat ionisasi (α) atau harga tetapan setimbang asam lemah atau basa lemah (K_a atau K_b).

Untuk mendapatkan rumus konsentrasi ion H^+ pada asam lemah telah dipelajari di depan, yaitu:

$$[H^+] = \alpha \cdot M_a$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

K_a = tetapan ionisasi asam lemah
 α = derajat ionisasi
 M_a = konsentrasi asam

Catatan:

Rumus ini digunakan tergantung dari data yang diketahui.

Untuk mendapatkan rumus konsentrasi ion OH^- pada basa lemah telah dipelajari pula di depan, yaitu:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$$

$$[OH^-] = \alpha \cdot M_b$$

K_b = tetapan ionisasi basa lemah
 α = derajat ionisasi
 M_b = konsentrasi basa

Catatan:

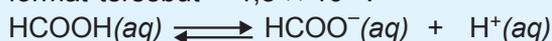
Rumus ini digunakan tergantung dari data yang diketahui.

Dengan demikian pH dan pOH dari asam lemah dan basa lemah dapat ditentukan pula, yaitu:

$$pH = -\log [H^+] \text{ dan } pOH = -\log [OH^-]$$

Contoh soal:

- a. Tentukan pH 0,01 M asam format bila harga K_a asam format tersebut = $1,8 \times 10^{-4}$!



Jawab:

$$\begin{aligned} [H^+] &= \sqrt{K_a \cdot M_a} \\ &= \sqrt{1,8 \times 10^{-4} \times 0,01} \\ &= \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} \\ &= 1,34 \times 10^{-3} \\ pH &= -\log 1,34 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Jadi, } pH &= 3 - \log 1,34 \\ &= 3 - 0,127 \\ &= 2,873\end{aligned}$$

- b. Tentukan pH larutan amonia (NH_3) $0,1 M$ dalam air bila derajat ionisasinya $0,014$!



Jawab:

$$\begin{aligned}[OH^-] &= \alpha \cdot M_b \\ &= 0,014 \times 0,1 \\ &= 0,0014 \\ &= 1,4 \times 10^{-3}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}pOH &= -\log 1,4 \times 10^{-3} \\ &= 3 - \log 1,4 \\ &= 2,85\end{aligned}$$

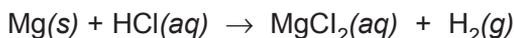
$$\begin{aligned}pH &= 14 - pOH \\ &= 14 - 2,85 \\ &= 11,15\end{aligned}$$



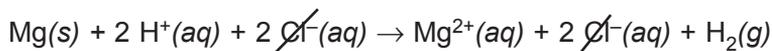
G. Berbagai Jenis Reaksi dalam Larutan

Pada bagian ini akan dibahas berbagai jenis reaksi dalam larutan, khususnya larutan elektrolit. Pembahasan terutama mengenai zat-zat apa yang menjadi produk dari suatu reaksi. Misalnya zat-zat apa yang terbentuk jika magnesium direaksikan dengan asam klorida? Sejauh ini, Anda belum dituntut untuk meramalkan hasil-hasil reaksi, walaupun Anda sudah sering menyetarakan persamaan reaksi yang sudah ditentukan rumus kimia zat-zat pereaksi dan zat-zat produknya. Oleh karena itu, sering timbul pertanyaan, bagaimana mengetahui zat-zat hasil reaksi.

Pertanyaan seperti itu dapat dijawab melalui percobaan. Misalnya, kita mereaksikan magnesium dengan asam klorida encer, ternyata magnesium larut disertai terbentuknya gelembung-gelembung gas. Gas itu tidak berwarna, tidak berbau, ringan, dan mudah meletup. Sifat-sifat ini menunjukkan bahwa gas tersebut adalah gas hidrogen. Kemudian, jika larutan diuapkan ternyata meninggalkan kristal berwarna putih, yaitu magnesium klorida, MgCl_2 . Jadi, dapat diketahui bahwa reaksi magnesium dengan asam klorida menghasilkan MgCl_2 dan gas H_2 . Persamaan setara untuk reaksi itu adalah



Persamaan ionnya adalah



Namun demikian, tidaklah setiap kali akan menuliskan suatu persamaan reaksi kita perlu melakukan percobaan. Kita dapat meramalkan zat-zat hasil reaksi berdasarkan pengetahuan tentang sifat zat-zat yang direaksikan. Marilah kita mencoba beberapa contoh reaksi.

1. Reaksi asam basa

Reaksi asam dengan basa menghasilkan garam dan air. Reaksi ini disebut reaksi penetralan atau reaksi penggaraman.

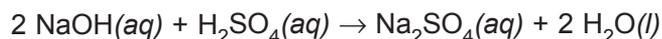


Garam adalah senyawa ion yang terbentuk dari ion positif basa dengan ion negatif sisa asam. Perhatikanlah contoh-contoh berikut.

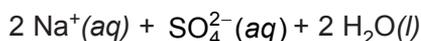
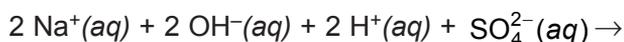
Contoh:

Reaksi antara larutan natrium hidroksida dengan larutan asam sulfat.

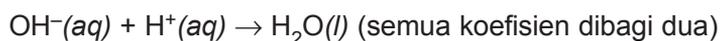
Persamaan setara untuk reaksi ini:



Karena NaOH, H₂SO₄, dan Na₂SO₄ tergolong elektrolit kuat, maka zat-zat ini dapat ditulis sebagai ion-ion yang terpisah. Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



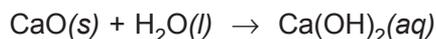
2. Reaksi oksida basa dengan asam

Oksida basa adalah oksida logam yang dengan air membentuk basa dan dengan asam membentuk garam dan air. Oksida logam yang larut dalam air membentuk basa hanya oksida dari logam golongan alkali dan alkali tanah (kecuali oksida dari berilium tidak larut dalam air).

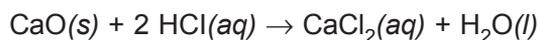


Contoh:

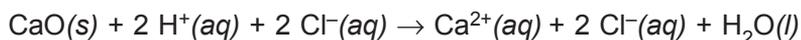
- a. Kalsium oksida larut dalam air membentuk kalsium hidroksida:



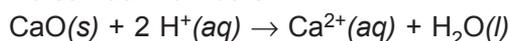
- b. Reaksi kalsium oksida dengan asam klorida encer
Persamaan reaksinya:



HCl dan CaCl₂ tergolong elektrolit kuat sehingga ditulis sebagai ion-ion yang terpisah. Persamaan ion lengkapnya:

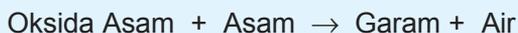


Persamaan ion bersih:

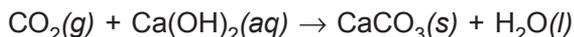


3. Reaksi oksida asam dengan basa

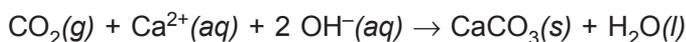
Oksida asam adalah oksida unsur nonlogam yang dengan air membentuk asam dan dengan basa membentuk garam dan air.



Contoh:



Persamaan ion lengkap:



Beberapa oksida asam dengan pasangan asam yang sesuai diberikan pada tabel.

Tabel 5.6 Beberapa oksida asam

No.	Oksida asam	Rumus asam
1	SO ₃	H ₂ SO ₄
2	N ₂ O ₅	HNO ₃
3	P ₂ O ₃	H ₃ PO ₃
4	P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄
5	Cl ₂ O ₇	HClO ₄

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

4. Reaksi logam dengan asam

Hampir semua logam larut dalam asam kuat (HCl atau H₂SO₄) membentuk garam dan gas hidrogen. Logam yang tidak larut dalam asam kuat encer yaitu Cu, Hg, Ag, Pt, dan Au. Reaksi logam dengan asam merupakan reaksi redoks. Pada reaksi ini logam teroksidasi membentuk ion logam dengan tingkat oksidasi terendah, sedangkan ion H⁺ mengalami reduksi membentuk gas hidrogen.

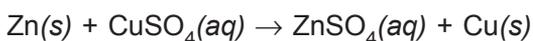
Logam yang lebih reaktif dapat mendesak logam yang kurang reaktif dari larutannya. Urutan kereaktifan dari beberapa logam adalah sebagai berikut:

Li–K–Ba–Ca–Na–Mg–Al–Zn–Cr–Fe–Ni–Sn–Pb–(H)–
Cu–Hg–Ag–Pt–Au

Contoh:

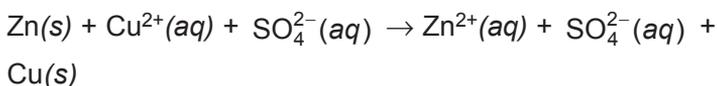
Reaksi logam seng dengan larutan tembaga (II) sulfat. Zn akan teroksidasi menjadi Zn^{2+} yang selanjutnya bergabung dengan ion SO_4^{2-} membentuk larutan $ZnSO_4$, sedangkan ion Cu^{2+} tereduksi menjadi logam Cu.

Persamaan reaksi:



$CuSO_4$ dan $ZnSO_4$ tergolong elektrolit kuat.

Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



5. Reaksi antara dua jenis garam

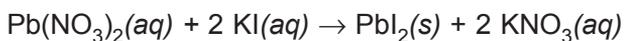
Garam 1 + Garam 2 \rightarrow Garam 3 + Garam 4

Garam 3 dan (atau) garam 4 sukar larut dalam air.

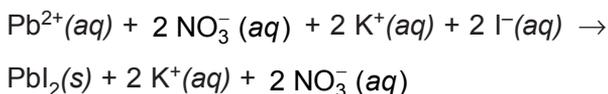
Contoh:

Reaksi larutan timbal(II)nitrat, $Pb(NO_3)_2$, dengan larutan kalium iodida, KI, membentuk endapan timbal(II)iodida, PbI_2 .

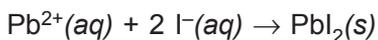
Persamaan reaksi:



Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



6. Reaksi suatu larutan garam dengan suatu larutan basa

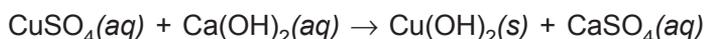
Garam 1 + Basa 1 → Garam 2 + Basa 2

Garam 2 dan (atau) basa 2 sukar larut dalam air

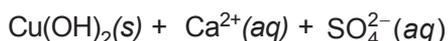
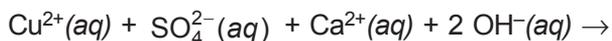
Contoh:

Reaksi larutan tembaga(II)sulfat dengan larutan kalsium hidroksida membentuk endapan tembaga(II)hidroksida dan larutan kalsium sulfat (jika konsentrasi larutan yang direaksikan cukup pekat, maka kalsium sulfat yang terbentuk akan mengendap).

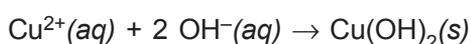
Persamaan reaksi:



Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



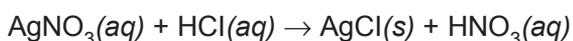
7. Reaksi suatu larutan garam dengan suatu larutan asam

Garam 1 + Asam 1 → Garam 2 + Asam 2

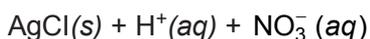
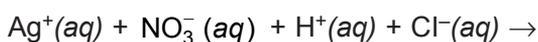
Garam 2 sukar larut dalam air.

Contoh:

Reaksi larutan perak nitrat dengan larutan asam klorida, membentuk endapan perak klorida.



Persamaan ion lengkap:





H. Titrasi Asam Basa

Titration is a method of analysis for measuring the amount of a substance that reacts with a known amount of another substance. Analysis that is related to the volume-volume of the reacting solutions is called *analysis volumetric*.

In volumetry, the term *titer* is often used, which means the weight of a substance that is equivalent to 1 mL of a standard solution.

For example, 1 mL of a solution of substance A is equivalent to 0,010 grams of NaOH. It is said that the *titer* of the standard solution A against NaOH is 0,010 grams.

Titik Ekuivalen

Determination of the titer of substance B is as follows.

In a solution of substance B, a standard solution of A is titrated (added) until the equivalence point is reached, that is:

Banyak mol zat A : banyak mol zat B = perbandingan koefisiennya menurut persamaan reaksi.

In titration, the equivalence point is determined by using an indicator, which is a substance that must undergo a change at the equivalence point. The change in the indicator can be a color change.

For acid and base titration:

If performed on a strong acid solution with a weak base, or a strong acid solution with a weak base, or a strong acid solution with a strong base, the following formula is applied:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

Contoh:

- Asam kuat berbasa satu dengan basa kuat berasam satu adalah HCl dengan KOH.
- Asam kuat berbasa dua dengan basa kuat berasam dua adalah H_2SO_4 dengan $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Contoh soal:

1. Pada larutan 20 mL larutan KOH dititrasi dengan HCl 0,1 M dengan menggunakan indikator fenolftalein (pp). Ternyata dibutuhkan 25 mL HCl 0,1 M!
Berapa molaritas larutan KOH dan berapa $[\text{OH}^-]$?

Penyelesaian:

Diketahui: V_1 (KOH) = 20 mL

V_2 (HCl) = 25 mL

M_2 (HCl) = 0,1 M

Ditanyakan: a. M_1 (KOH) = ...?

b. $[\text{OH}^-]$ = ...?

Jawab:

a. $V_1 M_1 = V_2 M_2$
 $20 \times M_1 = 25 \times 0,1$

$$M_1 = \frac{2,5}{20}$$

M_1 (KOH) = 0,125 M

Jadi, molaritas KOH adalah 0,125 M.

b. $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

$[\text{KOH}] \sim [\text{OH}^-]$

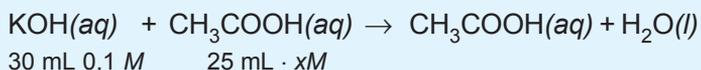
Jadi, $[\text{OH}^-]$ = 0,125 M

2. Berapa gram asam cuka yang terlarut dalam 100 mL larutan jika pada titrasi 25 mL larutan asam cuka membutuhkan 30 mL larutan KOH 0,1 M dengan indikator pp?

Jawab:

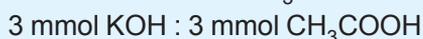
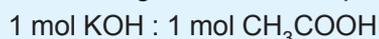
- Larutan yang dititrasi adalah asam lemah dengan basa kuat.

- Persamaan reaksi:



- Jumlah mmol KOH = 30 mL × 0,1 M = 3 mmol.

- Perbandingan koefisien = perbandingan mol



$$3 \text{ mmol} = 25 x \text{ mmol}$$

$$3 = 25 x$$

$$x = 0,12 \text{ mol}$$

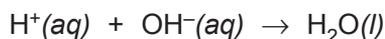
Jadi, berat CH₃COOH = 0,12 × 60 gram

$$= 7,2 \text{ gram}$$



I. Reaksi Penetralan

Bila larutan asam bereaksi dengan larutan basa, akan terjadi reaksi antara ion hidrogen dari asam dan ion hidroksida dari basa membentuk molekul air.



Reaksi tersebut dinamakan reaksi penetralan jika jumlah mol ion H⁺ dari asam sama dengan jumlah mol ion OH⁻ dari basa.

Pada reaksi antara asam dan basa yang konsentrasinya sama tidak selamanya menghasilkan larutan netral, karena tergantung dari kekuatan dari asam dan basa tersebut.

Salah satu cara menetralkan asam dengan basa atau sebaliknya adalah dengan melakukan *titrasi*. Titrasi adalah penambahan larutan baku atau larutan yang telah diketahui konsentrasinya dengan bantuan *indikator*.

Salah satu cara titrasi yaitu dengan menggunakan perangkat alat seperti pada gambar di samping.

Untuk reaksi penetralan indikator yang digunakan adalah indikator yang berubah warna pada pH netral atau mendekati netral.

1. Hal-hal penting pada titrasi

a. Titik ekuivalen

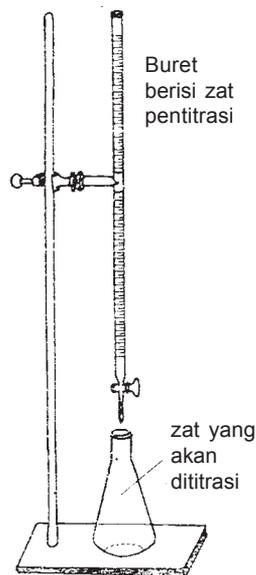
Titik ekuivalen adalah saat jumlah mol H^+ sama dengan jumlah mol OH^- . Biasanya ditunjukkan dengan harga pH.

b. Titik akhir titrasi

Titik akhir titrasi adalah saat di mana indikator berubah warna.

Reaksi penetralan asam basa dapat digunakan untuk menentukan kadar/konsentrasi berbagai jenis larutan. Kadar larutan asam ditentukan dengan menggunakan larutan basa yang telah diketahui kadarnya, atau sebaliknya.

Proses penetapan kadar larutan dengan cara ini disebut titrasi asam basa/asidialkalimetri. Titrasi dilakukan dengan mereaksikan sedikit demi sedikit/tetes demi tetes larutan basa melalui buret ke dalam larutan asam yang terletak dalam labu erlenmeyer, sampai keduanya tepat habis dengan ditandai berubahnya warna indikator, disebut titik akhir titrasi. Titik ekuivalen diketahui dengan bantuan indikator.



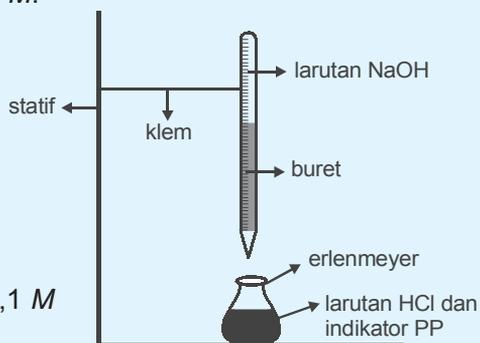
Gambar 5.3 Peralatan titrasi

Percobaan

Tujuan: Menentukan molaritas HCl dengan larutan NaOH 0,1 M.

Alat dan Bahan

- Statif
- Buret
- Erlenmeyer
- Tabung reaksi
- Gelas ukur
- Larutan HCl
- Larutan NaOH 0,1 M



Cara Kerja

1. Masukkan 20 mL larutan HCl dan 3 tetes indikator fenolftalein dalam erlenmeyer!
2. Isi buret dengan larutan NaOH 0,1 M hingga garis 0 mL!
3. Tetesi larutan HCl dengan NaOH!
4. Penetesan dihentikan saat terjadi perubahan warna yang tetap (merah muda).
5. Ulangi percobaan hingga diperoleh data yang hampir sama!

Pengamatan

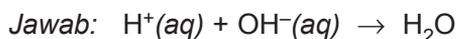
No.	Volume HCl	Volume NaOH yang digunakan
1
2
3

Pertanyaan

1. Tentukan volume NaOH rata-rata yang digunakan!
2. Tentukan jumlah mol NaOH yang digunakan!
3. Tentukan jumlah mol HCl berdasar perbandingan koefisien!

$$\text{NaOH}(aq) + \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$$
4. Tentukan molaritas larutan HCl!

Untuk mengetahui berapa molaritas larutan NaOH, maka 10 mL larutan ini dititrasi dengan HCl 0,1 M dengan menggunakan indikator fenolftalein. Bila yang dibutuhkan 20 mL HCl 0,1 M, berapa molaritas NaOH?



20 mL HCl 0,1 M mengandung $2 \cdot 10^{-2}$ mol H^+

$2 \cdot 10^{-3}$ mol $\text{H}^+ \sim 2 \cdot 10^{-3}$ mol OH^-

Misal: molaritas NaOH = x M

10 mL NaOH x M mengandung $10^{-2} \cdot x$ mol OH^-

$10^{-2} \cdot x$ mol $\text{OH}^- = 2 \cdot 10^{-3}$ mol OH^-

$$x = 2 \cdot 10^{-1} = 0,2$$

Jadi, molaritas NaOH 0,2 M.

2. Penetralkan asam kuat oleh basa kuat

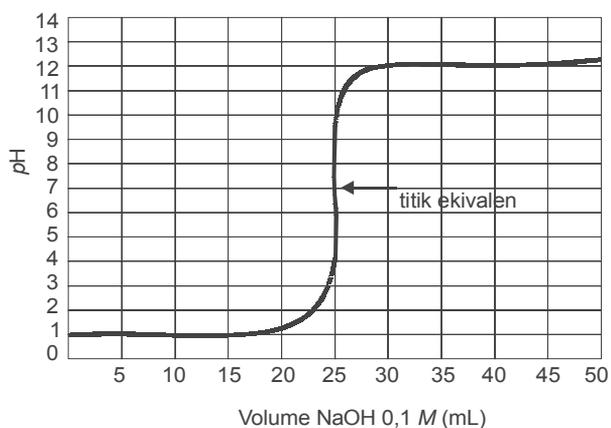
Perubahan pH pada penetralan asam kuat oleh basa kuat, sebagai contoh 25 mL larutan HCl 0,1 M yang ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 M sedikit demi sedikit hingga mencapai 50 mL, ditunjukkan oleh gambar 5.4. Setiap perubahan pH dicatat volume NaOH yang ditambahkan. Data yang diperoleh tertera pada tabel berikut.

Tabel 5.7 Harga pH pada titrasi asam kuat dengan basa kuat

Volume NaOH 0,1 M yang ditambahkan (cm ³)	pH HCl 0,1 M
0,0	1,00
5,0	1,18
10,0	1,37
15,0	1,60
20,0	1,95
22,0	2,20
24,0	2,69
24,5	3,00
24,9	3,70
25,0	7,00
25,1	10,30
25,5	11,00
26,0	11,29

Volume NaOH 0,1 M yang ditambahkan (cm ³)	pH HCl 0,1 M
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Kurva yang didapat adalah sebagai berikut.



Gambar 5.4 Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat, dalam hal ini titrasi larutan HCl dengan larutan NaOH

Pada titrasi HCl dengan NaOH, mula-mula pH naik sangat lambat kemudian terjadi lonjakan pH dan selanjutnya kenaikan pH lambat lagi. Titik tengah bagian vertikal grafik adalah titik ekuivalen titrasi. Pada titrasi asam kuat dan basa kuat titik ekuivalen terjadi pada pH 7. Larutan dengan pH 7 bersifat netral yaitu jumlah ion H⁺ sama dengan ion OH⁻.

3. Penetralkan asam lemah oleh basa kuat

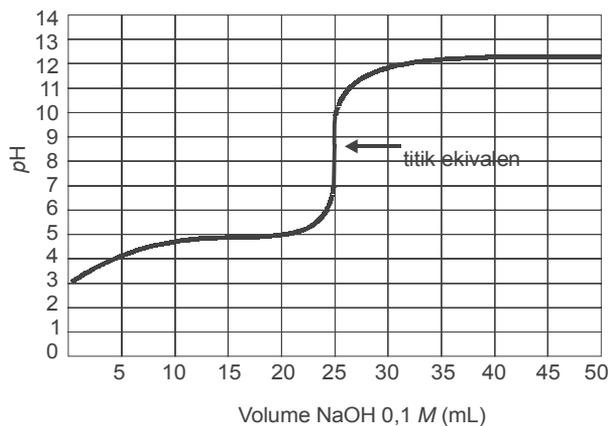
Perubahan pH pada penetralkan asam lemah oleh basa kuat, dalam hal ini 25 mL larutan CH₃COOH 0,1 M yang ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 M sedikit demi sedikit

hingga mencapai 50 mL, ditunjukkan oleh gambar 5.5. Setiap perubahan pH dicatat volume NaOH yang ditamhkannya. Data yang diperoleh tertera pada tabel berikut.

Tabel 5.8 Harga pH pada titrasi asam lemah dengan basa kuat

Volume NaOH 0,1 M yang ditambahkan (cm ³)	pH CH ₃ COOH 0,1 M
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,13
24,5	6,44
24,9	7,14
25,0	8,72
25,1	10,30
25,5	11,00
26,0	11,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Kurva yang didapat adalah sebagai berikut.



Gambar 5.5 Kurva titrasi NaOH dan CH₃COOH

Titrasi asam lemah dengan basa kuat prinsipnya sama tetapi ada sedikit perbedaan. Pada titrasi CH_3COOH dengan NaOH , pH dimulai dari pH 3 dan titik ekuivalen terjadi pada pH yang lebih tinggi pula. Hal ini disebabkan CH_3COOH adalah asam lemah dan menghasilkan ion H^+ dalam jumlah yang sedikit. Titik ekuivalen terjadi pada pH 8,72. Pada campuran terdapat pula natrium asetat yang bersifat basa lemah dan meningkatkan pH .

Setelah titik ekuivalen kedua grafik sama kembali karena pH hanya bergantung pada ion hidroksida yang ditambahkan saja.

Kurva titrasi membantu untuk menentukan indikator apa yang cocok untuk suatu titrasi. Pada titrasi asam kuat dengan basa kuat, indikator fenolftalein dapat digunakan walaupun perubahan warna dari tidak berwarna ke merah muda mulai pH 8,72 tetapi dari titik ekuivalen penambahan NaOH hanya $0,01 \text{ cm}^3$, jadi dapat diabaikan. Untuk titrasi asam lemah dengan basa kuat indikator fenolftalein sudah tepat digunakan karena titik ekuivalen berada pada awal trayek pH (8,3).

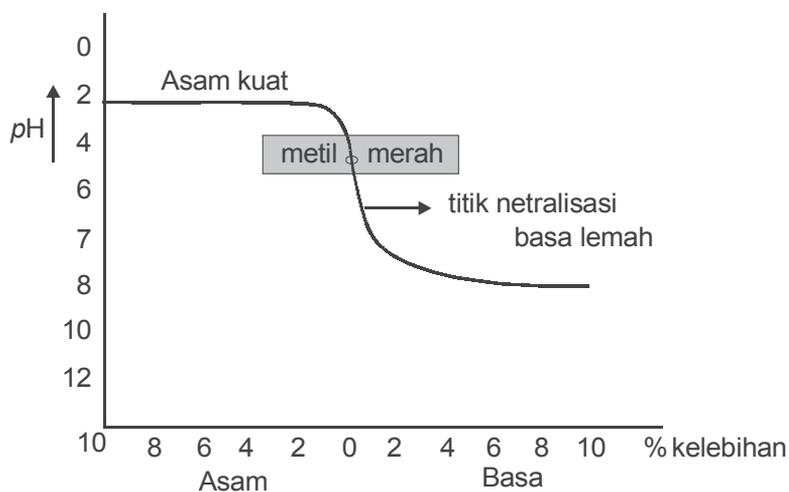
4. Penetralkan basa lemah oleh asam kuat

Perubahan pH pada penetralkan basa lemah oleh asam kuat, misalnya larutan $100 \text{ mL NH}_4\text{OH } 0,1 \text{ M}$ dititrasi dengan larutan $\text{HCl } 0,1 \text{ M}$ atau sebaliknya.

Tabel 5.9 Harga pH pada titrasi basa lemah dengan asam kuat

No.	Penambahan HCl (mL)	% kelebihan		$\frac{M_b}{M_g}$	pOH	pH	Keterangan
		Basa	Asam				
1	0	100	-	-	2,87	11,13	1)
2	50	50	-	$\frac{50}{50}$	4,75	9,25	2)
3	90	10	-	$\frac{10}{90}$	5,7	8,3	
4	99	1	-	$\frac{1}{99}$	6,75	7,25	

No.	Penambahan HCl (mL)	% kelebihan		$\frac{M_b}{M_g}$	pOH	pH	Keterangan
		Basa	Asam				
5	99,9	0,1	-	$\frac{0,1}{99,9}$	7,76	6,24	3) Titik ekuivalen
6	100	-	-	-		5,28	
7	100,1	-	0,1	-		4,3	
8	101	1	-	-		3,3	
9	110	-	10	-		2,3	
10	200	-	100	-		1,5	



Gambar 5.6 Kurva titrasi asam kuat dengan basa lemah

Percobaan

Dalam kehidupan sehari-hari, teknik titrasi banyak digunakan misalnya untuk mengetahui kadar suatu zat.

Menentukan Kadar Asam di Perdagangan

Asam cuka sering digunakan di dapur untuk keperluan memasak dengan bermacam-macam merek. Coba perhatikan apa yang tertulis dalam label asam cuka.

Perlu diketahui kadar asam cuka pekat adalah 17,4 M. Apakah kadar yang tertulis dalam label itu benar? Untuk menentukan kadar asam asetat dalam cuka dapur tersebut dapat dilakukan dengan cara titrasi asam basa.

Cara Kerja

1. Catat merek cuka yang digunakan dan kadar asam yang tercantum pada labelnya.
2. Ambil 2 mL larutan asam cuka dan tambahkan 1 tetes indikator fenolftalein.
3. Titrasi larutan ini dengan larutan NaOH 0,1 M.
4. Catat volume NaOH yang digunakan sampai indikator tepat berubah warna.
5. Hitung molaritas larutan CH_3COOH dalam cuka dapur.
6. Bandingkan dengan label pada botol cuka (massa jenis larutan 0,95 g/mL)

Contoh perhitungan

Untuk mengetahui % asam cuka dilakukan dengan titrasi 2 mL larutan asam cuka dan memerlukan 35 mL larutan NaOH 0,1 M. Massa jenis larutan 950 g/L.

- a. Tentukan molaritas asam cuka!
- b. Berapa % kadar asam cuka tersebut?

Jawab:

$$\text{a. } M_{\text{asam}} = \frac{V_{\text{basa}} \times V_{\text{basa}}}{V_{\text{asam}}} = \frac{35 \times 0,1}{2} = 1,75 \text{ M}$$

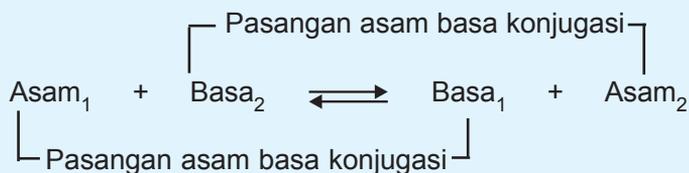
- b. Dalam 1 liter larutan cuka terdapat $1,75 \times 60$ gram cuka = 105 gram cuka. Berat 1 liter larutan = 950 gram.

$$\% \text{ larutan cuka} = \frac{105}{950} \times 100\% = 11,05\%$$



Rangkuman

1. Asam mempunyai rasa masam dan basa mempunyai rasa pahit.
2. Zat indikator dapat mengubah warna bila lingkungannya berubah sifat.
3. Indikator asam dan basa yang sering digunakan di laboratorium adalah indikator kertas lakmus.
 - larutan asam, memerahkan kertas lakmus biru,
 - larutan basa, membirukan kertas lakmus merah,
 - larutan netral tidak mengubah warna lakmus.
4. Asam menurut Arrhenius adalah suatu zat yang bila dilarutkan dalam air dapat memberikan atau memperbesar konsentrasi ion H^+ .
5. Basa menurut Arrhenius adalah suatu zat yang bila dilarutkan dalam air dapat memperbesar konsentrasi ion OH^- .
6. Konsep asam basa menurut Bronsted dan Lowry.
 - a. Asam ialah senyawa yang dapat memberikan proton kepada senyawa lain, disebut donor proton.
 - b. Basa ialah senyawa yang dapat menerima proton dari senyawa lain, disebut akseptor proton.



7. Garam ialah senyawa yang terbentuk dari ion positif dan ion negatif asam.
8. Derajat ionisasi (α) = $\frac{\text{Jumlah mol zat yang terionisasi}}{\text{Jumlah mol zat mula-mula}}$

9. Tetapan ionisasi asam lemah: $K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

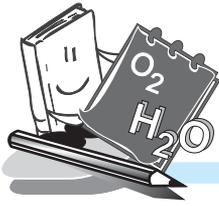
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M_a}}$$

10. Tetapan ionisasi basa lemah: $K_b = \frac{[L^+] \cdot [OH^-]}{[LOH]}$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{M_b}}$$

11. Pada suhu 25 °C harga tetapan kesetimbangan air murni $K_w = 1 \times 10^{-14}$.
12. Keasaman suatu larutan dinyatakan dengan derajat keasaman (pH) yang didefinisikan sebagai $-\log [H^+]$ larutan.
13. Larutan bersifat asam jika $pH < 7$, netral jika $pH = 7$, dan basa jika $pH > 7$.
14. Harga pH suatu larutan dapat ditunjukkan dengan indikator. Untuk menentukan kadar suatu asam atau basa dapat dilakukan dengan titrasi asam atau basa itu.
15. Trayek perubahan warna indikator adalah batas-batas pH di mana indikator mengalami perubahan warna.
16. - pH adalah $-\log [H^+]$; untuk asam kuat $[H^+] = a \cdot M$
 - pOH adalah $-\log [OH^-]$; untuk basa kuat $[OH^-] = b \cdot M$
 - $pH + pOH = 14$.
 - untuk asam lemah = $[H^+] = \alpha \cdot M_a$
 $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$
 - untuk basa lemah = $[OH^-] = \alpha \cdot M_b$
 $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

1. Diketahui trayek perubahan warna indikator sebagai berikut.

Indikator	Warna	Trayek pH
metil merah	merah kuning	3,4–4,4
bromtimol biru	kuning biru	6,0–7,6
fenolftalein	tidak berwarna merah	8,0–10

Hasil analisis air hujan menunjukkan:

- Terhadap indikator metil merah memberi warna kuning.
- Terhadap indikator bromtimol biru memberi warna biru.
- Terhadap indikator fenolftalein tak berwarna.

Hasil analisis ini menunjukkan bahwa pH air hujan itu adalah

- A. lebih kecil dari 3,1
- B. terletak antara pH 4,4–6,0
- C. lebih kecil dari 7,6
- D. terletak antara 7,6–8,0
- E. lebih besar dari 10,0

2. Diberikan tabel data harga K_a asam sebagai berikut.

No.	Senyawa	K_a
1	HA	$1,8 \times 10^{-4}$
2	HB	$1,8 \times 10^{-5}$
3	HC	$6,7 \times 10^{-5}$
4	HD	$3,4 \times 10^{-8}$
5	HE	$7,2 \times 10^{-10}$

Berdasarkan data tersebut asam yang paling lemah adalah

- A. HA
- B. HB
- C. HC
- D. HD
- E. HE

3. Larutan 0,74 gram Ca(OH)_2 ($M_r = 74$) dalam 2 liter air, mempunyai harga pH

- A. $2 - \log 2$
- B. 2
- C. 12
- D. $12 + \log 4$
- E. $13 - \log 2$

4. Data hasil pengujian larutan dengan kertas lakmus merah dan biru.

Larutan	P	Q	R	S	T
Warna lakmus merah dalam larutan	merah	biru	merah	merah	biru
Warna lakmus biru dalam larutan	merah	biru	merah	biru	biru

Berdasarkan data tersebut, larutan yang mengandung OH^- adalah

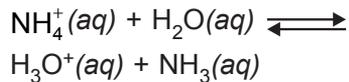
- A. P dan S D. S dan T
 B. Q dan S E. Q dan T
 C. R dan P
5. Larutan $100 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$ $\text{pH} = 2$ diencerkan hingga volume larutan menjadi 1.000 cm^3 , maka pH larutan yang terbentuk adalah
 A. 1 D. 4
 B. 2 E. 5
 C. 3
6. Harga pH larutan yang terbesar terdapat dalam larutan
 A. $0,1 \text{ mol NaOH}$ dalam 1 liter larutan
 B. $0,01 \text{ mol KOH}$ dalam 2 liter larutan
 C. $0,01 \text{ mol Ca(OH)}_2$ dalam $0,5 \text{ liter}$ larutan
 D. $0,1 \text{ mol Ba(OH)}_2$ dalam 2 liter larutan
 E. $0,1 \text{ mol Sr(OH)}_2$ dalam 1 liter larutan

7. Derajat keasaman (pH) larutan asam asetat $0,2 \text{ M}$

($K_a = 2 \times 10^{-5}$) adalah

- A. $2 - \log 3$
 B. $3 - \log 2$
 C. $4 - \log 4$
 D. $5 - \log 2$
 E. $6 - \log 4$

8. Reaksi berikut:



Spesi-spesi yang merupakan pasangan asam basa konjugasi adalah

- A. H_3O^+ dan NH_4^+
 B. H_3O^+ dan H_2O
 C. NH_4^+ dan H_2O
 D. NH_3 dan H_3O^+
 E. H_2O dan NH_3

9. Pada reaksi $\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ \longrightarrow$

$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$ yang merupakan pasangan asam basa berkonjugasi adalah

- A. NH_4^+ dan NH_3
 B. OH^- dan NH_3
 C. NH_4^+ dan H_2O
 D. NH_3 dan H_2O
 E. NH_4^+ dan OH^-

10. Ion hidrogen sulfit dapat bertindak sebagai basa dalam reaksi dengan zat lain. Pilihan persamaan reaksi yang mendukung pernyataan tersebut

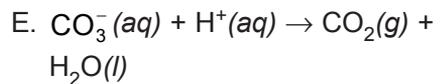
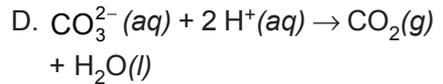
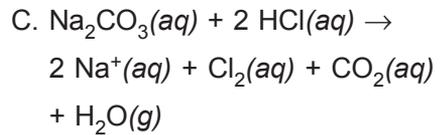
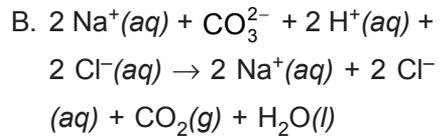
- A. $\text{HSO}_3^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{SO}_3^{2-}(aq) + \text{H}_3\text{O}^+(aq)$
- B. $\text{HSO}_3^-(aq) + \text{NH}_3(aq) \rightarrow \text{SO}_3^{2-}(aq) + \text{NH}_4^+(aq)$
- C. $\text{HSO}_3^-(aq) + \text{CH}_3\text{COO}^-(aq) \rightarrow \text{SO}_3^{2-}(aq) + \text{CH}_3\text{COOH}(aq)$
- D. $\text{HSO}_3^-(aq) + \text{H}_2\text{O}_2(aq) \rightarrow \text{HSO}_4^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- E. $\text{HSO}_3^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(aq) + \text{OH}^-(aq)$

11. Reaksi larutan elektrolit di bawah ini yang menghasilkan endapan adalah

- A. $\text{HCl}(aq) + \text{NaOH}(aq)$
- B. $\text{KNO}_3(aq) + \text{NaBr}(aq)$
- C. $\text{Ca}(\text{OH})_2(aq) + \text{HCl}(aq)$
- D. $\text{AgNO}_3(aq) + \text{NaCl}(aq)$
- E. $\text{NaNO}_3(aq) + \text{KCl}(aq)$

12. Larutan natrium karbonat direaksikan dengan larutan asam klorida menghasilkan gas karbon dioksida dan air. Persamaan reaksi ionnya adalah

- A. $\text{Na}_2\text{CO}_3(aq) + 2 \text{HCl}(aq) \rightarrow 2 \text{NaCl}(aq) + \text{CO}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$



13. Aluminium sulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ sebanyak 3,42 gram ditambah air hingga volume larutan 2 liter. Jika diketahui A_r Al = 27; S = 32; dan O = 16, maka molaritas larutan yang terbentuk adalah

- A. 0,5 M D. 0,01 M
- B. 0,1 M E. 0,005 M
- C. 0,05 M

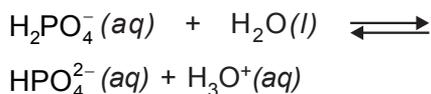
14. Data hasil percobaan titrasi larutan NaOH dengan larutan HCl sebagai berikut.

Per-cobaan	Volume NaOH 0,15 M	Volume HCl 0,1 M
1	10 mL	5 mL
2	10 mL	12 mL
3	10 mL	15 mL
4	10 mL	20 mL
5	10 mL	24 mL

Titik netralisasi ditunjukkan pada percobaan

- A. 1 D. 4
- B. 2 E. 5
- C. 3

15. Diketahui reaksi:



Yang merupakan pasangan asam basa konjugasi adalah

- A. H_2PO_4^- dan H_2O
 - B. HPO_4^{2-} dan H_3O^+
 - C. H_2PO_4^- dan H_3O^+
 - D. H_2O dan H_3O^+
 - E. H_2PO_4^- dan HPO_4^{2-}
16. Berikut ini yang *bukan* merupakan sifat larutan basa adalah
- A. rasa pahit
 - B. mengandung ion hidroksida
 - C. tidak dapat bereaksi dengan asam
 - D. mengubah lakmus merah menjadi biru
 - E. menghantarkan listrik
17. Asam-asam berikut yang merupakan asam terkuat adalah
- A. H_3PO_4
 - B. HClO_4
 - C. H_2SiO_3
 - D. H_2SO_4
 - E. HAlO_2
18. Kertas lakmus merah akan berubah warnanya menjadi biru jika ditetaskan larutan
- A. asam sulfat
 - B. natrium klorida

- C. barium hidroksida
- D. asam cuka
- E. asam iodida

19. Pada suatu percobaan diperoleh data sebagai berikut.

Larutan	lampu menyala	Indikator/lakmus	
		merah	biru
A	+	merah	biru
B	-	merah	biru
C	+	merah	merah
D	+	biru	biru
E	-	merah	biru

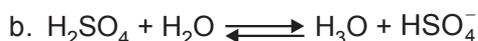
Berdasarkan data tersebut larutan yang bersifat asam adalah

- A. A
 - B. B
 - C. C
 - D. D
 - E. E
20. Larutan asam asetat 10 mL 0,1 M diencerkan dengan air sampai volume larutan menjadi 1.000 mL, maka perubahan pH larutan dari (K_a asetat = $1,0 \times 10^{-5}$)
- A. 1 menjadi 2
 - B. 1 menjadi 3
 - C. 3 menjadi 4
 - D. 3 menjadi 5
 - E. 3 menjadi 6

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

1. Diketahui suatu larutan basa lemah MOH mempunyai konsentrasi 0,001 M, $K_b = 1 \times 10^{-5}$. Tentukan harga pH larutan tersebut!

2. Diberikan 5 reaksi asam basa menurut Bronsted-Lowry sebagai berikut.



Tunjukkan pasangan asam dan basa konjugasinya!

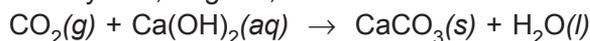
3. Disediakan 6 macam larutan yaitu: Na_2CO_3 1 M, BaCl_2 1 M, K_2SO_4 1 M, NaOH 1 M, HCl 1 M, H_2SO_4 1 M. Dengan menggunakan larutan tersebut, jawablah pertanyaan berikut!

a. Tuliskan reaksi dari pasangan larutan yang menghasilkan gas!

b. Tuliskan reaksi dari pasangan larutan yang menghasilkan endapan!

c. Tuliskan reaksi dari pasangan larutan yang menghasilkan air!

4. 200 mL udara dialirkan ke dalam air kapur menghasilkan endapan CaCO_3 sebanyak 0,05 gram, menurut reaksi:



Tentukan kadar CO_2 di udara!

(Ar, C = 12; O = 16; Ca = 40; dan H = 1)

5. Data hasil titrasi 10 ml larutan asam H_2SO_4 dengan larutan NaOH 0,1 M sebagai berikut.

Titration ke-	Volume larutan NaI yang ditambahkan
1	5,0 mL
2	4,9 mL
3	5,1 mL

a. Hitung molaritas asam yang bereaksi!

b. Tulis persamaan reaksi tersebut!

c. Indikator apakah yang akan digunakan pada titrasi tersebut?





BAB 6

LARUTAN BUFFER



Gambar 6.1 Larutan buffer
Sumber: Jendela Iptek Materi

Pada bab keenam ini akan dipelajari tentang pengertian larutan buffer, macam-macam larutan buffer, sifat larutan buffer, dan fungsi larutan buffer.

Bab 6

Larutan Buffer

Tujuan Pembelajaran

Setelah merancang dan melakukan percobaan, diharapkan siswa mampu:

1. Mengukur pH larutan buffer dan bukan buffer setelah ditambah sedikit asam, basa, atau pengenceran.
2. Menghitung pH atau pOH larutan buffer dengan menggunakan prinsip kesetimbangan.
3. Menjelaskan fungsi larutan buffer dalam kehidupan sehari-hari.

Larutan buffer adalah larutan yang dapat menyangga (mempertahankan) pH . Larutan buffer memiliki pH yang *konstan*, terhadap pengaruh *pengenceran* atau ditambah *sedikit asam* atau *basa*. Secara teoritis berapa pun diencerkannya pH tidak akan berubah, tetapi dalam praktiknya jika pengenceran besar sekali, jelas pH -nya akan berubah. Nama lain larutan buffer adalah *larutan dapar* atau *larutan penyangga*.



A. Pengertian Larutan Buffer

Larutan buffer adalah larutan yang mengandung asam lemah dan basa konjugasinya atau basa lemah dan asam konjugasinya. Larutan buffer mempunyai sifat menyangga usaha untuk mengubah pH seperti penambahan asam, basa, atau pengenceran. Artinya, pH larutan buffer praktis tidak berubah walaupun kepadanya ditambahkan sedikit asam kuat atau basa kuat atau bila larutan diencerkan.



B. Macam-macam Larutan Buffer

1. Larutan buffer yang mengandung campuran asam lemah dan basa konjugasinya

Contoh:

Larutan yang terdiri atas: CH_3COOH dan CH_3COONa

Rumus:
$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Keterangan:

K_a = tetapan ionisasi asam

[asam] = konsentrasi asam

[basa konjugasi] = konsentrasi basa konjugasi

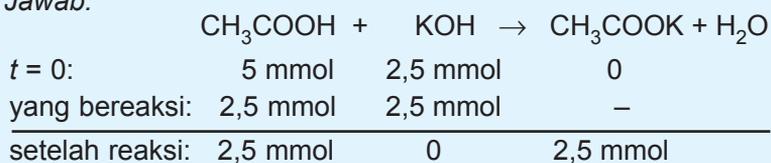
Contoh soal:

- a. Berapa pH campuran yang terdiri atas 50 mL larutan CH_3COOH 0,2 M dan 50 mL larutan CH_3COONa 0,1 M bila $K_a = 10^{-5}$?

Jawab:
$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]} \\ &= 10^{-5} \cdot \frac{(0,2 \text{ M})}{(0,1 \text{ M})} \\ &= 2 \cdot 10^{-5} \\ \text{pH} &= -\log 2 \cdot 10^{-5} \\ &= 5 - \log 2 \end{aligned}$$

- b. Tentukan pH larutan bila 25 mL larutan CH_3COOH 0,2 M dicampurkan dengan 25 mL larutan KOH 0,1 M jika $K_a = 10^{-5}$!

Jawab:



$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]}$$

$$= 10^{-5} \cdot \frac{(2,5 \text{ mmol})}{(2,5 \text{ mmol})}$$

$$= 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5}$$

$$= 5$$

2. Larutan buffer yang mengandung campuran basa lemah dan asam konjugasinya

Contoh: larutan yang terdiri atas NH_4OH dan NH_4Cl

Rumus:
$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{basa}]}{[\text{asam konjugasi}]}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Keterangan:

K_b = tetapan ionisasi basa

[basa] = konsentrasi basa

[asam konjugasi] = konsentrasi asam konjugasi

Contoh soal:

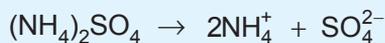
- a. Sebanyak 50 mL larutan NH_4OH 0,1 M dicampur dengan 50 mL $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0,1 M. Hitung pH campuran yang terjadi jika $K_b = 10^{-5}$!

Jawab:

Campuran berisi larutan NH_4OH dan NH_4^+ maka bersifat buffer basa.

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 5 \text{ mmol}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 10 \text{ mmol}$$



$$5 \text{ mmol} \quad \sim \quad 10 \text{ mmol}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{basa}]}{[\text{asam konjugasi}]}$$

$$= 10^{-5} \cdot \frac{(5 \text{ mmol})}{(10 \text{ mmol})}$$

$$= \frac{1}{2} \cdot 10^{-5}$$

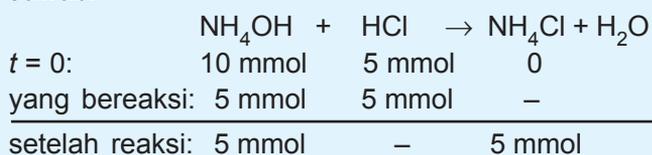
$$p\text{OH} = -\log \frac{1}{2} \cdot 10^{-5} = 5 + \log 2$$

$$p\text{H} = 14 - (5 + \log 2)$$

$$= 9 - \log 2$$

- b. Bila 50 mL larutan NH_4OH 0,2 M dicampurkan ke dalam 50 mL larutan HCl 0,1 M. Hitung $p\text{H}$ campuran yang terjadi jika $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$!

Jawab:



$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{basa}]}{[\text{asam konjugasi}]}$$

$$= 2 \cdot 10^{-5} \frac{(5 \text{ mmol})}{(5 \text{ mmol})}$$

$$= 2 \cdot 10^{-5}$$

$$p\text{OH} = -\log 2 \times 10^{-5}$$

$$= 5 - \log 2$$

$$p\text{H} = 14 - (5 - \log 2)$$

$$= 9 + \log 2$$



C. Sifat Larutan Buffer

Untuk lebih memahami sifat larutan buffer, maka akan dipelajari pengaruh penambahan asam kuat, basa kuat, dan pengenceran terhadap pH larutan buffer dan larutan bukan buffer. Sebagai larutan buffer digunakan larutan yang mengandung CH_3COOH $0,1 M$ dan $NaCH_3COO$ $0,1 M$, sedangkan larutan bukan buffer digunakan larutan $NaCl$ $0,1 M$. Kegiatan 6.1 dilakukan sebagai berikut. Sebanyak 9 gelas kimia ukuran 100 mL diisi dengan larutan buffer masing-masing 10 mL. Kemudian, ke dalam gelas:

- 1 ditambahkan 1 mL larutan HCl $0,1 M$
- 2 ditambahkan 5 mL larutan HCl $0,1 M$
- 3 ditambahkan 10 mL larutan HCl $0,1 M$
- 4 ditambahkan 11 mL larutan HCl $0,1 M$
- 5 ditambahkan 1 mL larutan $NaOH$ $0,1 M$
- 6 ditambahkan 5 mL larutan $NaOH$ $0,1 M$
- 7 ditambahkan 10 mL larutan $NaOH$ $0,1 M$
- 8 ditambahkan 11 mL larutan $NaOH$ $0,1 M$
- 9 ditambahkan 20 mL air suling.

Setelah itu pH larutan pada setiap gelas diukur dengan indikator universal. Hal yang sama dilakukan pula terhadap larutan bukan buffer. Secara teori, pH larutan-larutan yang diuji pada Kegiatan 6.1 di atas adalah sebagai berikut.

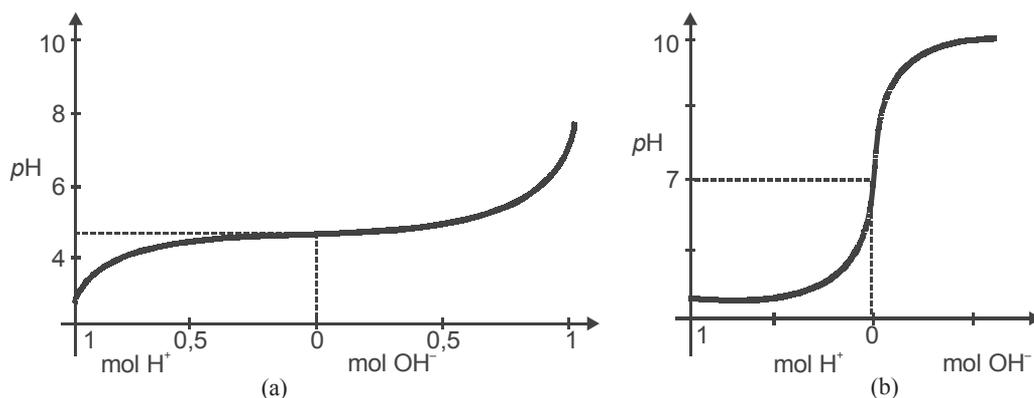
pH awal: Larutan buffer: (4,75)

Larutan bukan buffer: 7

pH setelah penambahan larutan HCl dan $NaOH$ serta setelah pengenceran:

Jenis larutan	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Larutan buffer	4,73	4,70	4,66	4,64	4,75	4,79	4,83	4,81	4,75
Larutan bukan buffer	2,32	1,70	1,48	1,45	11,68	12,30	12,52	12,55	7

Perubahan pH larutan buffer dan bukan buffer di atas dalam bentuk grafik ditunjukkan oleh gambar 6.2.



Gambar 6.2 Grafik perubahan pH larutan buffer (a) dan larutan bukan buffer (b) pada penambahan asam kuat dan basa kuat

Berdasarkan keterangan tersebut dapat disimpulkan sifat-sifat larutan buffer sebagai berikut.

1. pH larutan buffer praktis tidak berubah pada penambahan sedikit asam kuat atau sedikit basa kuat atau pengenceran.
2. pH larutan buffer berubah pada penambahan asam kuat atau basa kuat yang relatif banyak, yaitu apabila asam kuat atau basa kuat yang ditambahkan menghabiskan komponen larutan buffer itu, maka pH larutan akan berubah drastis.
3. Daya penyangga suatu larutan buffer bergantung pada jumlah mol komponennya, yaitu jumlah mol asam lemah dan basa konjugasinya atau jumlah mol basa lemah dan asam konjugasinya.

Untuk lebih jelasnya perhatikan contoh soal berikut.

Contoh soal:

100 mL larutan yang mengandung CH_3COOH 0,01 mol dan CH_3COONa 0,02 mol dan $K_a = 10^{-5}$.

Tentukan:

1. pH larutan;
2. pH larutan bila ditambah 0,001 mol HCl;
3. pH larutan bila ditambah 0,001 mol NaOH;
4. pH larutan bila diencerkan dengan menambah 100 mL air!

Jawab:

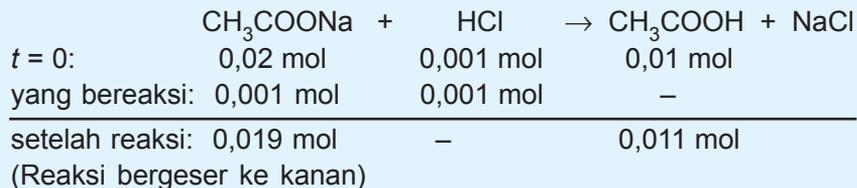
1. $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,01 \text{ mol} / 0,1 \text{ liter} = 0,1 \text{ M}$
 $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,02 \text{ mol} / 0,1 \text{ liter} = 0,2 \text{ M}$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]} \\ &= 10^{-5} \cdot \frac{(0,1)}{(0,2)} \\ &= \frac{1}{2} \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log \cdot \frac{1}{2} \cdot 10^{-5} \\ &= 5 + \log 2 \\ &= 5 + 0,3010 \\ &= 5,30 \end{aligned}$$

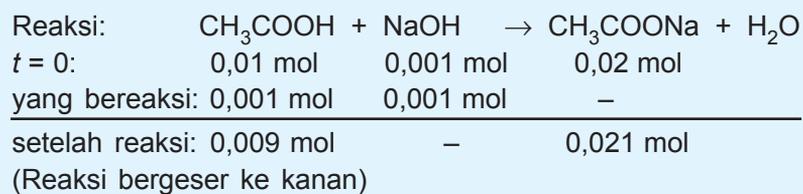
2. $\left. \begin{array}{l} \text{CH}_3\text{COOH} = 0,01 \text{ mol} \\ \text{CH}_3\text{COONa} = 0,02 \text{ mol} \end{array} \right\} \text{ditambah } 0,001 \text{ mol HCl}$

Reaksi:



$$\begin{aligned}
 [\text{H}^+] &= K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]} \\
 &= 10^{-5} \cdot \frac{(0,011)}{(0,019)} \\
 &= 10^{-5} \cdot \frac{11}{19} \\
 \text{pH} &= -\log \frac{11}{19} \cdot 10^{-5} \\
 &= 5 - \log \frac{11}{19} \\
 &= 5,24
 \end{aligned}$$

3. $\left. \begin{array}{l} \text{CH}_3\text{COOH} = 0,01 \text{ mol} \\ \text{CH}_3\text{COONa} = 0,02 \text{ mol} \end{array} \right\} \text{ditambah } 0,001 \text{ mol NaOH}$



$$\begin{aligned}
 [\text{H}^+] &= K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]} \\
 &= 10^{-5} \cdot \frac{(0,009)}{(0,021)} \\
 &= 10^{-5} \cdot \frac{9}{21} \\
 \text{pH} &= -\log \frac{9}{21} \cdot 10^{-5} \\
 &= 5 - \log \frac{9}{21} \\
 &= 5,37
 \end{aligned}$$

4. $\text{CH}_3\text{COOH} = 0,01 \text{ mol}$
 $\text{CH}_3\text{COONa} = 0,02 \text{ mol}$ } ditambah 100 mol air
 maka volume larutan
 menjadi 200 mL = 0,2 liter

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{asam}]}{[\text{basa konjugasi}]}$$

$$= 10^{-5} \cdot \frac{(0,01 \text{ mol}/0,2 \text{ l})}{(0,02 \text{ mol}/0,2 \text{ l})}$$

$$= \frac{1}{2} \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log \frac{1}{2} \cdot 10^{-5}$$

$$= 5 + \log 2$$

$$= 5 + 0,3010$$

$$= 5,3010$$

Berdasarkan contoh soal di atas dapat dilihat perubahan harga pH sangat kecil maka dapat disimpulkan bahwa sifat larutan buffer bila ditambah sedikit asam, basa, atau pengenceran pH -nya tetap.

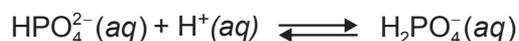


D. Fungsi Larutan Buffer

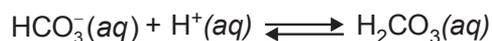
Larutan buffer digunakan secara luas dalam kimia analitis, biokimia, dan bakteriologi, juga dalam fotografi, industri kulit, dan zat warna. Dalam tiap bidang tersebut, terutama dalam biokimia dan bakteriologi, diperlukan rentang pH tertentu yang sempit untuk mencapai hasil optimum. Kerja suatu enzim, tumbuhnya kultur bakteri, dan proses biokimia lainnya sangat sensitif terhadap perubahan pH .

Cairan tubuh, baik cairan intra sel maupun cairan luar sel, merupakan larutan buffer. Sistem buffer yang utama dalam

cairan intra sel adalah pasangan asam basa konjugasi dihidro-
genfosfat-monohidrogenfosfat ($\text{H}_2\text{PO}_4^- - \text{HPO}_4^{2-}$). Sistem ini
bereaksi dengan asam dan basa sebagai berikut.



Adapun sistem penyangga utama dalam cairan luar sel (darah) adalah pasangan asam basa konjugasi asam karbonat bikarbonat ($\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{HCO}_3^-$). Sistem ini bereaksi dengan asam dan basa sebagai berikut.



Sistem penyangga di atas membantu menjaga pH darah hampir konstan, yaitu sekitar 7,4.

Perbandingan konsentrasi HCO_3^- terhadap H_2CO_3 yang diperlukan untuk menjadikan $\text{pH} = 7,4$ adalah 20 : 1. Jumlah HCO_3^- yang relatif jauh lebih banyak itu dapat dimengerti karena hasil-hasil metabolisme yang diterima darah lebih banyak yang bersifat asam. Proses metabolisme dalam jaringan terus-menerus membebaskan asam-asam seperti asam laktat, asam fosfat, dan asam sulfat. Ketika asam-asam itu memasuki pembuluh darah maka ion HCO_3^- akan berubah menjadi H_2CO_3 , kemudian H_2CO_3 akan terurai membentuk CO_2 . Pernapasan akan meningkat untuk mengeluarkan kelebihan CO_2 melalui paru-paru. Apabila darah harus menerima zat yang bersifat basa maka H_2CO_3 akan berubah menjadi HCO_3^- . Untuk mempertahankan perbandingan $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$ tetap 20 : 1 maka sebagian CO_2 yang terdapat dalam paru-paru akan larut ke dalam darah membentuk H_2CO_3 .

Apabila mekanisme pengaturan pH dalam tubuh gagal, seperti dapat terjadi selama sakit, sehingga pH darah turun di bawah 7,0 atau naik ke atas 7,8, dapat menyebabkan kerusakan permanen pada organ tubuh atau bahkan kematian.

Faktor-faktor yang dapat menyebabkan keadaan *asidosis* (penurunan pH) adalah penyakit jantung, penyakit ginjal, *diabetes mellitus* (penyakit gula), *diare* yang terus-menerus, atau makanan berkadar protein tinggi dalam jangka waktu lama. Keadaan *asidosis* sementara dapat terjadi karena olahraga intensif yang dilakukan terlalu lama. *Alkalosis* (peningkatan pH darah) dapat terjadi sebagai akibat muntah yang hebat, *hiperventilasi* (bernapas terlalu berlebihan, kadangkadang karena cemas atau histeris atau berada di ketinggian). Suatu penelitian yang dilakukan terhadap para pendaki gunung yang mencapai puncak Everest (8.848 m) tanpa oksigen tambahan menunjukkan pH darah mereka berada di antara 7,7–7,8. Hiperventilasi diperlukan untuk mengatasi tekanan oksigen yang amat rendah (kira-kira 43 mmHg) di tempat setinggi itu.



Percobaan

pH Larutan Buffer

Tujuan: mengamati perubahan pH larutan buffer

Alat dan Bahan:

- | | |
|-----------------------|---------------------|
| - erlenmeyer | - CH_3COOH 0,1 M |
| - tabung reaksi | - CH_3COONa 0,1 M |
| - indikator universal | - $NaOH$ 0,1 M |
| - pipet tetes | - akuades/air |
| - $NaCl$ 0,1 M | |

Cara Kerja:

1. Masukkan 3 mL CH_3COOH 0,1 M dengan 3 mL CH_3COONa 0,1 M dalam erlenmeyer dan kocoklah.
2. Ambillah masing-masing 1 mL campuran tersebut dalam 3 tabung reaksi kemudian ukurlah pH -nya dengan indikator universal.

3. Tambahkan tetes demi tetes NaOH 0,1 M sampai pH-nya berubah dan catat berapa tetes NaOH yang diperlukan.
4. Tambahkan tetes demi tetes HCl 0,1 M pada tabung kedua sampai pH-nya berubah dan catat HCl yang diperlukan.
5. Tambahkan akuades ke dalam tabung reaksi ketiga sampai pH-nya berubah dan catat H₂O yang diperlukan.
6. Ulangi percobaan di atas dengan mengganti campuran pada langkah nomor 1 dengan larutan NaCl 0,1 M lalu bandingkan hasilnya dan buatlah kesimpulan.



Rangkuman

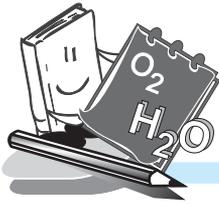
1. Larutan buffer (penyangga) adalah larutan yang mengandung asam lemah dan basa konjugasinya atau basa lemah dan asam konjugasinya.
2. Rumus menghitung pH larutan buffer adalah sebagai berikut.
 - a. Larutan buffer yang mengandung asam lemah dan basa konjugasinya.

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{basa konjugasi}]}{[\text{asam}]}$$

- b. Larutan buffer yang mengandung basa lemah dan asam konjugasinya.

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{asam konjugasi}]}{[\text{basa}]}$$

3. Sifat-sifat larutan buffer:
 - a. pH larutan tidak berubah jika larutan diencerkan;
 - b. pH larutan tidak berubah jika ditambah sedikit asam atau basa.



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

1. Sebanyak 8 gram kristal NaOH dilarutkan dalam 1 liter larutan HCN 0,3 M. Bila $K_a = 2 \times 10^{-5}$ dan $A_r \text{ Na} = 23$, maka besarnya pH campuran adalah
A. $5 - \log 2$
B. 5
C. $6 - \log 2$
D. $9 + \log 2$
E. 10
2. Sebanyak 50 mL larutan NH_4OH 0,01 M ($K_b = 10^{-6}$) dicampur dengan 100 mL larutan NH_4Cl 0,5 M. Maka pH campurannya adalah
A. 5
B. 6
C. 7
D. 8
E. 9
3. Larutan 100 mL CH_3COOH 0,15 M dicampur dengan 50 mL larutan KOH 0,2 M. ($K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$), maka pH campuran adalah
A. $3 - \log 6$
B. $6 - \log 5$
C. $5 - \log 3$
D. $6 - \log 3$
E. $3 - \log 5$
4. Sebanyak 100 mL larutan NH_3 0,8 M dicampur dengan 50 mL larutan HCl 0,2 M. Bila $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-4}$, maka pH campuran adalah
A. $5 - \log 3$
B. $4 + \log 3$
C. $10 - \log 3$
D. $9 + \log 3$
E. $10 + \log 3$
5. Pada 1 liter larutan asam lemah HA 0,3 M ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) ditambah 0,2 mol KOH padat, maka pH larutan menjadi
A. $4 - \log 2$
B. 4
C. 5
D. $5 - \log 2$
E. 9
6. Campuran buffer yang dapat mempertahankan pH darah dalam tubuh kita adalah
A. HCN/CN^-
B. HCl/Cl^-
C. $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$
D. $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
E. $\text{HCOOH}/\text{HCCO}^-$

7. Larutan buffer dapat dibuat dengan mencampurkan 100 mL larutan CH_3COOH 0,1 M dengan larutan
- 80 mL natrium hidroksida 0,1 M
 - 100 mL natrium hidroksida 0,1 M
 - 120 mL natrium hidroksida 0,1 M
 - 50 mL asam klorida 0,1 M
 - 100 mL asam klorida 0,1 M
8. Campuran larutan di bawah ini yang merupakan campuran *buffer* adalah
- 50 mL HCl 0,5 M + 50 mL NaOH 0,1 M
 - 50 mL HCl 0,5 M + 50 mL NH_4Cl 0,5 M
 - 50 mL HCl 0,2 M + 50 mL NH_4OH 0,5 M
 - 50 mL HCl 0,5 M + 50 mL NH_4OH 0,1 M
 - 50 mL HCl 0,1 M + 50 mL NaOH 0,5 M
9. Ke dalam 300 mL larutan CH_3COOH 0,1 M dicampurkan 50 mL larutan NaOH 0,2 M. ($K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$), pH larutan akan berubah dari
- 3 menjadi $13 - \log 2$
 - 1 menjadi 5
 - 3 menjadi $5 - \log 2$
 - 1 menjadi $13 - \log 2$
 - 3 menjadi 14
10. Bila larutan NH_3 dan HCl dengan konsentrasi yang sama dicampurkan akan didapat larutan yang mempunyai harga $\text{pH} = 9$. Jika $K_b = 10^{-5}$, maka perbandingan volume kedua larutan tersebut adalah
- 1 : 1
 - 1 : 2
 - 2 : 1
 - 3 : 2
 - 3 : 4
11. Pada 1 liter larutan asam lemah HA 0,3 M ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) ditambah 0,2 mol NaOH padat, maka pH campuran menjadi
- $3 - \log 2$
 - 4
 - $5 - \log 2$
 - 5
 - 6
12. Ke dalam 1 liter larutan asam asetat 0,1 M yang pH-nya = 3 ditambahkan garam natrium asetat supaya pH-nya menjadi dua kali semula ($K_a = 10^{-5}$). Garam natrium asetat yang ditambahkan sebanyak
- 0,0001 mol
 - 0,001 mol
 - 0,01 mol
 - 0,1 mol
 - 1,0 mol
13. Banyaknya amonium sulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ yang dilarutkan dalam 200 mL larutan NH_3 0,1 M, agar pH-nya = $9 + \log 2$ adalah ($A_r \text{ N} = 14$; $S = 32$; dan $O = 16$ serta $K_b = 10^{-5}$).
- 330 mg
 - 660 mg
 - 132 mg
 - 464 mg
 - 960 mg

14. Volume KOH 0,1 M yang harus ditambahkan ke dalam 50 mL larutan asam asetat 0,3 M agar diperoleh larutan penyangga dengan pH sebesar $5 - \log 2$ ($K_a = 10^{-5}$) adalah
- A. 15 mL D. 50 mL
 B. 25 mL E. 75 mL
 C. 30 mL
15. Besarnya pH campuran dari 100 mL larutan NH_3 0,4 M yang dicampurkan dengan 50 mL H_2SO_4 0,2 M ($K_b = 10^{-5}$) adalah
- A. 5
 B. $5 - \log 2$
 C. $8 + \log 2$
 D. 9
 E. $9 + \log 2$

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

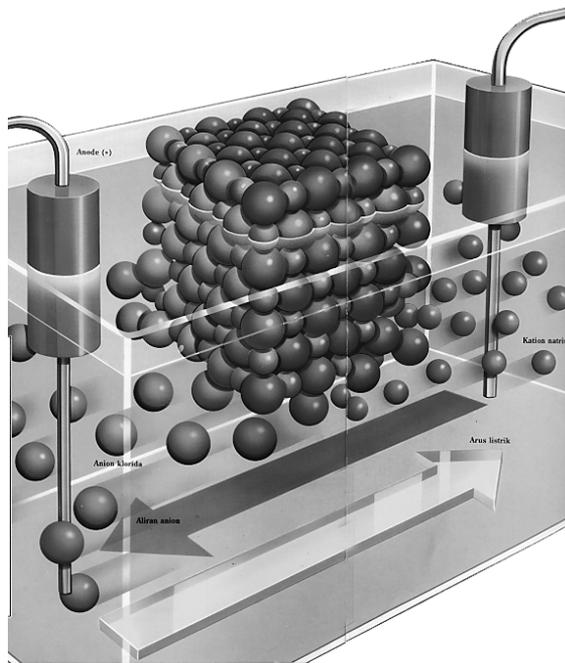
- Tentukan pH campuran berikut!
 - 0,1 M asam asetat + 0,04 M natrium asetat ($K_a = 10^{-5}$)
 - 100 mL $\text{NH}_3(\text{aq})$ 0,4 M + 100 mL HCl 0,1 M ($K_b = 10^{-5}$)
 - 50 mL CH_3COOH 0,2 M + 100 mL CH_3COOK 0,1 M ($K_a = 10^{-5}$)
 - 100 mL NH_4OH 0,5 M + 50 mL H_2SO_4 0,2 M ($K_b = 10^{-5}$)
- Sebanyak 100 mL larutan CH_3COOH 0,2 M dicampur dengan 100 mL larutan NaOH 0,1 M ($K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$). Tentukan pH larutan sebelum dan sesudah dicampurkan!
- Sebanyak 900 mL larutan berisi campuran dari CH_3COOH 0,1 M dan CH_3COONa 0,1 M ditambahkan 100 mL larutan HCl 0,1 M ($K_a = 10^{-5}$). Bandingkan harga pH-nya sebelum dan sesudah ditambah HCl!
- Berapa mL larutan NH_3 0,1 M dan larutan HCl 0,1 M masing-masing yang diperlukan untuk membuat larutan buffer dengan pH = 9 sebanyak 120 mL ($K_b = 10^{-5}$)?
- Berapa gram amonium sulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ yang harus ditambahkan ke dalam 200 mL larutan NH_3 0,1 M untuk mendapatkan larutan buffer dengan pH = 9? ($K_b = 10^{-5}$; $A_r \text{ N} = 14$; $\text{S} = 32$; dan $\text{O} = 16$).





BAB 7

HIDROLISIS GARAM



Gambar 7.1 Proses hidrolisis garam
Sumber: Hambaran Dunia Ilmu Life-Time

Pada bab ketujuh ini akan dipelajari tentang pengertian hidrolisis garam, macam-macam hidrolisis garam, dan penggunaan hidrolisis garam.

Bab 7

Hidrolisis Garam

Tujuan Pembelajaran

Setelah merancang dan melakukan percobaan-percobaan, diharapkan siswa mampu:

1. Menentukan ciri-ciri beberapa jenis garam yang dapat terhidrolisis dalam air.
2. Menyatakan hubungan antara tetapan hidrolisis (K_h), tetapan ionisasi air (K_w), dan konsentrasi OH^- atau H^+ larutan garam yang terhidrolisis.
3. Menghitung pH larutan garam yang terhidrolisis.
4. Menjelaskan kegunaan hidrolisis dalam kehidupan sehari-hari.

Jika suatu garam dilarutkan ke dalam air, ada dua kemungkinan yang dapat terjadi, yaitu:

1. Garam akan bereaksi dengan pelarut air (*mengalami hidrolisis*) membentuk ion H^+ atau ion OH^- . Akibatnya larutan akan bersifat asam atau basa. Yang dapat mengalami hidrolisis adalah garam yang mengandung ion elektrolit lemah (ion yang dapat menghantarkan arus listrik).
2. Garam tidak bereaksi dengan pelarut air (*tidak terhidrolisis*) sehingga larutan tetap bersifat netral. Yang tidak terhidrolisis adalah garam yang tidak mengandung ion elektrolit lemah (ion yang dapat menghantarkan arus listrik).

Oleh karena itu, garam-garam dibagi ke dalam empat kelompok berdasarkan asam dan basa asalnya sebagai berikut.

1. Garam yang berasal dari asam kuat + basa kuat, misalnya NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, dsb.
2. Garam yang berasal dari asam lemah + basa kuat, misalnya CH_3COONa , K_2CO_3 , Na_3PO_4 , dsb.
3. Garam yang berasal dari asam kuat + basa lemah, misalnya NH_4Cl , AgNO_3 , CuSO_4 , dsb.
4. Garam yang berasal dari asam lemah + basa lemah, misalnya NH_4CN , Al_2S_3 , MgCO_3 , dsb.



A. Pengertian Hidrolisis Garam

Hidrolisis adalah istilah umum untuk reaksi zat dengan air (hidrolisis berasal dari kata *hidro* yang berarti air dan *lisis* yang berarti peruraian). Menurut konsep ini, komponen garam (kation atau anion) yang berasal dari asam lemah atau basa lemah bereaksi dengan air (terhidrolisis) membentuk ion H_3O^+ ($= \text{H}^+$) atau ion OH^- . Jika hidrolisis menghasilkan ion H_3O^+ maka larutan bersifat asam, tetapi jika hidrolisis menghasilkan ion OH^- maka larutan bersifat basa.

Hidrolisis garam sebenarnya adalah reaksi asam basa Bronsted Lowry. Komponen garam yang berasal dari asam atau basa lemah merupakan basa atau asam konjugasi yang relatif kuat dapat bereaksi dengan air, sedangkan komponen garam yang berasal dari asam atau basa kuat.

Reaksi asam dengan basa membentuk garam dan air disebut reaksi penetralan. Akan tetapi larutan garam tidak selalu bersifat netral. Untuk mengetahui sifat dari larutan garam, lakukanlah percobaan berikut.

Pada percobaan diuji sifat dari berbagai jenis larutan garam dengan indikator asam basa. Anda tentu dapat menemukan bahwa larutan garam ada yang bersifat netral, bersifat asam, atau bersifat basa.



Percobaan

Hidrolisis Beberapa Jenis Garam

Tujuan: mengamati sifat asam/basa beberapa larutan garam.

Alat dan bahan:

- pipet tetes
- larutan amonium klorida 1 M
- larutan kalium klorida 1 M
- larutan natrium karbonat 1 M
- larutan natrium fosfat 1 M
- larutan natrium asetat 1 M
- kertas lakmus merah dan biru 5 lembar

Cara Kerja:

1. Tetesi berturut-turut kertas lakmus merah dan biru dengan larutan KCl, NH_4Cl , CH_3COONa , Na_2CO_2 , dan Na_3PO_4 .
2. Catat perubahan warna yang terjadi, dan isikan pada tabel di bawah ini!

Informasi: pH cukup diisi dengan $= 7$, < 7 , atau > 7 .

Larutan 1 M	Perubahan warna indikator		pH	Sifat larutan
	Lakmus merah	Lakmus biru		
KCl NH_4Cl CH_3COONa Na_2CO_3 Na_3PO_4				

Pertanyaan:

1. Sebutkan larutan yang mempunyai sifat di bawah ini!
 - a. netral
 - b. asam
 - c. basa
2. Tuliskan rumus asam dan basa pembentuk garam-garam tersebut dan kelompokkan ke dalam asam kuat dan basa kuat!

Larutan 1 M	Basa pembentuk		Asam pembentuk	
	Rumus	Golongan	Rumus	Golongan
KCl				
NH ₄ Cl				
CH ₃ COONa				
Na ₂ CO ₃				
Na ₃ PO ₄				



B. Macam-macam Hidrolisis Garam

Sifat larutan garam itu bergantung pada kekuatan relatif asam dan basa penyusunnya. Sifat larutan garam disimpulkan pada tabel berikut.

Tabel 7.1 Sifat larutan garam

Asam pembentuk	Basa pembentuk	Sifat larutan	Contoh
Kuat	Kuat	Netral	NaCl; K ₂ SO ₄
Kuat	Lemah	Asam	NH ₄ Cl; AlCl ₃
Lemah	Kuat	Basa	NaCH ₃ COO; KCN
Lemah	Lemah	Bergantung pada kekuatan relatif asam dan basa	NH ₄ CH ₃ COO (NH ₄) ₂ CO ₃

Mengapa larutan garam ada yang bersifat asam, basa, atau netral? Untuk menjelaskan sifat larutan garam digunakan konsep hidrolisis.

Berdasarkan asam dan basa penyusunnya, garam dikelompokkan menjadi 4 macam sebagai berikut.

1. Garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa kuat

Garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat dalam air mengalami *hidrolisis sebagian*. Karena salah satu komponen garam (anion dan asam lemah) mengalami hidrolisis menghasilkan ion OH^- , maka $\text{pH} > 7$ sehingga larutan garam bersifat basa.

Rumus:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot [\text{G}]}$$

atau

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot [\text{G}]}$$

Keterangan:

K_h = konstanta hidrolisis

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

K_w = konstanta air

K_a = konstanta asam

$[\text{G}]$ = konsentrasi garam

Contoh soal:

Jika 50 mL larutan KOH 0,5 M dicampur dengan 50 mL larutan CH_3COOH 0,5 M, hitung pH campuran yang terjadi ($K_a = 10^{-6}$)!

Jawab:

	KOH	+	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COOK	+	H_2O
$t = 0$	25 mmol		25 mmol		0 mmol		0 mmol
yang bereaksi	25 mmol		25 mmol		–		–
setelah reaksi	0 mmol		0 mmol		25 mmol		(dalam 100 mL larutan)

$$[\text{CH}_3\text{COOK}] = \frac{25 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,25 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot [\text{G}]} \\ &= \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-6}} (25 \cdot 10^{-2})} \\ &= 5 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log 5 \cdot 10^{-5} \\ &= 5 - \log 5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - (5 - \log 5) \\ &= 9 + \log 5 \end{aligned}$$

2. Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah

Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah dalam air mengalami hidrolisis sebagian karena salah satu komponen garam (kation basa lemah) mengalami hidrolisis menghasilkan ion H^+ maka $\text{pH} < 7$ sehingga larutan garam bersifat asam.

Rumus:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_h \cdot [\text{G}]}$$

atau

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{G}]}$$

Keterangan:

K_h = konstanta hidrolisis

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

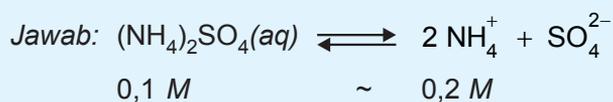
K_w = konstanta air

K_b = konstanta asam

$[\text{G}]$ = konsentrasi garam

Contoh soal:

- a. Diketahui 250 mL larutan $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0,1 M, $K_b = 2 \times 10^{-5}$. Tentukan pH larutan tersebut!



$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{G}]} \\ &= \sqrt{\frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} (2 \cdot 10^{-1})} \\ &= 10^{-5} \text{ M} \\ \text{pH} &= -\log 10^{-5} \\ &= 5 \end{aligned}$$

- b. Hitung pH campuran yang terdiri atas 50 mL larutan NH_4OH 0,2 M dan 50 mL larutan HCl 0,2 M ($K_b = 10^{-5}$)!

Jawab:



$t = 0$	10 mmol	10 mmol	0 mmol	0 mmol
yang bereaksi	10 mmol	10 mmol	—	—
setelah reaksi	0 mmol	0 mmol	10 mmol	10 mmol

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{10 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,1 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}} (10^{-1})} \\ &= 10^{-5} \\ \text{pH} &= -\log 10^{-5} \\ &= 5 \end{aligned}$$

3. Garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah

Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah dalam air mengalami hidrolisis total. Karena kedua komponen garam (anion asam lemah dan kation basa lemah) terhidrolisis menghasilkan ion H^+ dan ion OH^- sehingga harga pH larutan ini tergantung harga K_a dan K_b .

Rumus:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}$$

Berdasarkan rumus di atas maka harga pH larutan garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah tidak tergantung pada konsentrasi ion-ion garam dalam larutan, tetapi tergantung pada harga K_a dan K_b dari asam dan basa pembentuknya.

- Jika $K_a = K_b$ maka larutan akan bersifat netral ($pH = 7$)
- Jika $K_a > K_b$ maka larutan akan bersifat asam ($pH < 7$)
- Jika $K_a < K_b$ maka larutan akan bersifat basa ($pH > 7$)

Contoh soal:

Hitunglah pH larutan CH_3COONH_4 0,1 M, jika diketahui $K_a = 10^{-10}$ dan $K_b NH_3 = 10^{-5}$!

Jawab:

$$\begin{aligned} [H^+] &= \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}} \\ [H^+] &= \sqrt{\frac{10^{-10} \cdot 10^{-14}}{10^{-5}}} \\ [H^+] &= \sqrt{10^{-19}} \\ pH &= -\log (10^{-19})^{\frac{1}{2}} \\ &= \frac{1}{2} (-\log 10^{-19}) \\ &= 8,5 \end{aligned}$$

4. Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa kuat

Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat dalam air tidak mengalami hidrolisis. Karena kedua komponen garam tidak terhidrolisis sehingga pH larutan sama dengan air yaitu $pH = 7$ bersifat netral.



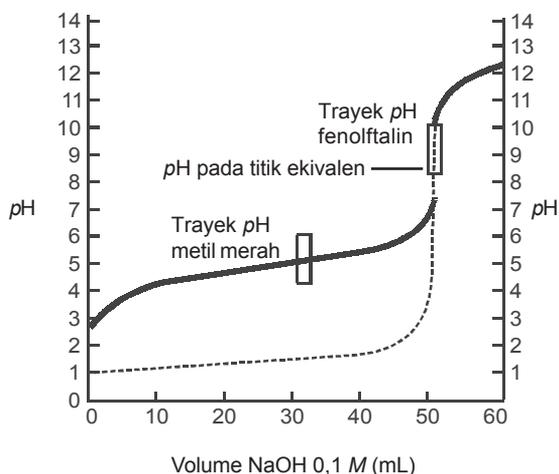
C. Penggunaan Hidrolisis

Penggunaan hidrolisis antara lain:

1. **Untuk menentukan titik ekuivalen** pada titrasi asam lemah dengan basa kuat, atau titrasi antara basa lemah dengan asam kuat.

a. Penetralan asam lemah oleh basa kuat

Perubahan pH pada penetralan asam lemah oleh basa kuat, dalam hal ini 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 M yang ditetesi dengan larutan $NaOH$ 0,1 M sedikit demi sedikit hingga mencapai 60 mL, ditunjukkan oleh gambar.



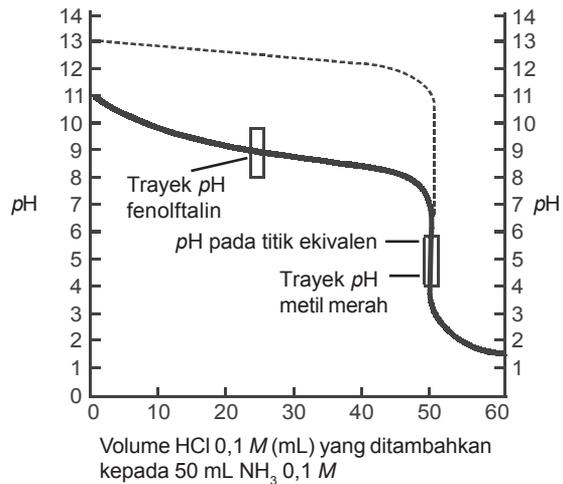
Gambar 7.2. Garis hitam tebal memperlihatkan kurva titrasi asam lemah dengan basa kuat, dalam hal ini asam asetat dengan $NaOH$. Garis putus-putus memperlihatkan kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat.

Berdasarkan gambar dapat disimpulkan:

- 1) Titik ekuivalen berada di atas 7, yaitu antara 8–9.
- 2) Lonjakan perubahan pH pada sekitar titik ekuivalen lebih sempit, hanya sekitar 3 satuan, yaitu dari $pH \pm 7$ hingga $pH \pm 10$.
- 3) Untuk menunjukkan titik ekuivalen dapat digunakan fenolftalein. Metil merah tidak dapat digunakan karena akan mengalami perubahan warna jauh sebelum tercapai titik ekuivalen.

b. Penetralkan basa lemah oleh asam kuat

Perubahan pH pada penetralkan basa lemah oleh asam kuat, misalnya 50 mL larutan NH_3 0,1 M yang ditetesi dengan larutan HCl 0,1 M sedikit demi sedikit hingga mencapai 60 mL, ditunjukkan oleh gambar.



Gambar 7.3 Garis hitam tebal menunjukkan kurva titrasi basa lemah dengan asam kuat, dalam hal ini larutan NH_3 dengan larutan HCl. Garis putus-putus merupakan kurva titrasi basa kuat dengan asam kuat.

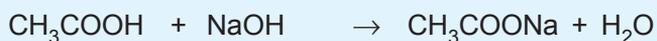
Berdasarkan gambar tersebut dapat disimpulkan:

- Titik ekuivalen pada penetralan basa lemah oleh asam kuat berada di bawah 7.
- Lonjakan pH sekitar titik ekuivalen juga lebih sempit, hanya sekitar 3 satuan, yaitu dari $pH \pm 7$ hingga $pH \pm 4$.
- Untuk menunjukkan titik ekuivalen dapat digunakan indikator metil merah (trayek: 4,2–6,3).

Contoh soal:

50 mL CH_3COOH 0,1 M tepat dapat dititrasi dengan 50 mL $NaOH$ 0,1 M. Berapa pH titik ekuivalen jika K_a asam asetat = 10^{-5} ?

Jawab:



50 mL 0,1 M 50 mL 0,1 M

5 mmol ~ 5 mmol ~ 5 mmol

Volume larutan = 50 + 50 = 100 mL

$$[CH_3COONa] = \frac{5 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,05 \text{ M.}$$

Garam natrium asetat (CH_3COONa) mengalami hidrolisis.

Jadi,

$$\begin{aligned} pH &= \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log [\text{Garam}] \\ &= -\frac{1}{2} \log 10^{-14} - \frac{1}{2} \log 10^{-5} + \frac{1}{2} \log 0,05 \\ &= 7 + 2\frac{1}{2} - 1 \\ pH &= 8,85. \end{aligned}$$

Jadi, titik ekuivalen pada titrasi asam asetat dengan $NaOH$ pada $pH = 8,85$.

2. **Larutan pencuci** dalam laboratorium atau dalam industri digunakan larutan natrium karbonat, Na_2CO_3 atau NaHCO_3 dan bukan larutan NaOH . Misalnya: kulit terkena asam kuat, segera dicuci dengan larutan Na_2CO_3 atau NaHCO_3 dan bukan larutan NaOH . Sebaliknya jika kulit terkena basa kuat, dicuci dengan larutan amonium klorida dan bukan larutan HCl .



Rangkuman

1. Hidrolisis adalah pemecahan senyawa kimia melalui penambahan air.
2. Garam dari asam kuat dan basa kuat tidak terhidrolisis.
3. Garam dari asam kuat dan basa lemah mengalami hidrolisis sebagian (hidrolisis parsial).
4. Garam dari asam lemah dan basa kuat terhidrolisis sebagian.
5. Garam dari asam lemah dan basa lemah terhidrolisis total.
6. Garam dari basa kuat dan asam lemah:

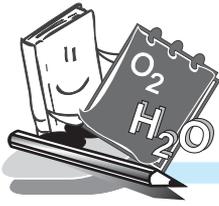
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot [\text{G}]}$$

7. Garam dari basa lemah dan asam kuat:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{G}]}$$

8. Tetapan hidrolisis:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b \cdot K_a}$$



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

- Sebanyak 2,64 gram kristal $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ dilarutkan dalam air, sehingga volumenya menjadi 1 liter. (A_r , $N = 14$ dan $S = 32$), maka besarnya pH larutan adalah ($K_b = 10^{-5}$)
A. $5,5 + \log 2$
B. $5 - \log 2$
C. $5,5 - \log 2$
D. $8,5 + \log 2$
E. $9 + \log 2$
- Harga pH campuran dari 50 mL larutan NH_3 0,2 M dan 50 mL larutan HCl 0,2 M adalah ($K_b = 10^{-5}$)
A. 4
B. 5
C. 6
D. 9
E. 10
- Besarnya pH larutan dari 100 mL CH_3COOK 0,4 M ($K_a = 10^{-5}$) adalah
A. $5 - \log 2$
B. 5
C. 9
D. $9 + \log 2$
E. $10 + \log 2$
- Sebanyak 100 mL larutan NH_4OH 0,2 M dicampur dengan 100 mL larutan HCl 0,2 M ($K_b = 10^{-5}$). Maka pH campuran adalah
A. 5
B. 6
C. 7
D. 8
E. 9
- 50 mL larutan NH_4OH 0,1 M ($K_b = 10^{-5}$) direaksikan dengan 50 mL larutan HCl 0,1 M, maka pH campuran sekarang adalah
A. 5
B. $5 - \log 7$
C. $6 - \log 7$
D. $9 + \log 7$
E. 9
- Larutan NH_4Cl 0,1 M mempunyai $pH = \dots$ ($K_b = 10^{-5}$)
A. 5
B. 7
C. 8
D. 9
E. 10
- Larutan zat berikut yang dalam air mempunyai pH paling kecil adalah
A. CH_3COONa
B. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}$
C. KCN
D. NaCl
E. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

8. Dalam larutan natrium asetat $0,1 \text{ molL}^{-1}$ mengalami hidrolisis sebagai berikut.
- $$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$$
- Jika $K_a = 10^{-9}$, maka pH larutan tersebut adalah
- A. 3 D. 9
B. 5 E. 11
C. 7
9. Garam berikut yang mengalami hidrolisis sebagian adalah
- A. natrium klorida
B. kalium nitrat
C. amonium asetat
D. kalium sulfat
E. kalium sulfida
10. Garam berikut yang mengalami hidrolisis sempurna adalah
- A. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
B. NaCl
C. K_2CO_3
D. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
E. CH_3COONa
11. Garam berikut yang jika dilarutkan dalam air akan mempunyai pH lebih besar daripada tujuh adalah
- A. Na_2SO_4
B. KCN
C. NH_4Cl
D. KNO_3
E. NH_4NO_3
12. Indikator fenolftalein (pp) akan berubah warnanya dari tak berwarna menjadi merah dalam larutan
- A. K_2CO_3 D. CH_3COOH
B. H_2SO_4 E. NaNO_3
C. NH_4Cl
13. Barium asetat, $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ seberat 2,55 gram dilarutkan dalam air sampai volumenya menjadi 500 cm^3 . Bila $K_a = 10^{-5}$; $A_r \text{ Ba} = 137$; $C = 12$; dan $O = 16$, maka pH larutan adalah
- A. 5 D. $8,5 + \log 2$
B. $5,5 - \log 2$ E. $9 + \log 2$
C. $8 + \log 2$
14. Bila $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1 \times 10^{-5}$, maka pH larutan $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ $0,1 \text{ M}$ adalah
- A. 1 D. $9 - \log 1,4$
B. $5 - \log 1,4$ E. $9 + \log 1,4$
C. 9
15. Sebanyak 10 mL larutan NH_3 $0,4 \text{ M}$ dicampur dengan 100 mL larutan H_2SO_4 $0,2 \text{ M}$ ($K_b = 2 \cdot 10^{-5}$), maka pH larutan adalah
- A. 5 D. $9 + \log 2$
B. $5 - \log 2$ E. $8 + \log 2$
C. 7
16. Garam berikut yang mengalami hidrolisis parsial adalah
- A. K_2SO_4 D. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
B. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ E. Al_2S_3
C. NaCl

17. Garam berikut yang *tidak* mengalami hidrolisis adalah
- CH_3COONa
 - NH_4Cl
 - Na_2SO_4
 - $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - Na_2CO_3
18. Larutan garam berikut yang dalam air memiliki pH lebih kecil dari 7 adalah
- natrium klorida
 - amonium klorida
 - kalium asetat
 - natrium sulfat
 - aluminium sulfida
19. Campuran berikut yang mengalami hidrolisis parsial dan bersifat asam adalah
- 50 mL NaOH 0,2 M + 50 mL HCl 0,2 M
 - 100 mL CH_3COOH 0,2 M + 50 mL KOH 0,2 M
 - 50 mL NH_3 0,2 M + 100 mL HCl 0,1 M
 - 100 mL NH_4OH 0,2 M + 100 mL H_2SO_4 0,2 M
 - 50 mL KOH 0,2 M + 50 mL HCN 0,2 M
20. Bila $K_a = 10^{-5}$, maka besarnya pH larutan $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ 0,2 M adalah
- 5
 - $5 - \log 2$
 - $8 + \log 2$
 - 9
 - $9 + \log 2$

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

- Tuliskan reaksi hidrolisis dari garam berikut!
 - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 - Na_2CO_3
 - Al_2S_3
 - NH_4CN
- Sebutkan jenis hidrolisis dari garam berikut!
 - K_2S
 - NaCN
 - $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 - K_2SO_4
- Sebanyak 100 mL larutan NH_4OH 0,8 M dicampurkan ke dalam 100 mL larutan H_2SO_4 0,8 M $K_b = 10^{-5}$, tentukan pH campuran tersebut!
- Suatu larutan HCN 0,1 M mempunyai pH sebesar $3 - \log 2$, berapa gram kalium sianida yang terlarut dalam 500 cm³ larutan agar diperoleh pH sebesar $9 + \log 2$? (A_r K = 39; C = 12; dan N = 14)
- Berapa gram kristal NH_4Cl yang diperlukan untuk membuat 500 mL larutan $\text{pH} = 5 - \log 2$, bila diketahui $K_b = 10^{-5}$ dan A_r N = 14; Cl = 35,5; dan H = 1!





BAB 8

KELARUTAN DAN HASIL KALI KELARUTAN



Gambar 8.1 Larutan
Sumber: Hampanan Dunia Ilmu Time-Life

Pada bab kedelapan ini akan dipelajari tentang pengertian kelarutan dan hasil kali kelarutan, hubungan kelarutan dan hasil kali kelarutan, kelarutan garam dalam air, dan pengaruh ion sejenis.

Bab 8

Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

Tujuan Pembelajaran

Setelah mengikuti diskusi informasi, diharapkan siswa mampu:

1. Menjelaskan kesetimbangan dalam larutan jenuh atau larutan garam yang sukar larut.
2. Menghubungkan tetapan hasil kali kelarutan dengan tingkat kelarutan atau pengendapannya.
3. Menjelaskan pengaruh penambahan ion senama dalam larutan dan penerapannya.
4. Menjelaskan hubungan harga K_{sp} dengan pH .
5. Memperkirakan terbentuknya endapan berdasarkan harga K_{sp} .



A. Pengertian Kelarutan

Kemampuan garam-garam larut dalam air tidaklah sama, ada garam yang mudah larut dalam air seperti natrium klorida dan ada pula garam sukar larut dalam air seperti perak klorida ($AgCl$). Apabila natrium klorida dilarutkan ke dalam air, mula-mula akan larut. Akan tetapi, jika natrium klorida ditambahkan terus-menerus ke dalam air, pada suatu saat ada natrium klorida yang tidak dapat larut. Semakin banyak natrium klorida ditambahkan ke dalam air, semakin banyak endapan yang diperoleh. Larutan yang demikian itu disebut larutan jenuh artinya pelarut tidak dapat lagi melarutkan natrium klorida. Perak klorida sukar larut dalam air, tetapi dari hasil percobaan ternyata jika perak klorida dilarutkan dalam air diperoleh kelarutan sebanyak $1,25 \cdot 10^{-1}$ mol dalam setiap liter larutan.

Berdasarkan contoh di atas dapat diketahui bahwa selalu ada sejumlah garam yang dapat larut di dalam air. Bagi garam yang sukar larut dalam air, larutan akan jenuh walau hanya sedikit zat terlarut dimasukkan. Sebaliknya bagi garam yang mudah larut dalam air, larutan akan jenuh setelah banyak zat terlarut dilarutkan. Ada sejumlah maksimum garam sebagai zat terlarut yang selalu dapat dilarutkan ke dalam air. *Jumlah maksimum zat terlarut yang dapat larut dalam pelarut disebut kelarutan.*

Selain bergantung pada jumlah zat yang dapat larut, kelarutan juga bergantung pada jenis zat pelarutnya. Natrium klorida yang mudah larut dalam air, ternyata sukar larut dalam pelarut benzena. Suatu zat terlarut tidak mungkin memiliki konsentrasi yang lebih besar daripada harga kelarutannya. Dalam 1 liter larutan dapat terlarut 357 gram NaCl, maka ada

$$\frac{357}{58,5} \text{ mol per liter atau } 6,1 \text{ mol per liter } (M_r \text{ NaCl} = 58,5).$$

AgCl hanya mampu larut sejumlah 1,45 mg dalam 1 liter larutan,

$$\text{maka hanya } \frac{0,00145}{143,5} \text{ atau } 10^{-5} \text{ mol per liter.}$$

Kelarutan NaCl sangat besar dalam air, sedangkan AgCl kelarutannya sangat kecil atau AgCl sukar larut dalam air. Apabila dalam elektrolit dikenal garam yang tidak larut, itu berarti bukan tidak larut sama sekali, melainkan jumlah yang larut sangat sedikit.

Kelarutan AgCl = $1,25 \cdot 10^{-5}$ mol per liter, berarti jumlah maksimum AgCl yang dapat larut hanya $1,25 \cdot 10^{-5}$ mol dalam 1 liter larutan. AgCl yang terlarut dalam air terurai menjadi ion-ionnya, yakni Ag^+ dan Cl^- . Larutan AgCl yang mengandung AgCl padat adalah *larutan jenuh*, dan kesetimbangan reaksi ionnya sebagai berikut.



Dalam larutan jenuh AgCl terdapat ion Ag^+ sebanyak $1,25 \cdot 10^{-5}$ mol per liter dan ion Cl^- sebanyak $1,25 \cdot 10^{-9}$ mol per liter.



B. Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Hasil kali kelarutan ialah hasil kali konsentrasi ion-ion dari larutan jenuh garam yang sukar larut dalam air, setelah masing-masing konsentrasi dipangkatkan dengan koefisien menurut persamaan ionisasinya.

Garam-garam yang sukar larut seperti $BaSO_4$, $AgCl$, dan HgF_2 , jika dimasukkan dalam air murni lalu diaduk, akan terlarut juga walaupun hanya sedikit sekali. Karena garam-garam ini adalah elektrolit, maka garam yang terlarut akan terionisasi, sehingga dalam larutan akan terbentuk suatu kesetimbangan ion.

Contoh:

Suatu larutan jenuh elektrolit A_xB_y dalam air yang berisi A_xB_y padat. Dalam larutan terjadi kesetimbangan ion.



Berdasarkan reaksi kesetimbangan ini dapat dihitung harga tetapan kesetimbangan:

$$K = \frac{[A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y}{[A_xB_y]} \dots\dots\dots(1)$$

Di dalam larutan jenuh A_xB_y konsentrasi A_xB_y yang terlarut tidak berubah selama A_xB_y padat masih terdapat dalam larutan dan suhu percobaan tetap.

Persamaan (1) dapat juga ditulis sebagai:

$$K \cdot [A_xB_y] = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y \dots\dots\dots(2)$$

Karena harga K tetap dan harga konsentrasi A_xB_y merupakan tetapan baru. Tetapan baru ini dinyatakan dengan notasi K_{sp} , maka persamaan (2) dapat ditulis:

$$K_{sp} A_x B_y = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y$$

Keterangan:

K_{sp} zat $A_x B_y$ = hasil kali kelarutan $A_x B_y$

$[A^{y+}]/[B^{x-}]$ = konsentrasi ion-ion A^{x+} dan B^{y-}

Contoh:



$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$$



$$K_{sp} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}]$$



$$K_{sp} = [Al^{3+}][OH^-]^3$$

Hasil kali konsentrasi ion dalam larutan garam yang sukar larut dalam air setelah masing-masing konsentrasi dipangkatkan dengan koefisien menurut persamaan ionisasinya *tidak dapat melampaui* harga K_{sp} -nya. Berarti, K_{sp} adalah batas maksimal hasil kali konsentrasi ion-ion dalam larutan jenuh elektrolit yang sukar larut dalam air.

Dalam perhitungan-perhitungan, jika hasil kali konsentrasi ion-ion:

1. kurang dari K_{sp} : berarti larutan belum jenuh;
2. sama dengan K_{sp} : berarti larutan tepat jenuh;
3. lebih dari K_{sp} : berarti larutan lewat jenuh dan terjadi pengendapan garamnya.



C. Hubungan Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

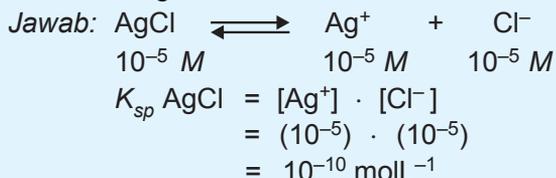
Untuk mengetahui terjadinya pengendapan, belum jenuh, atau tepat jenuh dari pencampuran dua zat, maka harus dibandingkan dengan hasil kali konsentrasi ion-ion yang dicampurkan (Q_c) dengan harga K_{sp} .

Jika:

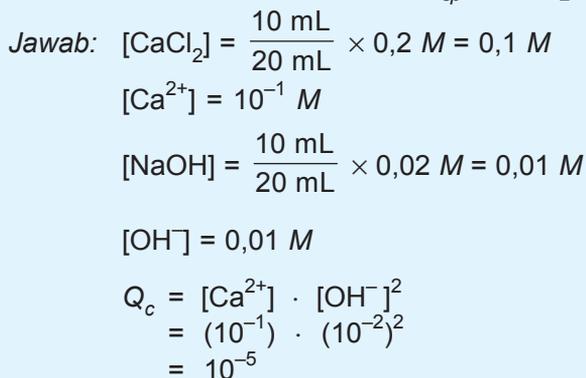
1. $Q_c > K_{sp}$ maka terjadi pengendapan.
2. $Q_c = K_{sp}$ maka larutan tepat jenuh.
3. $Q_c < K_{sp}$ maka larutan belum jenuh (tidak mengendap).

Contoh soal:

1. Bila kelarutan $\text{AgCl} = 10^{-5} \text{ M}$, maka tentukan hasil kali kelarutan AgCl !



2. Buktikan dengan perhitungan apakah terjadi endapan bila 10 mL larutan CaCl_2 0,2 M dicampurkan dengan 10 mL larutan NaOH 0,02 M jika diketahui $K_{sp} \text{ Ca(OH)}_2 = 8 \cdot 10^{-6}$!



Karena $Q_c > K_{sp}$ maka campuran larutan akan mengendap.



D. Kelarutan Garam dalam Air

Apabila rumus umum garam A_xB_y , maka kelarutan garam dalam air dapat dinyatakan dengan:

$$\text{Kelarutan (s)} = \sqrt[x+y]{\frac{K_{sp}}{X^x \cdot Y^y}}$$

Contoh soal:

1. Bila K_{sp} AgCl 10^{-10} molL⁻¹, maka tentukan kelarutan AgCl dalam air!

$$\text{Jawab: } s = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

2. Bila K_{sp} CaCO₃ = 9×10^{-8} molL⁻¹, maka berapa gram kelarutan CaCO₃ dalam 250 mL air (M_r CaCO₃ = 100)?

$$\text{Jawab: } s = \sqrt{9 \cdot 10^{-8}} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

Jadi, kelarutan dalam 250 mL air:

$$= \frac{250 \text{ mL}}{1.000 \text{ mL}} \times 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$= \frac{3}{4} \times 10^{-4} \text{ mol} \times 100$$

$$= 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ gram}$$

$$= 7,5 \text{ mg}$$

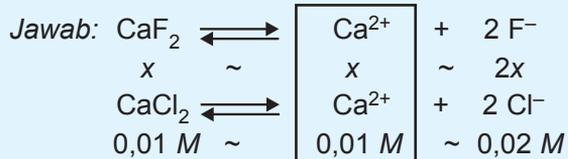


E. Pengaruh Ion Sejenis/Ion Senama

Penambahan ion sejenis akan menurunkan kelarutan (sukar larut).

Contoh soal:

Bila diketahui K_{sp} CaF₂ adalah 4×10^{-10} , maka tentukan kelarutan CaF₂ dalam larutan CaCl₂ 0,01 M!



$$K_{sp} \text{ CaF}_2 = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$$
$$4 \times 10^{-10} = (x + 0,01) \times (2x)^2$$



diabaikan

$$4 \times 10^{-10} = 10^{-2} \times 4x^2$$
$$x = 10^{-4} \text{ M}$$

Jadi, kelarutan CaF_2 dalam larutan $\text{CaCl}_2 = 10^{-4} \text{ M}$.



Percobaan

Hasil Kali Kelarutan Kalsium Hidroksida

Tujuan: Mengamati kelarutan kalsium hidroksida dalam air dan pengaruh ion sejenis.

Alat dan bahan:

1. tabung reaksi
2. rak tabung reaksi
3. pipet tetes
4. larutan jenuh kalsium hidroksida dalam:
 - a. air suling
 - b. larutan natrium hidroksida 0,025 M
 - c. larutan natrium hidroksida 0,05 M
 - d. larutan asam klorida 0,1 M
 - e. indikator fenolftalein

Cara Kerja:

1. Teteskan 25 tetes larutan Ca(OH)_2 dalam air suling dalam tabung reaksi dengan pipet tetes.
2. Tambahkan 1 tetes indikator fenolftalein, kemudian titrasi larutan dengan HCl 0,1 M (hentikan penetesan jika warna larutan tepat hilang).
3. Ulangi titrasi ini sampai diperoleh sekurang-kurangnya dua hasil tetap.
4. Ulangi prosedur di atas dengan larutan-larutan Ca(OH)_2 dalam berbagai larutan natrium hidroksida.

Hasil Pengamatan:

Larutan jenuh Ca(OH)_2 dalam	Jumlah tetes larutan HCl 0,1 M				
	1	2	3	4	Rata-rata hasil tetap
air					
NaOH 0,025 M					
NaOH 0,050 M					

Pertanyaan:

1. Hitung dan isikan dalam tabel!

Larutan jenuh Ca(OH)_2 dalam	Air	NaOH 0,025 M	NaOH 0,05 M
Jumlah tetes HCl 0,1 M yang digunakan			
$[\text{OH}^-]$ dalam larutan (mol dm^{-3})			
$[\text{OH}^-]$ dari Ca(OH)_2 (mol dm^{-3})			
$[\text{Ca}^{2+}]$ dalam larutan (mol dm^{-3})			
$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]$			

2. Bagaimana pengaruh NaOH terhadap kelarutan Ca(OH)_2 ?

3. Berapakah kelarutan Ca(OH)_2 dalam:

- air;
- larutan NaOH 0,025 M;
- larutan NaOH 0,05 M?

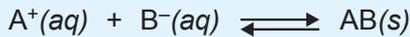
4. Berapa harga hasil kali kelarutan Ca(OH)_2 ?

5. Buatlah kesimpulannya!



- Kelarutan suatu garam atau basa ditentukan oleh hasil kali kelarutannya pada suhu tertentu, yaitu hasil kali konsentrasi ion-ionnya yang terdapat dalam larutan jenuh.

- Kelarutan suatu zat adalah jumlah maksimum zat itu yang dapat larut dalam pelarut pada suhu tertentu. Semakin banyak jumlah ion yang terdapat dalam larutan, semakin besar kelarutannya, berarti sukar mengendap.
- Terbentuk atau tidaknya endapan dari campuran larutan elektrolit bergantung pada hasil kali konsentrasi ion-ionnya.



$[A^+][B^-] < K_{sp}$, larutan belum jenuh, tak terjadi endapan.

$[A^+][B^-] = K_{sp}$, larutan tepat jenuh, tepat mulai terbentuk endapan.

$[A^+][B^-] > K_{sp}$, larutan lewat jenuh, endapan semakin banyak.

- Adanya ion sejenis dari zat-zat dalam kesetimbangan larutan elektrolit yang sukar larut menyebabkan kelarutannya berkurang.



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

- Bila kelarutan kalsium fosfat ($Ca_3(PO_4)_2$) dalam air adalah $a \text{ molL}^{-1}$, maka harga K_{sp} dari zat itu adalah
 - a^2
 - $4a^2$
 - $27a^4$
 - $27a^3$
 - $108a^5$
- Kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam air sebesar $1 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$, maka K_{sp} $Mg(OH)_2$ adalah
 - 1×10^{-6}
 - 2×10^{-6}
 - 4×10^{-6}
 - 2×10^{-4}
 - 4×10^4

3. Jika kelarutan PbI_2 ($M_r = 461$) sebesar 922 mgL^{-1} , maka hasil kali kelarutan PbI_2 adalah
- $3,2 \times 10^{-8}$
 - $1,6 \times 10^{-9}$
 - $8,0 \times 10^{-7}$
 - $3,2 \times 10^{-10}$
 - $1,6 \times 10^{-10}$
4. Jika konsentrasi Ca^{2+} dalam larutan jenuh $\text{CaF}_2 = 2 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$, maka hasil kali kelarutan CaF_2 adalah
- 8×10^{-8}
 - $3,2 \times 10^{-11}$
 - $1,6 \times 10^{-11}$
 - 2×10^{-12}
 - 4×10^{-12}
5. Garam dengan kelarutan paling besar adalah
- $\text{AgCl}; K_{sp} = 10^{-10}$
 - $\text{AgI}; K_{sp} = 10^{-16}$
 - $\text{Ag}_2\text{CrO}_4; K_{sp} = 3,2 \times 10^{-12}$
 - $\text{Ag}_2\text{S}_2; K_{sp} = 1,6 \times 10^{-49}$
 - $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4; K_{sp} = 1,1 \times 10^{-11}$
6. Kelarutan garam AgCl yang terkecil terdapat pada larutan
- $\text{HCl } 0,1 \text{ M}$
 - $\text{NaCl } 0,1 \text{ M}$
 - $\text{CuCl}_2 \text{ } 0,1 \text{ M}$
 - $\text{BaCl}_2 \text{ } 0,1 \text{ M}$
 - $\text{AlCl}_3 \text{ } 0,2 \text{ M}$
7. Lima gelas kimia berisi larutan dengan volume yang sama. Jika ke dalam lima gelas kimia itu dilarutkan sejumlah perak klorida padat, maka perak klorida padat akan paling mudah larut dalam gelas kimia yang berisi
- $\text{HCl } 2,00 \text{ M}$
 - $\text{HCl } 1,00 \text{ M}$
 - $\text{HCl } 0,2 \text{ M}$
 - $\text{HCl } 0,01 \text{ M}$
 - $\text{HCl } 1,0 \text{ M}$
8. Kelarutan AgBr dalam air adalah $3 \times 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$, maka kelarutan AgBr dalam larutan $\text{CaBr}_2 \text{ } 0,05 \text{ M}$ adalah
- 6×10^{-9}
 - 9×10^{-9}
 - 9×10^{-11}
 - 3×10^{-9}
 - 3×10^{-5}
9. Diketahui hasil kali kelarutan (K_{sp}) dari $\text{Mg(OH)}_2 = 1,2 \times 10^{-11}$. Bila larutan $\text{MgCl}_2 \text{ } 0,2 \text{ M}$ dinaikkan pH-nya dengan jalan penambahan NaOH , maka endapan akan mulai terbentuk pada pH kira-kira
- 8
 - 9
 - 10
 - 11
 - 12

10. Hasil kali kelarutan timbal(II)iodida adalah
- $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$
 - $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [2\text{I}^-]$
 - $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}_2^-]$
 - $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [2\text{I}^-]^2$
 - $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]$
11. Hasil kali kelarutan $\text{Cr}(\text{OH})_2$ adalah $1,08 \times 10^{-19}$, maka kelarutan $\text{Cr}(\text{OH})_2$ dalam molL^{-1} adalah
- $6,56 \times 10^{-10}$
 - $16,4 \times 10^{-10}$
 - $3,0 \times 10^{-7}$
 - $3,22 \times 10^{-9}$
 - $3,28 \times 10^{-9}$
12. Diketahui $K_{sp} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 4 \times 10^{-12}$, maka banyaknya $\text{Mg}(\text{OH})_2$ yang terlarut dalam 500 cm^3 air ($A_r \text{Mg} = 24$; $\text{O} = 16$; dan $\text{H} = 1$) adalah
- $5,8 \times 10^{-6} \text{ mg}$
 - $1,16 \times 10^{-7} \text{ mg}$
 - $2,9 \text{ mg}$
 - $5,8 \text{ mg}$
 - $11,6 \text{ mg}$
13. Kelarutan $\text{L}(\text{OH})_3$ dalam air sebesar $2 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$. Larutan jenuh $\text{L}(\text{OH})_3$ dalam air mempunyai pH sebesar
- $4 - \log 6$
 - $6 - \log 4$
 - $9 + \log 6$
 - $10 + \log 2$
 - $10 + \log 6$
14. Larutan jenuh basa $\text{L}(\text{OH})_2$ mempunyai pH sebesar = 11, maka $K_{sp} \text{L}(\text{OH})_2$ adalah
- $5,0 \times 10^{-4}$
 - $2,5 \times 10^{-3}$
 - $5,0 \times 10^{-10}$
 - $1,25 \times 10^{-10}$
 - $2,5 \times 10^{-15}$
15. Bila $K_{sp} \text{CaF}_2 = 4 \times 10^{-11}$, maka kelarutan CaF_2 dalam CaCl_2 $0,01 \text{ M}$ adalah
- $1,28 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $2,3 \times 10^{-5} \text{ M}$
 - $3,4 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $4,3 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $3,2 \times 10^{-5} \text{ M}$
16. Jika diketahui kelarutan garam CaSO_4 dalam air murni adalah $0,68 \text{ gram per liter}$, maka hasil kali kelarutan CaSO_4 adalah ($M_r \text{CaSO}_4 = 136$)
- 5×10^{-4}
 - $2,5 \times 10^{-5}$
 - 5×10^{-6}
 - $2,5 \times 10^{-6}$
 - $6,8 \times 10^{-7}$
17. Jika diketahui $K_{sp} \text{AgCl} = 10^{-10}$, maka kelarutan AgCl dalam 1 dm^3 larutan KCl $0,01 \text{ M}$ adalah
- 10^{-2} M
 - 10^{-3} M
 - 10^{-4} M
 - 10^{-6} M
 - 10^{-8} M

18. Pada suhu 25 °C, K_{sp} $Mg(OH)_2 = 1 \times 10^{-11}$. $MgCl_2$ yang harus ditambahkan ke dalam 1 liter larutan NaOH dengan $pH = 12$ agar diperoleh larutan yang jenuh dengan $Mg(OH)_2$ adalah
- 10^{-11} mol
 - 10^{-10} mol
 - 10^{-9} mol
 - 10^{-8} mol
 - 10^{-7} mol
19. Dalam satu larutan terdapat ion-ion Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , dan Pb^{2+} dengan konsentrasi yang sama. Apabila larutan itu ditetesi dengan larutan Na_2SO_4 , maka zat yang mula-mula mengendap adalah
- $CaSO_4$ ($K_{sp} = 2,4 \cdot 10^{-10}$)
 - $SrSO_4$ ($K_{sp} = 2,5 \cdot 10^{-7}$)
 - $BaSO_4$ ($K_{sp} = 1,1 \cdot 10^{-10}$)
 - $PbSO_4$ ($K_{sp} = 1,7 \cdot 10^{-8}$)
 - mengendap bersama-sama
20. Suatu larutan mengandung garam $Pb(NO_3)_2$, $Mn(NO_3)_2$, dan $Zn(NO_3)_2$ masing-masing konsentrasinya 0,01 M. Pada larutan ini dilarutkan sejumlah NaOH padat hingga pH larutan menjadi 8. Berdasarkan data K_{sp} :
- $$Pb(OH)_2 = 2,8 \times 10^{-16}$$
- $$Mn(OH)_2 = 4,5 \times 10^{-14}$$
- $$Zn(OH)_2 = 4,5 \times 10^{-17}$$
- Hidroksida yang mengendap adalah
- $Mn(OH)_2$
 - $Zn(OH)_2$
 - $Pb(OH)_2$
 - $Zn(OH)_2$ dan $Pb(OH)_2$
 - $Pb(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, dan $Zn(OH)_2$

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

- Tuliskan persamaan hasil kali kelarutan (K_{sp}) dan harga K_{sp} -nya, bila kelarutan garam berikut dapat dinyatakan dalam $s \text{ molL}^{-1}$!
 - Ag_2CO_3
 - $Ba_3(PO_4)_2$
 - $Al_2(CO_3)_3$
 - Ag_2CrO_4
 - $Ca(OH)_2$

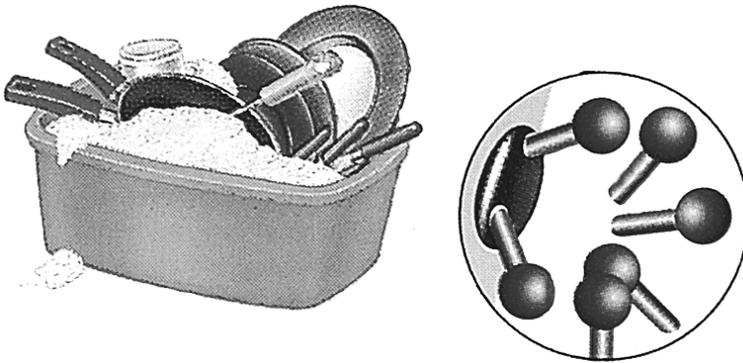
2. Sebanyak 0,664 gram kristal Ag_2CrO_4 terlarut dalam 1 liter air. Bila $A_r \text{ Ag} = 108$; $\text{Cr} = 52$; dan $\text{O} = 16$, maka tentukan hasil kali kelarutan (K_{sp}) dari AgCrO_4 tersebut!
3. Diketahui $K_{sp} \text{ Mg(OH)}_2 = 2 \times 10^{-11}$.
Tentukan kelarutan Mg(OH)_2 dalam:
 - a. air murni;
 - b. KOH 0,01 M;
 - c. MgCl_2 0,1 M!
4. Kelarutan AgCl dalam air adalah $10^{-5} \text{ molL}^{-1}$.
Tentukan kelarutan AgCl dalam larutan CaCl_2 0,05 M!
5. Suatu larutan Ag_2CO_3 dalam 100 mL air terlarut 5,52 mg. Bila $A_r \text{ Ag} = 108$; $\text{C} = 12$; dan $\text{O} = 16$, maka tentukan hasil kali kelarutan Ag_2CO_3 !





BAB 9

SISTEM KOLOID



Gambar 9.1 Sistem koloid
Sumber: Ensiklopedi Sains dan Kehidupan

Pada bab kesembilan ini akan dipelajari tentang macam-macam dispersi, macam-macam koloid, kegunaan sistem koloid, sifat-sifat koloid, dan pembuatan koloid.

Bab 9

Sistem Koloid

Tujuan Pembelajaran

Setelah mengamati beberapa larutan ke dalam suspensi larutan sejati dan koloid, diharapkan siswa mampu:

1. Mengelompokkan campuran dalam lingkungan ke dalam larutan, koloid, atau suspensi.
2. Menjelaskan macam-macam sistem koloid.
3. Menjelaskan penggunaan sistem koloid di industri.
4. Menjelaskan sifat-sifat koloid.
5. Memperagakan proses penjernihan air.
6. Menjelaskan perbedaan koloid liofil dan liofob.
7. Memperagakan pembuatan koloid dengan cara kondensasi dan dispersi.

Perhatikan bahan-bahan seperti mentega, susu, tinta, asap, kabut. Bahan-bahan tersebut sukar digolongkan sebagai zat padat, cairan, atau gas. Dalam ilmu kimia bahan seperti tersebut dinamakan *koloid*.

Koloid sudah dikenal sejak ribuan tahun, tetapi dipelajari secara ilmiah baru dimulai awal abad sembilan belas. Pada tahun 1907 **Ostwald** mengemukakan istilah *Sistem Dispersi* untuk koloid. Ostwald kemudian menggolongkan sistem koloid atas dasar ketiga fase materi yaitu *padat*, *cair*, dan *gas*.

Banyak hubungan antara kehidupan dengan sistem koloid, misalnya pembentukan delta di muara sungai, protoplasma, dan darah. Pada berbagai industri, misalnya industri tekstil, farmasi, dan detergen, semua proses dalam industri tersebut menggunakan sistem koloid.

Obat-obatan, karet, kosmetika, film, kabut, awan, embun, asap, dan buih merupakan suatu sistem koloid. Begitu banyak contoh koloid dalam kehidupan sehari-hari, maka perlu dipelajari dan dipahami sistem koloid ini.



A. Macam-macam Dispersi



air gula
Gelas I



air + pasir
Gelas II



air sabun
Gelas III

Gambar 9.2

Sumber: Penerbit

Apabila setengah sendok teh gula pasir dimasukkan ke dalam gelas kimia yang berisi air dan diaduk, maka partikel gula tidak tampak lagi dan campuran menjadi jernih. Meskipun campuran itu dibiarkan, gula dan air tidak terpisah. Campuran itu disebut *larutan sejati*. Dalam larutan sejati, partikel-partikel gula terpisah menjadi ukuran molekul yang sangat kecil, yaitu kurang dari 10^{-7} sentimeter. Partikel gula dan air tidak dapat dibedakan karena larutan tersebut bercampur homogen dan tidak dapat dipisahkan dengan cara penyaringan.

Kemudian, jika setengah sendok teh pasir yang bersih dimasukkan ke dalam gelas kimia yang berisi air dan diaduk, maka dapat diamati dengan jelas bahwa pasir dan air akan terpisah setelah dibiarkan beberapa saat. Campuran itu disebut *suspensi kasar*. Lama pemisahan campuran tersebut bergantung pada besar kecilnya partikel pasir. Makin besar ukuran partikel pasir, makin cepat terjadi pemisahan dan terbentuk endapan. Ukuran partikel suspensi kasar lebih dari 10^{-5} sentimeter. Oleh karena ukuran partikel besar, maka campuran itu dapat dipisahkan menjadi komponen-komponennya dengan cara penyaringan. Butir-butir pasir tertahan di atas kertas saring, sedangkan air menerobos melalui pori-pori kertas saring dan keluar dari corong. Suspensi kasar merupakan campuran heterogen.

Apabila setengah sendok teh sabun bubuk dimasukkan ke dalam gelas kimia yang berisi air dan diaduk sampai seluruh butiran sabun bubuk hilang, maka terlihat campuran keruh

merata dan sabun tidak terpisah lagi dengan air. Sabun dan air tidak dapat dipisahkan dengan cara penyaringan. Campuran itu disebut *sistem koloid* atau *dispersi koloid*. Kata *koloid* diambil dari bahasa Yunani yaitu *kolla* artinya lem (*glue*) dan *oidos* artinya seperti yang pertama kali diperkenalkan oleh *Thomas Graham* pada tahun 1861.

Sistem koloid adalah campuran antara campuran homogen dan campuran heterogen. Diameter partikel koloid lebih besar daripada partikel larutan sejati, tetapi lebih kecil daripada partikel suspensi kasar. Partikel koloid mempunyai diameter lebih besar daripada 10^{-7} cm dan lebih kecil daripada 10^{-5} cm atau antara 1–100 nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10^{-7} \text{ cm}$). Partikel koloid dapat menembus pori-pori kertas saring tetapi tidak dapat menembus selaput semipermeabel.

Gelas I : larutan jernih, air dan gula tidak terpisah.

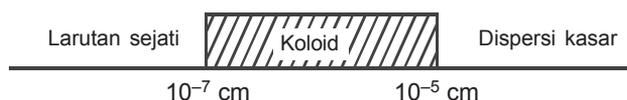
Gelas II : larutan keruh, ada endapan dan dapat dipisahkan dengan disaring.

Gelas III : larutan keruh, tidak ada endapan, tidak dapat dipisahkan dengan penyaringan.

Campuran air dan gula membentuk larutan homogen yang disebut larutan sejati. Air dan pasir membentuk campuran heterogen yang disebut suspensi kasar. Sedangkan larutan sabun mempunyai sifat antara homogen dan heterogen yang disebut sistem koloid atau dispersi koloid. Dispersi koloid, yaitu suspensi dari partikel-partikel yang sangat halus yang tersebar merata dalam suatu medium.

Partikel-partikel yang tersebar dalam sistem dispersi koloid disebut fase terdispersi dan mediumnya disebut medium pendispersi. Ukuran diameter partikel-partikel koloid lebih besar daripada diameter partikel larutan sejati tetapi lebih kecil daripada partikel suspensi kasar, yaitu sebesar 10^{-7} cm– 10^{-5} cm.

Ukuran partikel koloid:



Untuk lebih jelas melihat perbedaan antara sistem koloid dengan larutan dan suspensi, marilah kita perhatikan tabel di bawah ini.

Tabel 9.1 Perbedaan larutan sejati, sistem koloid, dan suspensi

No.	Larutan sejati	Sistem koloid	Suspensi
1	diameter partikel	diameter partikel	diameter partikel
2	$< 10^{-7}$ cm	10^{-7} cm– 10^{-5} cm	$> 10^{-5}$ cm
3	satu fase	dua fase	dua fase
4	jernih	agak keruh	keruh
5	homogen	antara homogen dan heterogen	heterogen
6	tidak dapat disaring	tidak dapat disaring	dapat disaring
7	tidak mengendap	sukar mengendap	mudah mengendap
8	stabil	relatif stabil	tidak stabil
	amikron, dapat dilihat dengan mikroskop elektron, tetapi tidak dapat dilihat dengan mikroskop ultra	submikron, dapat dilihat dengan mikroskop ultra, tetapi tidak dapat dilihat dengan mikroskop biasa	mikron, dapat dilihat dengan mikroskop biasa

Lakukan percobaan berikut untuk lebih memperjelas perbedaan antara sistem koloid dengan larutan dan suspensi.



Sistem Koloid

Tujuan: mengetahui perbedaan ketiga bentuk campuran (larutan, koloid, dan suspensi).

Alat dan Bahan

- Gelas kimia 100 mL 12 buah
- Pengaduk 1 buah
- Corong 1 buah
- Kertas saring 6 helai
- Gula tebu 1 gram
- Terigu 1 gram
- Susu instan/susu kental manis 1 gram/ 1 mL
- Urea 1 gram

- Sabun/serbuk detergen 1 gram
- Serbuk belerang 1 gram
- Akuades 300 mL

Cara Kerja

1. Isilah 6 gelas kimia masing-masing dengan kira-kira 50 mL akuades.
2. Tambahkan ke dalam gelas:
 - ± 1 gram gula tebu ke dalam gelas ke-1
 - ± 1 gram terigu ke dalam gelas ke-2
 - ± 1 gram susu instan/± 1 mL susu kental manis ke dalam gelas ke-3
 - ± 1 gram urea ke dalam gelas ke-4
 - ± 1 gram sabun/serbuk detergen ke dalam gelas ke-5
 - ± 1 gram serbuk belerang ke dalam gelas ke-6
3. Adukilah setiap campuran (batang pengaduk harus dibilas dan dikeringkan lebih dahulu sebelum digunakan untuk mengaduk isi gelas yang berbeda). Perhatikan dan catat apakah zat yang “dilarutkan” larut atau tidak larut.
4. Diamkan campuran-campuran itu. Perhatikan dan catat apakah campuran stabil atau tidak stabil; bening atau keruh.
5. Saringlah campuran pada setiap gelas masing-masing ke dalam gelas kimia yang bersih. Perhatikan dan catat, campuran manakah yang meninggalkan residu; apakah hasil penyaringan bening atau keruh.

Catatan: Corong harus dibilas dan dikeringkan sebelum digunakan untuk menyaring campuran yang berbeda.

Pengamatan

Sifat Campuran	Campuran air dengan					
	Gula	Terigu	Susu	Urea	Sabun	Belerang
Larut/Tidak						
Stabil/Tidak						
Bening/Keruh						
Meninggalkan residu/tidak						
Filtrat bening/keruh						

Pertanyaan

Kelompokkan campuran urea dengan air, sabun/detergen dengan air, dan belerang dengan air ke dalam larutan, suspensi, atau koloid!

Kesimpulan

Buatlah kesimpulan mengenai sistem koloid (apakah sistem koloid itu?)

Kadang-kadang sangat sukar untuk membedakan larutan sejati dengan sistem koloid jika hanya dilihat wujud fisiknya saja. Cara yang sederhana untuk membedakannya, yaitu dengan mengamati pengaruh cahaya yang dilewatkan pada kedua sistem tersebut. Pada larutan sejati, partikel dalam larutan tidak menghamburkan cahaya, tetapi pada sistem koloid partikel dalam larutan menghamburkan cahaya. Peristiwa ini disebut *Efek Tyndall*.

Bagaimanakah cara mengenali sistem koloid? Salah satu cara yang sangat sederhana adalah dengan menjatuhkan seberkas cahaya pada objek. Larutan sejati meneruskan cahaya (transparan) sedangkan koloid menghamburkannya. Oleh karena itu, berkas cahaya yang melalui koloid dapat diamati dari arah samping walaupun partikel koloidnya sendiri tidak tampak. Jika partikel terdispersinya juga kelihatan maka sistem itu bukan koloid melainkan suspensi. Untuk lebih mengerti hal ini lakukanlah percobaan berikut.



Percobaan

Efek Tyndall

Tujuan: mempelajari koloid terhadap cahaya.

Alat dan Bahan

- | | |
|-----------------------|--------|
| - Tabung reaksi besar | 6 buah |
| - Lampu senter kecil | 1 buah |
| - Larutan gula | 10 mL |

- Larutan sabun 10 mL
- Larutan K_2CrO_4 5% 10 mL
- Sol As_2S_3 10 mL
- Larutan I_2 10 mL
- Sol $Fe(OH)_3$ 10 mL

Cara Kerja

1. Siapkan 6 tabung reaksi besar yang bersih, kemudian isilah dengan larutan-larutan masing-masing setinggi kira-kira 5 cm seperti berikut.
 - tabung 1 dengan larutan gula,
 - tabung 2 dengan larutan sabun (air sabun),
 - tabung 3 dengan larutan K_2CrO_4 ,
 - tabung 4 dengan sol As_2S_3 ,
 - tabung 5 dengan larutan I_2 ,
 - tabung 6 dengan sol $Fe(OH)_3$.

Catatlah warna dan keadaan larutan-larutan itu (bening atau keruh).

2. Arahkan berkas cahaya lampu senter pada masing-masing tabung satu per satu. Amati berkas cahaya itu dengan arah yang tegak lurus. Pada tabung beberapa saja berkas cahaya dapat terlihat? Catat pengamatanmu.

Data Pengamatan

Sifat Campuran	Larutan gula	Larutan sabun	Larutan K_2CrO_4	Sol As_2S_3	Larutan I_2	Sol $Fe(OH)_3$
<ul style="list-style-type: none"> - Warna larutan/campuran bening atau keruh? - Menghamburkan/meneruskan cahaya? 						

Pertanyaan

1. Bagaimanakah sifat koloid terhadap cahaya?
2. Apa yang dimaksud efek Tyndall?
3. Apakah sistem koloid selalu keruh? Jelaskan!

4. Bagaimanakah membedakan larutan sejati dari sistem koloid?
5. Sebutkan beberapa contoh efek Tyndall dalam kehidupan sehari-hari!



B. Macam-macam Koloid

Jika suatu larutan tersusun dari komponen-komponen zat terlarut dan pelarut, maka suatu sistem koloid juga tersusun dari dua komponen, yaitu fase terdispersi (zat terlarut) dan medium pendispersi (pelarut). Contohnya, dispersi tanah liat; partikel tanah liat sebagai fase terdispersi, sedangkan air merupakan medium pendispersi.

Dalam sistem koloid, baik fase terdispersi maupun medium pendispersi dapat berupa gas, cair, atau padat. Oleh karena itu, kita mengenal delapan macam sistem koloid. Lihat tabel berikut.

Tabel 9.2 Macam-macam sistem koloid

Fase terdispersi	Medium pendispersi	Nama koloid	Contoh
gas	gas	–	–
gas	cair	busa, buih	krim, busa sabun
gas	padat	busa padat	batu apung, karet busa
cair	gas	aerosol cair	kabut, awan
cair	cair	emulsi	susu, scot emulsion
cair	padat	emulsi padat	keju, mentega
padat	gas	aerosol padat	asap, debu
padat	cair	sol	cat, kanji, tinta
padat	padat	sol padat	intan, kaca berwarna paduan logam (<i>alloy</i>)

Pada tabel 9.2, kita tidak menemukan sistem koloid fase terdispersi gas dan medium pendispersi gas. Hal ini disebabkan campuran gas dengan gas selalu menghasilkan campuran yang homogen. Partikel-partikel gas berukuran molekul atau ion (diameter kurang dari 10^{-7} cm) dan jarak antara partikel gas tersebut sangat renggang.

Busa atau *buih* adalah sistem koloid yang fase terdispersinya gas dan medium pendispersinya cair. Apabila medium pendispersinya mengandung surfaktan, maka busa akan stabil. Busa sabun adalah sistem koloid yang stabil karena sabun merupakan surfaktan. Molekul surfaktan cenderung terkonsentrasi pada permukaan atau antarmuka cairan dan gas, dan terdiri atas dua bagian, yaitu yang bersifat non-polar dan gugus polar.

Busa padat adalah sistem koloid yang terjadi jika padat terdispersi dalam gas, misalnya batu apung. Busa padat terjadi pada suhu tinggi dengan medium pendispersi yang mempunyai titik lebur di atas suhu kamar sehingga pada suhu kamar berwujud padat.

Aerosol cair ialah sistem koloid dengan fase terdispersi cair dalam medium pendispersi gas. Aerosol alam yang sering kita jumpai, misalnya kabut dan awan. Kabut terjadi jika udara yang memiliki kelembapan tinggi mengalami pendinginan sehingga uap air yang terkandung di udara mengembun dan bergabung membentuk sistem koloid.

Jika letaknya dekat di permukaan bumi, sistem itu disebut *kabut*, dan apabila terdapat di angkasa disebut *awan*. Selain itu, ada aerosol yang sengaja dibuat oleh manusia yang diperuntukkan dalam bidang industri. Misalnya, insektisida, obat nyamuk cair, dan kosmetik yang disemprotkan pada waktu digunakan. Contoh kosmetik adalah *hair spray*, spray deodoran, dan parfum. Spray deodoran adalah cairan bahan polimer dan pengharum yang dimasukkan ke dalam tabung yang bertekanan tinggi dan berisi cairan senyawa fluorokarbon yang mudah menguap. Apabila campuran itu disemprotkan, maka butiran-butiran halus dari campuran akan tersebar di udara dan membentuk sistem koloid.

Emulsi adalah sistem dispersi antara cairan dengan cairan yang tidak dapat bercampur homogen. Misalnya, minyak dalam air dan susu. Jika minyak dimasukkan ke dalam air, akan diperoleh emulsi minyak air. Sebaliknya, jika tetes-tetes air dimasukkan ke dalam minyak diperoleh emulsi air-minyak.

Pada umumnya emulsi kurang mantap. Untuk memantapkan suatu emulsi perlu ada zat pemantap yang disebut *emulgator*. Fungsi zat pengemulsi (emulgator) adalah menurunkan tegangan permukaan cairan sehingga tidak mudah bergabung lagi. Contoh emulgator, sabun, detergen, gelatin, lesitin, kasein, fosfolipida, gom, senyawa fluorokarbon, dan alkanolamida lemak.

Emulsi padat adalah sistem koloid dengan fase terdispersi cair dalam medium pendispersi padat yang tidak dapat bercampur. Misalnya, mentega adalah dispersi air dalam lemak.



C. Penggunaan Sistem Koloid

Pemahaman mengenai koloid dan sifat-sifatnya sangat membantu manusia dalam kehidupannya sehari-hari. Dengan pemahaman mengenai koloid sebagai suatu substansi, berbagai macam koloid yang ada di alam dapat digunakan secara langsung. Selain itu, dapat juga dengan cara memisahkan komponen penting dari koloid yang ada di alam. Kemudian, bahan-bahan yang tersedia di alam dapat dibuat menjadi sistem koloid yang berguna untuk berbagai macam keperluan. Selain itu, pengetahuan tentang sifat-sifat koloid dapat dimanfaatkan dalam berbagai hal, misalnya bidang industri, teknik, pertanian, dan kedokteran. Berbagai peristiwa yang terjadi dalam kehidupan sehari-hari dapat juga diterangkan berdasarkan pengetahuan tentang sifat-sifat koloid.

1. Koloid alam

Koloid alam sangat banyak jenisnya. Di antara banyak jenis koloid alam, hanya beberapa jenis koloid yang bermanfaat bagi kehidupan manusia. Pada bagian ini akan dibahas tiga macam koloid yang sering dijumpai dan telah diketahui manfaatnya, yaitu susu, getah karet, dan darah.

a. Susu

Susu merupakan bahan makanan yang dikenal dengan sebutan lima sempurna. Hal itu disebabkan susu mengandung hampir semua zat yang diperlukan oleh tubuh.

Susu diekskresi oleh kelenjar mammae dan digunakan sebagai makanan atau minuman. Susu merupakan emulsi yang sebagian besar terdiri atas air, protein, lipida, karbohidrat, vitamin, enzim, asam-asam organik, dan sejumlah garam anorganik. Susunan susu tidak selalu tetap, tetapi dipengaruhi oleh berbagai faktor, misalnya jenis mamalia, umur, diet, waktu sekresi, suhu, keadaan fisik, dan mental.

b. Getah karet

Getah karet dihasilkan dari pohon karet atau hevea. Getah karet merupakan sol, yaitu dispersi koloid fase padat dalam cairan. Karet alam merupakan zat padat yang molekulnya sangat besar (polimer).

Partikel karet alam terdispersi sebagai partikel koloid dalam sol getah karet. Untuk mendapatkan karetnya, getah karet harus dikoagulasikan agar karet menggumpal dan terpisah dari medium pendispersinya. Untuk mengkoagulasikan getah karet, biasanya digunakan asam formiat; HCOOH atau asam asetat; CH_3COOH . Larutan asam pekat itu akan merusak lapisan pelindung yang mengelilingi partikel karet. Sedangkan ion-ion H^+ -nya akan menetralkan muatan partikel karet sehingga karet akan menggumpal.

Selanjutnya, gumpalan karet digiling dan dicuci lalu diproses lebih lanjut sebagai lembaran yang disebut *sheet* atau diolah menjadi karet remah (*crumb rubber*).

Untuk keperluan lain, misalnya pembuatan balon dan karet busa, getah karet tidak digumpalkan melainkan dibiarkan dalam wujud cair yang disebut *lateks*. Untuk menjaga kestabilan sol lateks, getah karet dicampur dengan larutan amonia; NH_3 . Larutan amonia yang bersifat basa melindungi partikel karet di dalam sol lateks dari zat-zat yang bersifat asam sehingga sol tidak menggumpal.

c. Darah

Darah merupakan koloid (sol) yang sangat penting bagi kehidupan manusia dan hewan. Kekurangan darah di dalam tubuh dapat menyebabkan kematian. Fungsi darah di dalam tubuh sebagai alat transpor, yaitu:

- 1) Transpor O_2 dari paru-paru ke seluruh jaringan tubuh dan CO_2 dari jaringan ke paru-paru (respirasi).
- 2) Transpor zat makanan.
- 3) Transpor sisa-sisa metabolisme yang tidak diperlukan oleh tubuh melalui ginjal, paru-paru, kulit, dan saluran pencernaan.
- 4) Mempertahankan keseimbangan asam basa dalam tubuh.
- 5) Mengatur keseimbangan air.
- 6) Mengatur suhu tubuh dalam batas-batas normal.
- 7) Berperan mengatasi suatu infeksi.
- 8) Transpor hormon-hormon untuk mengatur metabolisme.
- 9) Transpor metabolit-metabolit antarjaringan, sesuai fungsi jaringan itu.

2. Koloid buatan

Sifat-sifat koloid sangat khas. Oleh karena itu, banyak macam koloid yang sengaja dibuat untuk berbagai keperluan. Pada bagian ini, akan dibahas beberapa macam koloid buatan yang sering digunakan sebagai zat pembersih dan bahan keperluan sehari-hari, misalnya cat dan kosmetika.

a. Zat pembersih

Sabun, detergen, dan sampo merupakan bahan-bahan yang sering digunakan sebagai zat pembersih. Bahan-bahan tersebut sifatnya dapat menghilangkan kotoran yang tidak dapat dibersihkan dengan air. Sabun, detergen, dan sampo pada prinsipnya bekerja sebagai pembersih dengan cara yang sama karena ketiganya mempunyai persamaan dalam struktur molekul. Molekul zat pembersih itu terdiri atas dua bagian, yaitu bagian polar yang larut dalam air dan bagian nonpolar yang tak dapat larut dalam air. Pada molekul sabun, terdiri atas gugus $-\text{COO}^-\text{Na}^+$ (bagian polar) dan rantai hidrokarbon, (bagian nonpolar). Pada detergen yang banyak digunakan, gugus polarnya, yaitu $-\text{SO}_3^-\text{Na}^+$ dan gugus nonpolarnya, yaitu alkilbenzena. Pada sampo gugus polarnya, yaitu molekul gula dan gugus nonpolarnya, yaitu steroida atau triterpena.

b. Cat

Jenis-jenis cat sangat beragam, bergantung pada tujuan pengecatan dan bahan yang akan dicat. Tujuan pengecatan misalnya untuk memperindah bangunan atau kendaraan, pelapis antikorosi, membuat lukisan, dan membuat reklame. Jenis bahan yang dicat dapat berupa kayu, besi, logam, tembok kaca, plastik, bahan polimer, dan batu.

Meskipun demikian, semua jenis cat termasuk koloid yang berupa sol. Partikel-partikel padat yang



(a)



(b)

Gambar 9.3 (a) Sampo, (b) Detergen

Sumber: Penerbit

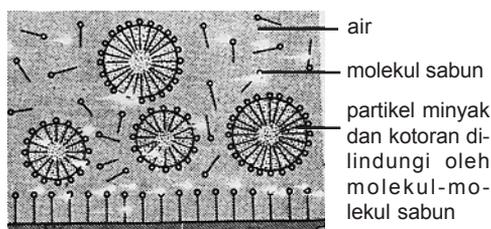


Gambar 9.4 Cat

Sumber: Ensiklopedi Sains dan Kehidupan



Minyak dan kotoran tergulung dari permukaan padat



Sumber: Brady, *General Chemistry*

Gambar 9.5 Partikel-partikel minyak dan kotoran diemulsikan di dalam air

berupa zat warna, oksida logam, zat pereduksi, zat pencemerlang, bahan pengawet, dan bahan penstabil dihaluskan hingga berukuran partikel koloid kemudian didispersikan dalam suatu cairan. Untuk menjaga agar sol tetap stabil dan bahan-bahan padat yang didispersikan tidak menggumpal atau mengendap, diperlukan zat pengemulsi dan pelindung. Jenis zat pengemulsi yang digunakan bergantung pada cairan yang digunakan sebagai medium pendispersi. Apabila medium pendispersinya berupa senyawa polar, misalnya air dan alkohol, maka zat pengemulsinya harus yang larut dalam pelarut nonpolar. Sebaliknya, jika medium pendispersinya cairan yang nonpolar, misalnya minyak

dan senyawa hidrokarbon lain, maka pengemulsi cat yang digunakan harus yang larut dalam pelarut nonpolar. Zat pengemulsi sangat diperlukan karena kebanyakan jenis cat merupakan sol liofob. Di dalam cat juga harus ditambahkan zat-zat yang dapat melindungi bahan pewarna atau bahan padat lain yang akan menempel pada bahan yang dicat sehingga pada waktu cairan pelarut bahan menguap, sifat-sifat bahan itu tidak berubah oleh pengaruh cahaya matahari atau zat-zat kimia yang bersentuhan dengan bahan cat itu.

c. Kosmetika

Bahan-bahan kosmetika sangat banyak jenisnya sehingga tidak mungkin dibahas satu per satu. Akan tetapi, pada prinsipnya hampir 90% dari bahan itu dibuat dalam keadaan koloid. Hal itu disebabkan sifat koloid yang mudah menyerap pewangi dan pewarna, lembut, mudah dibersihkan, tidak merusak kulit dan rambut, dan sekaligus mengandung dua macam bahan yang tidak dapat saling larut.

Macam-macam bentuk bahan kosmetika sebagai berikut.

- 1) Bahan kosmetika yang berbentuk aerosol, misalnya parfum dan *deodorant spray*, *hair-spray*, dan penghilang bau mulut yang disemprotkan.
- 2) Bahan kosmetika yang berbentuk sol, misalnya susu pembersih muka dan kulit, cairan untuk masker, dan cat kuku.
- 3) Bahan kosmetika yang berbentuk emulsi, misalnya susu pembersih muka dan kulit.
- 4) Bahan kosmetika yang berbentuk gel, misalnya *deodorant stick* dan minyak rambut (*jelly*).
- 5) Bahan kosmetika yang berbentuk buih, misalnya sabun cukur dan sabun kecantikan.
- 6) Bahan kosmetika yang berbentuk sol padat misalnya pemerah bibir, pensil alis, dan maskara.



Gambar 9.6 Kosmetika

Sumber: *Ensiklopedi Sains dan Kehidupan*

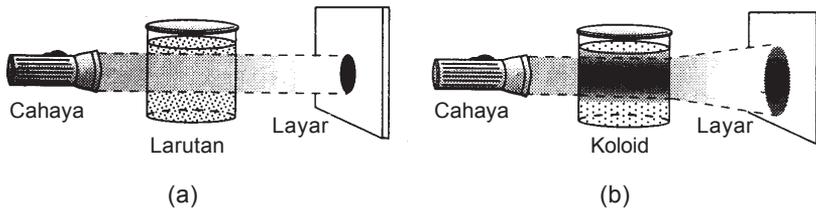


D. Sifat-sifat Koloid

Pada dasarnya sifat koloid dapat digolongkan berdasar sifat optik dan sifat listriknya. Yang tergolong sifat optik, yaitu efek Tyndall dan gerak Brown. Sedang sifat listrik meliputi elektroforesis, adsorpsi, koagulasi, koloid pelindung, dan dialisis.

1. Efek Tyndall

Efek Tyndall merupakan gejala penghamburan cahaya yang diatuhkan oleh seberkas cahaya yang diatuhkan pada sistem koloid.



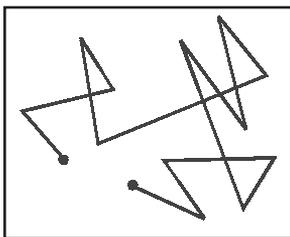
Sumber: Brady, *General Chemistry*

Gambar 9.7 Efek Tyndall (a) larutan sejati meneruskan cahaya, berkas cahaya tidak kelihatan; (b) sistem koloid menghamburkan cahaya, berkas cahaya kelihatan

Sifat koloid ini dapat digunakan untuk membedakan larutan sejati dan sistem koloid. Pada larutan sejati tidak terjadi efek Tyndall, sedang pada sistem koloid terjadi efek Tyndall.

Gejala efek Tyndall dapat dijumpai dalam kehidupan sehari-hari. Misalnya berkas sinar dari proyektor film di bioskop dan berkas cahaya lampu mobil pada malam yang berkabut. Mengapa langit berwarna biru? Hal ini disebabkan oleh partikel koloid di udara yang menghamburkan cahaya matahari.

2. Gerak Brown



Gambar 9.4 Gerak Brown

Partikel koloid terlalu kecil dan tidak terlihat jika diamati dengan mikroskop biasa, tetapi dapat diamati dengan menggunakan mikroskop ultra.

Mikroskop ultra merupakan mikroskop yang dilengkapi sistem penyorotan khusus dan memiliki daya pisah yang besar.

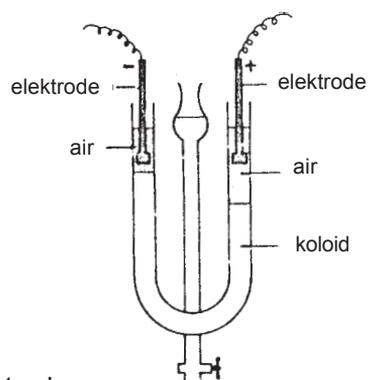
Dengan menggunakan mikroskop ultra partikel-partikel koloid tampak senantiasa bergerak lurus dan arahnya tidak menentu. Gerakan partikel koloid ini disebut gerak Brown, karena yang pertama kali mengamati gerakan ini adalah **Robert Brown** (tahun 1827).

3. Elektroforesis

Partikel-partikel koloid dapat bergerak dalam medan listrik karena partikel-partikel itu bermuatan listrik. Gejala ini disebut *elektroforesis*. Hal ini dapat dibuktikan dengan menggunakan alat seperti terlihat pada gambar 9.8 di samping.

Mula-mula tabung U diisi dengan air dan dispersi koloid dimasukkan lewat tabung tengah. Jika arus listrik searah dialirkan ke dalam sistem dispersi melalui kedua elektrode (negatif dan positif), dispersi koloid akan bergerak. Partikel koloid yang bermuatan positif akan bergerak menuju elektrode negatif dinetralkan sehingga partikel koloid ini akan mengalami koagulasi.

Muatan suatu dispersi koloid dapat ditentukan dengan menggunakan cara elektroforesis.



Sumber: Brady, *General Chemistry*

Gambar 9.8
Elektroforesis suatu sol positif

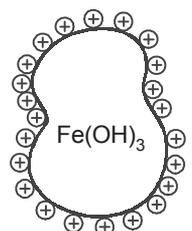
4. Adsorpsi

Daya adsorpsi partikel koloid lebih besar dibanding daya adsorpsi partikel larutan sejati. Hal ini disebabkan permukaan partikel koloid lebih luas dibanding partikel larutan sejati.

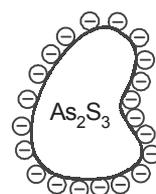
Apabila partikel koloid menyerap ion, partikel itu bermuatan listrik, misalnya: koloid besi(III)hidroksida dalam air menyerap ion positif dan koloid arsen(III)sulfida menyerap ion negatif.

Atas dasar sifat adsorpsi ini, partikel koloid sangat penting dalam praktik. Partikel koloid banyak digunakan dalam berbagai bidang, terutama bidang industri, misalnya:

- Industri gula, untuk pemutihan gula.
- Industri tekstil, untuk proses pewarnaan.
- Perusahaan air minum, untuk menjernihkan air.



a. sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$



b. sol As_2S_3

Sumber: Brady, *General Chemistry*

Gambar 9.9 Adsorpsi ion oleh partikel koloid

5. Koagulasi

Partikel-partikel koloid dapat mengalami penggumpalan atau koagulasi. Ada dua cara mengkoagulasikan sistem koloid, yaitu cara mekanik dan cara kimia.

Cara mekanik dapat dilakukan dengan pemanasan, pendinginan, atau pengadukan. Cara kimia dilakukan dengan penambahan zat-zat kimia, misalnya zat elektrolit.

Untuk memperjelas tentang koagulasi dengan cara kimia lakukan percobaan berikut ini.



Koagulasi Koloid

Tujuan: mempelajari koagulasi koloid pada elektroforesis dan pada penambahan elektrolit.

Mengamati sifat-sifat koloid

1. Elektroforesis

Alat dan bahan:

- pipa U
- elektrode
- kabel
- baterai
- sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- sol As_2S_3

Cara kerja:

- a. Masukkan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dalam pipa U, masukkan pula sol As_2S_3 ke dalam pipa U yang lain.
- b. Masukkan elektrode pada kedua ujung pipa U.
- c. Hubungkan masing-masing pasang elektrode dengan sumber arus listrik searah 6 volt.

Pertanyaan:

- a. Ke manakah gerak partikel-partikel koloid dalam kedua pipa U tersebut?
- b. Apakah muatan listrik dari dua sol tersebut?

2. Kestabilan koloid

a. Pengaruh elektrolit

Alat dan bahan:

- tabung reaksi
- gelas ukur
- sol As_2S_3
- larutan NaCl 0,5 M
- larutan NaCl 0,05 M
- larutan AlCl_3 0,05 M

Cara kerja:

- 1) Isilah tiga buah tabung reaksi dengan 5 mL sol As_2S_3 .
- 2) Isilah sebuah tabung reaksi dengan 5 mL larutan NaCl 0,5 M dan tabung reaksi lain dengan larutan NaCl 0,05 M, yang lain AlCl_3 0,05 M.
- 3) Tuangkan larutan NaCl (no. 2) ke dalam tabung reaksi (no. 1) secara bersama-sama. Amati terjadinya kekeruhan!

Pertanyaan:

- 1) Bagaimana pengaruh konsentrasi elektrolit terhadap kestabilan koloid?
- 2) Berdasarkan hasil pengamatan kation atau anionkah yang berpengaruh terhadap koagulasi?

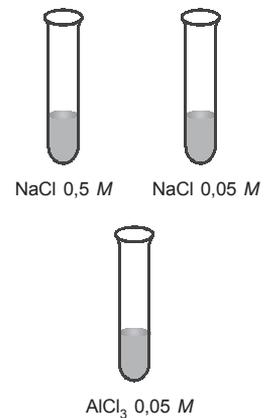
b. Pengaruh sol lain

Cara kerja:

- 1) Campurkan 5 mL sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dengan 5 mL sol As_2S_3 .
- 2) Amati apa yang terjadi!

Pertanyaan:

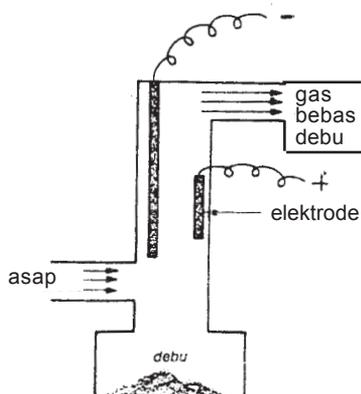
- 1) Bagaimana muatan kedua sol pada percobaan di atas?
- 2) Apakah kesimpulanmu?



Gambar 9.10

Partikel karet dalam lateks dapat dikoagulasikan dengan asam asetat. Terbentuknya delta di muara sungai dan pulau di tengah sungai merupakan peristiwa koagulasi. Partikel tanah liat dalam air sungai bercampur dengan air laut atau air sungai yang lain akan terjadi koagulasi karena air laut atau air sungai yang lain merupakan suatu elektrolit. Peristiwa koagulasi ini terjadi bertahun-tahun dan akhirnya membentuk pulau kecil atau delta.

Untuk mencegah tercemarnya udara oleh debu asap dan partikel beracun yang dihasilkan asap dari cerobong pabrik, biasanya digunakan *pesawat cottrell*. Pesawat cottrell terdiri atas lempeng logam yang dialiri muatan listrik tegangan tinggi. Asap atau debu sebelum dikeluarkan dari pabrik harus melewati pesawat ini. Oleh karena pengaruh medan listrik partikel asap dan debu akan mengendap.



Sumber: Chang R, Chemistry

Gambar 9.11 Pesawat Cottrell

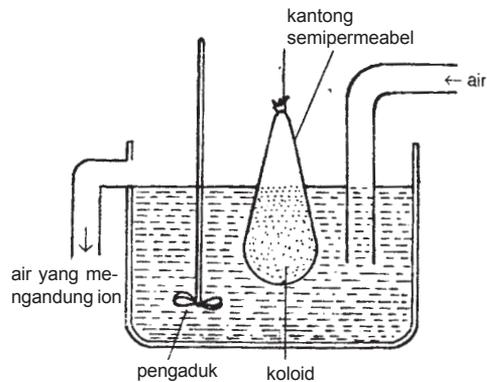
6. Koloid pelindung

Ada koloid yang bersifat melindungi koloid lain supaya tidak mengalami koagulasi. Koloid semacam ini disebut *koloid pelindung*. Koloid pelindung ini membentuk lapisan di sekeliling partikel koloid yang lain sehingga melindungi muatan koloid tersebut. Tinta dan cat perlu diberi koloid pelindung. Cat yang tidak ditambah koloid pelindung akan mengalami koagulasi.

7. Dialisis

Untuk stabilitas koloid diperlukan sejumlah muatan ion suatu elektrolit. Akan tetapi, jika penambahan elektrolit ke dalam sistem koloid terlalu banyak, kelebihan ini dapat mengendapkan fase terdispersi dari koloid itu. Hal ini akan mengganggu stabilitas sistem koloid tersebut. Untuk mencegah kelebihan elektrolit, penambahan elektrolit dilakukan dengan cara *dialisis*.

Dialisis adalah suatu cara pemurnian sistem koloid dari ion-ion pengganggu yang menggunakan selaput semipermeabel. Caranya, sistem koloid dimasukkan ke dalam kantong semipermeabel, dan diletakkan dalam air. Selaput semipermeabel ini hanya dapat dilalui oleh ion-ion, sedang partikel koloid tidak dapat melaluinya. Ion-ion yang keluar melalui selaput semipermeabel ini kemudian larut dalam air. Dalam proses dialisis hilangnya ion-ion dari sistem koloid dapat dipercepat dengan menggunakan air yang mengalir.



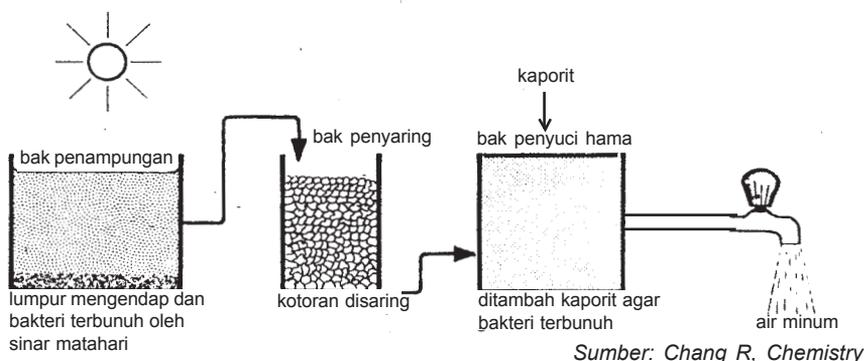
Gambar 9.12 Peristiwa dialisis

Misalnya, pembuatan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ akan terdapat ion-ion H^+ dan Cl^- . Ion-ion ini akan mengganggu kestabilan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sehingga sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ mudah mengalami koagulasi.

Proses Penjernihan Air

Untuk memperoleh air bersih perlu dilakukan upaya penjernihan air. Kadang-kadang air dari mata air seperti sumur gali dan sumur bor tidak dapat dipakai sebagai air bersih jika tercemari. Air permukaan perlu dijernihkan sebelum dipakai. Upaya penjernihan air dapat dilakukan baik skala kecil (rumah tangga) maupun skala besar seperti yang dilakukan oleh Perusahaan Daerah Air Minum (PDAM). Pada dasarnya penjernihan air itu dilakukan secara bertahap. Mula-mula mengendapkan atau menyaring bahan-bahan yang tidak larut dengan saringan pasir. Kemudian air yang telah disaring ditambah zat kimia, misalnya tawas atau aluminium sulfat dan kapur agar kotoran menggumpal dan selanjutnya mengendap, dan kaporit atau kapur klor untuk membasmi bibit-bibit penyakit. Air yang dihasilkan dari penjernihan itu, apabila akan dipakai sebagai air minum, harus dimasak terlebih dahulu sampai mendidih beberapa saat lamanya.

Untuk memperjelas tentang penjernihan air perhatikan gambar 9.13 berikut!



Gambar 9.13 Penjernihan air

Proses pengolahan air tergantung pada mutu baku air (air belum diolah), namun pada dasarnya melalui 4 tahap pengolahan. *Tahap pertama* adalah pengendapan, yaitu air baku dialirkan perlahan-lahan sampai benda-benda yang tak larut mengendap. Pengendapan ini memerlukan tempat yang luas dan waktu yang lama. Benda-benda yang berupa koloid tidak dapat diendapkan dengan cara itu.

Pada *tahap kedua*, setelah suspensi kasar terendapkan, air yang mengandung koloid diberi zat yang dinamakan *koagulan*. Koagulan yang banyak digunakan adalah aluminium sulfat, besi(II)sulfat, besi(III)klorida, dan klorinasi kopers (FeCl₂Fe₂(SO₄)₃). Pemberian koagulan selain untuk mengendapkan partikel-partikel koloid, juga untuk menjadikan pH air sekitar 7 (netral). Jika pH air berkisar antara 5,5–6,8, maka yang digunakan adalah aluminium sulfat, sedangkan untuk senyawa besi sulfat dapat digunakan pada pH air 3,5–5,5.

Pada *tahap ketiga*, air yang telah diberi koagulan mengalami proses pengendapan, benda-benda koloid yang telah menggumpal dibiarkan mengendap. Setelah mengalami pengendapan, air tersebut disaring melalui penyaring pasir sehingga sisa endapan yang masih terbawa di dalam air akan tertahan pada saringan pasir tersebut.

Pada *tahap terakhir*, air jernih yang dihasilkan diberi sedikit air kapur untuk menaikkan pHnya, dan untuk membunuh bakteri diberikan kalsium hipoklorit (kaporit) atau klorin (Cl_2).

Agar lebih paham tentang pengolahan air bersih, lakukan percobaan berikut.

Percobaan

Pengolahan Air Bersih

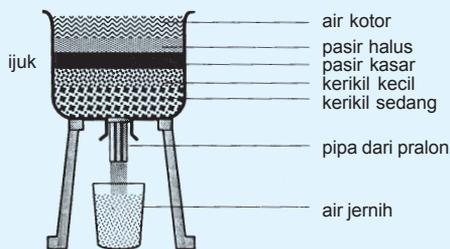
Tujuan: melakukan pengolahan air bersih dalam skala kecil.

Alat dan Bahan

- Ember plastik tinggi \pm 50 cm	3 buah
- Ijuk	secukupnya
- Pasir	secukupnya
- Kerikil	secukupnya
- Arang	secukupnya
- Air kotor	5 liter
- Tawas (kristal)	0,5 g
- Kapur tohor (kristal)	0,3 g
- Kaporit (serbuk)	50 mg
- Pengaduk	1 buah

Cara Kerja

1. Ambillah sebuah ember plastik kemudian buatlah saluran di dasarnya.
2. Susunlah material berikut ke dalam ember, dari bawah ke atas sebagai berikut (lihat gambar).



Catatan: pasir sebaiknya dicuci terlebih dahulu hingga bersih.

3. Tuangkan air bersih kira-kira 5 liter ke dalam alat penyaring yang baru dirakit.
4. Siapkan kira-kira 5 liter air sungai (air kotor) dalam sebuah ember lain. Ukur pH air itu dengan indikator universal. Kemudian tambahkan tawas kira-kira 500 mg, aduk dengan cepat kira-kira 3 menit. Diamkan air yang sudah dicampur tawas itu selama kira-kira 15 menit sehingga koagulan yang terbentuk mengendap.
5. Tuangkan secara perlahan-lahan air dari langkah 4 ke dalam bak penyaring (endapan jangan ikut). Tampunglah air hasil penyaringan. Ukur pH air bersih yang diperoleh.
6. Tambahkan kapur kira-kira 300 mg ke dalam air bersih dari langkah 5 sehingga pH air menjadi sekitar 7.
7. Akhirnya tambahkan kira-kira 50 mg kaporit.

Hasil Percobaan

1. pH air kotor: ...
2. Setelah air kotor diaduk dengan tawas: ...
3. Air hasil penyaringan: ...
4. pH air hasil penyaringan: ...
5. pH air setelah penambahan kapur: ...

Koloid Liofil dan Liofob

Sol adalah suatu sistem koloid jika partikel dapat terdispersi dalam suatu cairan. Berdasarkan medium pendispersinya, disebut hidrosol jika mediumnya air, alkosol bila mediumnya alkohol. Berdasarkan afinitas (daya gabung atau tarik-menarik) fase terdispersi terhadap medium pendispersi, sol dibagi menjadi dua macam yaitu sol liofob dan sol liofil.

1. Sol liofob

Sol liofob ialah sol yang fase terdispersinya mempunyai afinitas yang kecil atau menolak medium pendispersinya. Liofob artinya takut cairan (bahasa Yunani, *lio*

= cairan, *phobia* = takut). Kebanyakan sol liofob dalam larutan air mendapatkan kestabilannya karena partikel bermuatan.

Muatan diperoleh, antara lain karena terjadi adsorpsi ion sejenis oleh partikel koloid. Misalnya, pencampuran perak nitrat dan kalium iodida dalam larutan air. Bila perak nitrat dalam konsentrasi berlebih, maka partikel akan bermuatan positif, sedangkan bila kalium iodida berlebih, maka partikel akan bermuatan negatif.



Dalam kedua hal, ion lawan tetap harus ada dalam larutan akibat gaya elektrostatik. Elektrolit dalam jumlah yang kecil akan menstabilkan koloid, tetapi jika dalam jumlah yang besar akan mengakibatkan koagulasi. Misalnya, sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$, As_2S_3 , AgI, AgCl, dan sol belerang.

2. Sol liofil

Sol liofil adalah sol yang fase terdispersinya mempunyai afinitas yang besar atau mudah menarik medium pendispersinya. Liofil artinya suka cairan (bahasa Yunani, *Philia* = cinta). Partikel dari dispersi liofil ini sebenarnya adalah molekul tunggal yang besar sehingga terdapat dalam daerah ukuran koloid. Sifat dari dispersi jenis ini bergantung pada konsentrasi dan bentuk molekulnya. Misalnya, protein, kanji, gom, dan karet alam.

Perbedaan sol liofob dan sol liofil dapat dilihat pada tabel 9.3 berikut.

Tabel 9.3 Perbedaan sol liofob dan sol liofil

No.	Sol liofob	Sol liofil
1	kurang stabil	stabil, mantap
2	terdiri atas zat anorganik	terdiri atas zat organik
3	bermuatan listrik tertentu	muatan listrik bergantung pada medium
4	kekentalannya rendah	kekentalannya tinggi
5	untuk koagulasi memerlukan sedikit elektrolit	untuk koagulasi memerlukan banyak elektrolit
6	gerak Brown sangat jelas	kurang menunjukkan gerak Brown
7	hanya dibuat dengan cara kondensasi	umumnya dibuat dengan cara dispersi
8	partikel terdispersi mengadsorpsi ion	partikel terdispersi mengadsorpsi molekul
9	reaksinya <i>irreversibel</i>	reaksinya <i>reversibel</i>

Jika medium pendispersinya air, kedua koloid tersebut masing-masing disebut hidrofil jika suka kepada air dan di sekitar partikel mempunyai selubung air yang tebal, dan disebut hidrofob jika takut kepada air dan mempunyai selubung air yang tipis.

Untuk mengendapkan koloid hidrofil diperlukan elektrolit yang lebih banyak. Hal ini disebabkan untuk menetralkan muatan dan juga untuk menghilangkan selubung air. Cara lain untuk menghilangkan selubung air digunakan alkohol. Oleh karena itu, koagulasi koloid hidrofil dapat berlangsung menurut beberapa langkah sebagai berikut.

- a. Jika koloid hidrofil mula-mula diberi elektrolit, kemudian alkohol, maka pertama-tama terbentuk hidrofob yang tak bermuatan. Setelah itu, mengendap.
- b. Jika koloid hidrofil ditambah alkohol, lalu elektrolit, mula-mula terbentuk koloid bermuatan, kemudian mengendap.

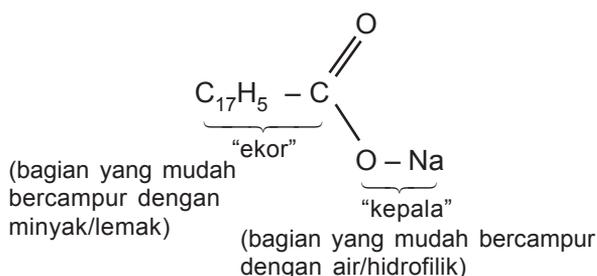
Contoh pemanfaatan sifat hidrofil dan hidrofob yaitu pada penggunaan sabun atau detergen dalam proses pencucian pakaian.

Cara kerja sabun atau detergen:

Dalam membersihkan kotoran yang melekat pada pakaian, kulit atau benda-benda lainnya yang berasal dari debu, keringat, lemak, atau noda minyak dan sebagainya prinsipnya sebagai berikut.

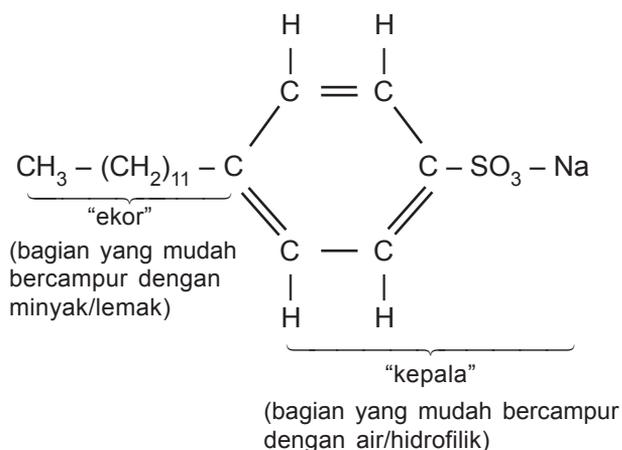
- Sabun cuci sering disebut juga sabun keras.

Contoh: Natrium stearat



- Detergen sintetik

Contoh: Natrium Alkil Benzana Sulfonat (ABS)



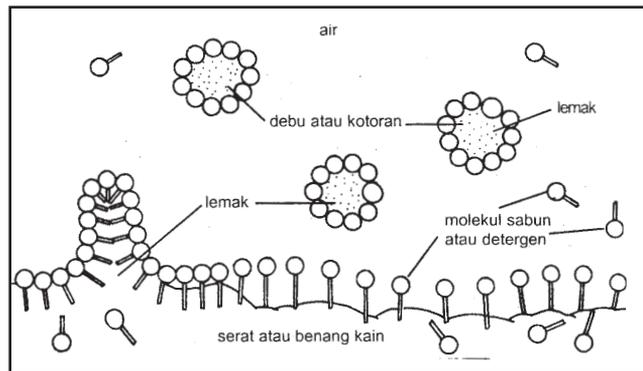
Cara kerja:

Molekul sabun atau detergen terdiri dari dua bagian, yaitu:

- Bagian "ekor" adalah rantai hidrokarbon (seperti minyak bumi). Sebagai bagian molekul yang tidak suka dengan air disebut hidrofobik mempunyai sifat mudah bercampur dengan lemak atau minyak.

- Bagian “kepala” bersifat hidrofilik (mudah bercampur dengan air).

Mula-mula bagian “ekor” masuk dalam kotoran atau lemak, sedangkan bagian “kepala” ditarik oleh molekul air, maka kotoran pakaian dikelilingi molekul sabun/detergen dan lepas dari pakaian kemudian masuk ke dalam air.



Sumber: Chang R, Chemistry

Gambar 9.14 Sabun atau detergen dan kotoran pada kain



E. Pembuatan Koloid

Dilihat ukuran partikelnya, sistem koloid terletak antara larutan sejati dan suspensi kasar. Oleh karena itu, pembuatan koloid dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu:

1. Cara dispersi

Pada cara ini partikel kasar dipecah menjadi partikel koloid dengan cara mekanik, listrik, atau peptisasi.

Partikel kasar dipecah sampai halus, kemudian didispersikan ke dalam suatu medium pendispersi. Cara pemecahan partikel semacam ini disebut *cara mekanik*. Cara lain pemecahan partikel kasar yang juga cara

mekanik yaitu pengocokan atau pengadukan jika partikel yang didispersikan berwujud cair.

Sol belerang dapat dibuat dengan cara dispersi. Mula-mula belerang digerus sampai halus, kemudian belerang halus ini didispersikan ke dalam air (sebagai medium), terbentuk suatu sistem koloid. Pembuatan tinta dan cat juga menggunakan cara mekanik.

Pemecahan partikel dengan cara listrik, lazim menggunakan cara *Busur Bredig*. Caranya dengan memasukkan dua kawat logam sebagai elektrode ke dalam air. Di antara kedua ujung kawat ini diberi loncatan listrik. Akibatnya, sebagian logam pecah menjadi partikel yang sangat halus. Partikel logam yang halus ini terdispersi ke dalam air membentuk koloid logam. Koloid logam platina dan koloid logam emas dibuat dengan cara ini.

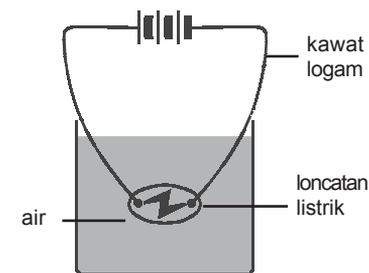
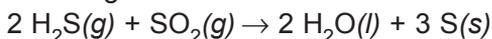
Pada cara peptisasi partikel kasar dipecah-pecah menjadi partikel koloid dengan penambahan suatu pereaksi tertentu (zat pempeptisasi). Zat pempeptisasi dapat berupa elektrolit. Endapan aluminium hidroksida $\text{Al}(\text{OH})_3$, akan berubah menjadi sol jika ditambahkan aluminium klorida. Kadang-kadang, pelarut dapat pula bertindak sebagai zat pempeptisasi, misalnya sol agar-agar dalam air.

2. Cara kondensasi

Pada cara kondensasi partikel-partikel larutan yang berupa atom, ion, atau molekul diubah menjadi partikel yang lebih besar seperti partikel koloid. Biasanya cara kondensasi dilakukan melalui reaksi kimia, misalnya reaksi oksidasi reduksi, hidrolisis, dan substitusi.

a. Reaksi oksidasi reduksi

Gas H_2S dialirkan ke dalam larutan SO_2 , terbentuk sol belerang.



Sumber: Chang R, Chemistry

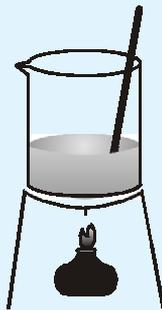
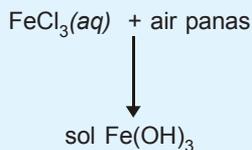
Gambar 9.15 Pembuatan koloid logam dengan cara Busur Bredig

- Neraca 1 buah
- Alat pembakar/kaki tiga/kasa 1/1/1
- Pengaduk kaca 1 buah
- Pipet tetes 1 buah
- Pembangkit gas H₂S 1 set
- Cawan porselen 1 buah
- Larutan FeCl₃ (Jenuh) 25 tetes
- Serbuk As₂S₃ 1 gram
- Larutan kalsium asetat (Jenuh) 10 mL
- Alkohol 95% 60 mL

b. Cara kerja

1) Pembuatan sol Fe(OH)₃

Panaskan 50 mL air suling di dalam gelas kimia 100 mL sampai mendidih. Tambahkan 25 tetes larutan FeCl₃ jenuh dan aduk sambil meneruskan pemanasan sampai campuran berwarna cokelat merah.



2) Pembuatan sol As₂S₃ (Dibuat oleh guru)

Masukkan 1 gram As₂S₃ dan 100 mL air suling ke dalam gelas kimia 250 mL. Panaskan campuran ini sampai mendidih kemudian dinginkan sampai suhu kamar. Sementara itu, alirkan gas H₂S ke dalam 100 mL air suling dalam gelas erlenmeyer sampai jenuh. Seterusnya, dekantasi larutan As₂O₃ dari gelas kimia ke dalam larutan H₂S.

3) Pembuatan gel kalsium asetat-alkohol (demonstrasi)

Masukkan 10 mL larutan kalsium asetat jenuh ke dalam gelas kimia 250 mL dan masukkan 60 mL alkohol 95% ke dalam gelas kimia 100 mL. Tuangkan sekaligus alkohol itu ke dalam larutan kalsium asetat jenuh. Hasil pencampuran merupakan gel. Masukkan sedikit gel itu ke dalam cawan porselen, kemudian bakar gel itu.

c. Hasil percobaan

- 1) Pembuatan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$: ...
- 2) Pembuatan sol As_2S_3 : ...
- 3) Pencampuran larutan kalsium asetat jenuh dengan alkohol 95%: ...
- 4) Pembakaran gel: ...

d. Pertanyaan

- 1) Tulislah reaksi yang terjadi pada pembuatan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dan sol As_2S_3 .
- 2) Mengapa kalsium asetat membentuk gel jika dicampur dengan alkohol?
- 3) Apa yang terbentuk pada pembakaran gel itu?

2. Cara dispersi

a. Alat dan bahan

- | | |
|----------------------------|--------------|
| - Lumpang dan alu | 1/1 |
| - Gelas kimia 100 mL | 2 buah |
| - Tabung reaksi/rak tabung | 3/1 buah |
| - Penjepit tabung | 1 buah |
| - Serbuk belerang | 1 sendok teh |
| - Gula tebu | 4 sendok teh |
| - Agar-agar | 1 spatula |
| - Minyak tanah | 2 mL |
| - Larutan detergen 5% | 2 mL |

b. Cara kerja

1) Pembuatan sol belerang

Campurkan 1 sendok gula dan 1 sendok bele-
rang dalam lumpang. Gerus campuran itu sam-
pai halus. Ambil 1 sendok teh campuran itu (yang
lainnya dibuang) dan campurkan dengan 1 sen-
dok gula lalu gerus sampai halus. Lanjutkan
pekerjaan itu sampai 4 kali. Tuangkan sedikit
dari campuran terakhir ke dalam gelas kimia
berisi 50 mL air suling dan aduk. Saring jika
masih terjadi endapan.

2) Pembuatan sol/gel agar-agar

Isilah sebuah tabung reaksi dengan air suling
hingga kira-kira sepertiga tabung. Tambahkan
1 spatula agar-agar dan aduk. Panaskan
tabung beserta isinya sampai mendidih, Anda
telah membuat sol agar-agar. Dinginkan cam-
puran itu untuk memperoleh gel agar-agar.

3) Pembuatan emulsi minyak dalam air

Masukkan kira-kira 5 mL air dan 1 mL minyak
tanah ke dalam sebuah tabung reaksi. Gun-
cangkan tabung dengan keras kemudian letak-
kan tabung itu pada rak tabung. Perhatikan apa
yang terjadi. Masukkan kira-kira 5 mL air, 1 mL
minyak tanah, dan 1 mL larutan detergen ke
dalam tabung lain. Guncangkan tabung dengan
keras kemudian letakkan tabung itu pada rak
tabung. Perhatikan apa yang terjadi. Anda telah
membuat emulsi minyak dalam air dengan
detergen sebagai pengemulsinya.

c. Hasil percobaan

1) Pembuatan sol belerang: ...

2) Pembuatan sol/gel agar-agar: ...

3) Pencampuran air dan minyak: ...

Pencampuran air, minyak, dan larutan deter-
gen: ...

d. Pertanyaan

- 1) Jelaskan perbedaan pembuatan koloid dengan cara kondensasi dan dengan cara dispersi!
- 2) Bagaimana detergen mengemulsikan minyak dalam air?
- 3) Apakah semua sol dapat membentuk gel? Jelaskan!



Rangkuman

1. Sistem koloid terdiri atas fase terdispersi dengan ukuran tertentu, dalam medium pendispersi. Zat yang didispersikan disebut fase terdispersi sedangkan medium yang digunakan untuk mendispersikan disebut medium pendispersi.
2. Ada 3 macam campuran yang dapat dibedakan yaitu: suspensi kasar, sistem koloid, dan larutan sejati.
3. Tiga macam campuran dapat dibedakan ukuran partikelnya.
Suspensi, diameter partikelnya lebih besar dari 10^{-5} cm.
Koloid, diameter partikel terdispersinya 10^{-7} cm– 10^{-5} cm.
Larutan, diameter zat terlarutnya lebih kecil dari 10^{-7} cm.
4. Berdasarkan tingkat wujud dari fase terdispersi maupun medium pendispersinya diperoleh 8 macam jenis koloid. Misalnya aerosol, emulsi, sol, busa, busa padat, aerosol padat, sol padat, dan emulsi padat.
5. Sistem koloid banyak diproduksi oleh industri bahan makanan, obat-obatan, untuk bahan bangunan, dan kosmetika.
6. Sistem koloid mempunyai sifat-sifat yang khas antara lain efek Tyndall, gerak Brown dari partikel koloid yang dapat diamati dengan mikroskop ultra.
7. Partikel-partikel koloid bermuatan listrik, karena dipengaruhi oleh medan listrik dalam percobaan elektroforesis.
8. Partikel-partikel koloid dapat mengalami koagulasi bila diberikan zat elektrolit yang berlebihan.

9. Penjernihan air yang keruh dari air sungai dan air sumur, berdasarkan sifat koagulasi dan adsorpsi koloid. Contoh zat penjernih air adalah tawas yang terhidrolisis menjadi $\text{Al}(\text{OH})_3$.
10. Koloid dapat berbentuk koloid liofil dan koloid liofob. Bila medium pendispersinya air, maka akan terbentuk koloid hidrofил (suka air), contoh: agar-agar, sabun, detergen, dan kanji. Koloid hidrofob (tidak suka air) contohnya sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$, As_2S_3 .
11. Pembuatan koloid dapat dilakukan dengan cara kondensasi dan cara dispersi. Cara kondensasi yaitu menggabungkan molekul atau atom-atom menjadi partikel yang lebih besar sesuai dengan ukuran partikel koloid. Cara dispersi yaitu dengan menghaluskan partikel-partikel makroskopis (kasar) menjadi partikel-partikel yang berukuran mikroskopis (halus) sesuai dengan ukuran partikel koloid.



Uji Kompetensi

A. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D, atau E di depan jawaban yang tepat!

1. Zat berikut yang *bukan* merupakan koloid jenis sol adalah
 - A. cat
 - B. tinta
 - C. agar-agar
 - D. minyak ikan
 - E. larutan $\text{Fe}(\text{OH})_3$
2. Buih adalah sistem dispersi pada
 - A. zat padat terdispersi dalam zat cair
 - B. zat cair terdispersi dalam gas
 - C. gas terdispersi dalam zat padat
 - D. gas terdispersi dalam zat cair
 - E. zat cair terdispersi dalam zat cair
3. Salah satu sifat penting dari dispersi koloid yang banyak dimanfaatkan dalam bidang industri dan analisis biokimia adalah
 - A. prinsip elektroforesis
 - B. efek Tyndall
 - C. gerak Brown
 - D. homogenisasi
 - E. peptisasi

4. As_2S_3 adalah koloid hidrofob yang bermuatan negatif. Larutan yang paling baik untuk mengkoagulasikan koloid ini adalah
- kalium fosfat
 - magnesium sulfat
 - barium nitrat
 - besi(III)klorida
 - besi(II)sulfat
5. Muatan partikel koloid ditentukan dengan cara
- dialisis
 - elektrolisis
 - mengukur sudut pantulan cahaya
 - elektroforesis
 - mengukur diameter partikel
6. Berikut ini peristiwa-peristiwa koagulasi pada partikel koloid, *kecuali*
- penggumpalan lateks
 - pengobatan sakit perut
 - pengendapan debu pada cerobong asap
 - penjernihan lumpur dari air sungai
 - pembentukan delta pada muara sungai
7. Contoh koloid hidrofob adalah
- amilum dalam air
 - protein dalam air
 - karbon dalam air
 - lemak dalam air
 - agar-agar dalam air
8. Sistem koloid yang partikel-partikelnya *tidak* menarik molekul pelarutnya disebut
- liofil
 - dialisis
 - hidrofil
 - elektrofil
 - liofob
9. Campuran lemak dan air di dalam susu tidak memisah, sebab
- lemak dan air berwujud cair
 - lemak larut baik dalam air
 - lemak dan air tidak bereaksi
 - lemak lebih kental daripada air
 - lemak dan air distabilkan oleh kasein sebagai pengemulsi
10. Di antara koloid berikut:
- sol gelatin
 - sol logam
 - agar-agar
 - sol belerang
 - buih
- yang tergolong koloid hidrofil adalah
- 1 dan 2
 - 1 dan 3
 - 1 dan 4
 - 2 dan 5
 - 2 dan 4
11. Diberikan beberapa cara pembuatan koloid berikut.
- reaksi redoks
 - busur Bredig
 - reaksi hidrolisis
 - peptisasi
 - reaksi pemindahan
 - mekanik
- Pembuatan koloid secara dispersi adalah
- 1, 2, dan 3
 - 1, 3, dan 5
 - 2, 3, dan 4
 - 2, 4, dan 6
 - 4, 5, dan 6

12. Koloid di bawah ini yang *tidak* dibuat dengan cara kondensasi adalah
- sol belerang
 - sol AgCl
 - sol Fe(OH)₃
 - sol As₂S₃
 - sol NiS
13. Pembuatan koloid dapat dilakukan dengan cara:
- hidrolisis
 - peptisasi
 - reaksi redoks
 - penggilingan/penggerusan
- Pembuatan koloid dengan cara kondensasi adalah nomor
- 1 dan 2
 - 1 dan 3
 - 1 dan 4
 - 2 dan 3
 - 2 dan 4
14. Pembuatan koloid di bawah ini yang termasuk pembuatan cara dispersi adalah
- sol As₂S₃ dibuat dengan mengalirkan gas H₂S ke dalam larutan As₂O₃
 - sol belerang dibuat dengan mengalirkan gas H₂S ke dalam larutan SO₂
 - sol AgCl dapat dibuat dengan mereaksikan perak nitrat encer dengan larutan HCl
 - sol emas dapat dibuat dengan melompatkan bunga api listrik dari elektrode Au dalam air
 - sol Fe(OH)₃ dibuat dengan menambahkan larutan FeCl₃ jenuh ke dalam air yang mendidih
15. Di antara campuran berikut:
- NaCl + air
 - Tepung terigu + air dipanaskan
 - Sabun + air
 - Gula + air
- yang menghasilkan sistem koloid adalah
- 1, 2, dan 3
 - 1, 3, dan 4
 - 1, 2, dan 4
 - 2 dan 3
 - 2 dan 4

B. Jawablah soal-soal di bawah ini dengan singkat dan tepat!

- Apakah yang dimaksud efek Tyndall? Berikan contohnya!
 - Bagaimana terjadinya gerak Brown dalam sistem koloid? Jelaskan!
- Berikan contoh proses pengendapan/penggumpalan yang menunjukkan kestabilan koloid!
- Apakah yang dimaksud elektroforesis?
- Jelaskan pengertian koloid pelindung! Berikan contoh dalam kehidupan sehari-hari!
- Jelaskan cara kerja sabun sebagai pembersih!
 - Sebutkan fungsi sabun dan detergen!





Glosarium

- adsorpsi.** Proses atau kemampuan suatu bahan untuk mengkonsentrasikan gas, cairan, atau zat terlarut pada permukaannya, akibatnya terjadi selisih konsentrasi; kemampuan suatu partikel menyerap partikel lain (penyerapan).
- aerosol.** Sistem tersebarnya partikel halus zat padat atau cairan dalam gas atau udara, misalnya asap (padat dalam gas) dan kabut (cair dalam gas); partikel itu melayang karena ukurannya kecil.
- asam.** ¹⁾Menurut teori Arrhenius (pengionan): senyawa kimia yang apabila dilarutkan dalam air akan membebaskan ion-ion hidrogen (H^+); ion hidrogen ini dapat diganti oleh logam-logam atau gugus basa, atau dapat bereaksi dengan basa membentuk garam; ²⁾Menurut teori Bronsted-Lowry: zat yang memberikan proton H^+ (donor proton) atau bereaksi dengan $AB + H^+$, dengan A sebagai asam dan B sebagai basa; ³⁾Menurut teori Lewis: zat yang dapat membentuk ikatan kovalen dengan menerima sepasang elektron.
- aturan hund.** Jika terdapat orbital-orbital dengan energi yang sama, elektron terlebih dahulu mengisi tiap orbital sendiri-sendiri (satu elektron), setelah itu baru elektron menempatnya secara berpasangan.
- asas Le Chatelier.** Jika suatu reaksi kesetimbangan diberi aksi, maka sistem akan mengadakan reaksi sehingga pengaruh aksi menjadi kecil. Aksi yang diberikan berupa perubahan konsentrasi, volume, tekanan, dan suhu.
- bahan bakar.** Zat yang bila terbakar di udara menghasilkan tenaga kalor, sebagai contoh: minyak bumi, gas alam, dan batu bara.
- bahan bakar fosil.** Bahan bakar yang berasal dari derivat tumbuhan dan hewan yang telah melapuk selama ribuan tahun.
- basa.** ¹⁾Menurut teori Arrhenius (pengionan): senyawa kimia yang apabila dilarutkan dalam air akan membebaskan ion-ion hidroksil (OH^-); ²⁾Menurut teori Bronsted-Lowry: zat yang menerima proton H^+ (akseptor proton). ³⁾Menurut teori Lewis: senyawa yang cenderung untuk menyumbangkan sepasang elektron untuk digunakan bersama-sama; basa cenderung untuk menerima proton. ⁴⁾Dalam proses pulp sulfit, merujuk pada kation yang digabungkan dengan asam sulfit, basa yang umum yaitu kalsium (biasanya diperoleh dalam bentuk batu kapur), magnesium (biasanya didapatkan dalam bentuk lumpur hidroksida), natrium (diperoleh sebagai larutan soda kaustik pekat), dan amonia (diperoleh sebagai cairan amonia anhidrat).
- bilangan kuantum.** Bilangan untuk menyatakan letak elektron dalam tingkat energi atau kulit elektron, yaitu bilangan kuantum utama (n), azimut (l), magnetik (m), dan spin (s).
- bilangan kuantum azimut (l).** Bilangan yang berfungsi untuk menentukan bentuk ruang orbital dan menunjukkan subkulit elektron. Bilangan azimut mempunyai harga 0 hingga maksimum $n - 1$.
 $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$

bilangan kuantum magnetik (m). Bilangan yang berfungsi untuk menunjukkan orbital dengan tingkat energi sama tetapi orientasi orbital dalam ruang berbeda. Harga bilangan kuantum magnetik dari $-l$ sampai $+l$. $m = -l$ sampai $+l$.

bilangan kuantum spin (s). Bilangan yang menggambarkan rotasi elektron pada sumbunya. Nilai bilangan kuantum spin $+\frac{1}{2}$ (dinyatakan dengan tanda panah \uparrow) dan $-\frac{1}{2}$ (dinyatakan dengan tanda panah \downarrow).

bilangan kuantum utama (n). Bilangan positif dan bukan nol ($n = 1, 2, 3, 4 \dots$) yang fungsinya untuk menentukan ukuran kabut orbital dan tingkat energi elektron.

bromtimol biru. Suatu indikator asam basa yang berwarna kuning pada larutan asam dan biru pada larutan basa. Perubahan warnanya terjadi pada kisaran pH 6–8.

buffer (larutan penyangga). Larutan yang mampu menahan perubahan kepekatan ion H^+ , dapat dibuat dengan mencampurkan larutan asam lemah dengan garamnya (misalnya larutan CH_3COOH dengan CH_3COONa), basa lemah dengan garamnya (misalnya NH_4OH dengan NH_4Cl), asam lemah dengan basa kuat (misalnya larutan HCN dengan KOH) atau basa lemah dengan asam kuat (misalnya larutan $AgOH$ dengan HCl).

buih. Zat yang terdiri atas sejumlah besar gelembung gas yang sangat kecil dalam fase cair, misalnya busa sabun atau krim kocok.

busa padat. Suspensi gas yang terdispersi dalam zat padat, misalnya karet busa atau batu apung.

busur Bredig. Lucutan pendar elektrik di antara dua elektrode dengan arus yang besar dan beda potensial yang rendah, digunakan untuk pemecahan partikel suspensi kasar menjadi koloid.

dekomposisi. Proses terurainya zat menjadi penyusunnya digunakan untuk mengubah partikel larutan menjadi koloid.

derajat disosiasi (α). Perbandingan mol zat yang mengalami penguraian (x) terhadap mol zat mula-mula (a). $\alpha = \frac{x}{a}$

dialisis. Pemisahan makromolekul dari ion-ion dan senyawa berbobot molekul rendah dengan menggunakan selaput (membran) semipermeabel yang tidak dapat ditembus makromolekul itu, tetapi dapat ditembus makromolekul air dan ion-ion serta molekul kecil; pemurnian koloid dengan cara menyimpan partikel koloid dalam selaput semipermeabel pada air yang mengalir.

dipol. Muatan elektrik yang sama, tetapi berbeda tanda dengan jarak yang cukup dekat.

dispersi. Pemecahan partikel kasar (suspensi kasar) menjadi partikel koloid.

dispersi koloid. Campuran zat yang sifat dan ukurannya berada antara suspensi dan larutan, terdiri dari dua fase yang stabil berukuran antara 1 nm–100 nm, hanya dapat dipisahkan dengan selaput semipermeabel.

efek Tyndal. Gejala tampaknya jalan suatu berkas cahaya akibat terhamburnya cahaya oleh partikel-partikel koloid.

elektroforesis. Pemindahan partikel suspensi maupun partikel bermuatan elektrik dalam medan elektrik, tegasnya, pemisahan kromatografi dipercepat dengan mencelupkan masing-masing ujung medium dalam elektrolit dan menggunakan tegangan elektrik; penting dalam mempelajari protein; dimanfaatkan dalam analisis maupun sintesis.

elektron valensi. Elektron yang terdapat pada kulit terluar. Jumlah elektron valensi menentukan letak unsur dalam golongan pada sistem periodik.

emulsi. ¹Sistem koloid cair; cairan yang apabila diperiksa di bawah mikroskop akan terlihat dua fase cair. ²Dispersi partikel lemak atau minyak dalam air atau sebaliknya air dalam minyak yang distabilkan oleh bahan pengemulsi.

energi. Kemampuan untuk melakukan kerja.

energi ikatan. Energi yang diperlukan untuk memutuskan satu mol ikatan dari suatu molekul yang berwujud gas menjadi atom-atomnya. Misalnya energi ikatan C = C sebesar 614 kJmol^{-1} . Perubahan entalpi suatu reaksi (ΔH_r) merupakan selisih energi ikatan rata-rata pereaksi (E_i pereaksi) dengan energi ikatan rata-rata hasil reaksi (E_i produk).

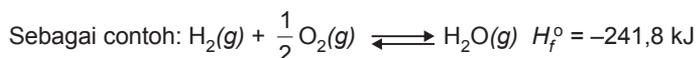
$$\Delta H_r = \sum \Delta E_{i_{\text{pereaksi}}} - \sum \Delta E_{i_{\text{produk}}}$$

energi kinetik. Energi yang digunakan pada saat benda bergerak.

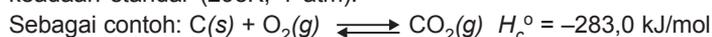
energi potensial. Energi yang terkandung pada benda dalam keadaan diam.

entalpi. Jumlah kalor yang terkandung dalam reaksi kimia.

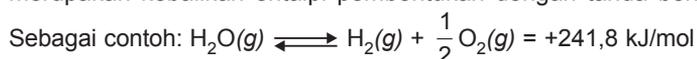
entalpi pembentukan standar (ΔH_f°). Perubahan entalpi pada pembentukan satu mol dari unsur-unsur pembentukannya pada keadaan standar (298 K, 1 atm).



entalpi pembakaran standar (ΔH_c°). Perubahan entalpi pada pembakaran satu mol zat dalam keadaan standar (298K, 1 atm).



entalpi penguraian standar (ΔH_d°). Perubahan entalpi pada penguraian satu mol zat menjadi unsur-unsur pembentukannya pada keadaan standar (298 K, 1 atm). Entalpi penguraian merupakan kebalikan entalpi pembentukan dengan tanda berlawanan.



fenolftalein. 3,3-bis (parahidroksifenil) ftalida, indikator yang memberikan warna merah dalam basa dan tak berwarna dalam larutan asam; $(\text{C}_6\text{H}_4\text{OH})_2\text{C}_2\text{O}_2\text{C}_6\text{H}_4$.

gaya induksi. Gaya yang timbul karena adanya dipol yang disebabkan induksi ion positif atau ion negatif terhadap molekul netral. Misalnya, ion I^- menginduksi molekul I_2 .

gaya orientasi. Gaya tarik antardipol-dipol yang terbentuk antara ujung positif suatu dipol dengan ujung negatif dipol yang lain.

gerak brown. Gerakan bergetar dan cepat dari partikel-partikel kecil yang melayang dalam suatu cairan (dispersi koloid); gerakan ini disebabkan oleh tertabraknya partikel itu oleh molekul-molekul cairan.

golongan. Susunan unsur-unsur berdasarkan kenaikan nomor atom secara vertikal. Letak suatu unsur dalam golongan ditentukan dari jumlah elektron valensinya.

hasil kali kelarutan (K_{sp}). Tetapan kesetimbangan antara bentuk padat dari zat terlarut dengan bentuk ion-ionnya dalam larutan.

hasil reaksi. Zat yang dihasilkan dalam reaksi kimia.

hidrolisis. Reaksi kimia antara air dengan suatu zat lain yang menghasilkan satu zat baru atau lebih; proses ini melibatkan pengionan molekul air ataupun penguraian senyawa yang lain, misalnya $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

hidrolisis garam. Reaksi yang terjadi antara molekul-molekul air dengan anion asam lemah atau kation basa lemah dari suatu garam; larutan garam terhidrolisis dibuat dari larutan asam lemah dengan basa kuat (misalnya larutan CH_3COONa), larutan basa lemah dengan asam kuat (misalnya larutan NH_4Cl), atau larutan asam lemah dengan basa lemah (misalnya larutan NH_4CN).

hukum Hess. Entalpi suatu reaksi tidak tergantung pada jalannya reaksi, tetapi tergantung pada awal dan akhir reaksi. $\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$

Entalpi suatu reaksi (ΔH_r) merupakan selisih antara entalpi pembentukan standar hasil reaksi (ΔH_f° produk) dengan entalpi pembentukan standar pereaksi (ΔH_f° pereaksi).

hukum kekekalan energi. Energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan, tetapi energi dapat diubah dari bentuk yang satu ke bentuk yang lain.

ikatan hidrogen. Ikatan kimia yang terjadi karena interaksi dipol-dipol antara hidrogen dalam molekul polar (seperti: H_2O , HF, NH_3) dengan atom yang keelektronegatifannya besar (seperti: N, O, F).

ikatan hidrogen intermolekul. Ikatan hidrogen yang terjadi antara molekul polar yang mengandung atom hidrogen dengan molekul polar yang lain yang mengandung unsur-unsur yang keelektronegatifannya besar. Misalnya, antara molekul H_2O dengan H_2O .

ikatan hidrogen intramolekul. Ikatan hidrogen yang terjadi di dalam sebuah molekul polar yang memiliki atom hidrogen dan atom yang keelektronegatifannya besar. Misalnya, o-hidroksi benzoat.

ikatan Van der Waals. Ikatan yang terjadi antara molekul nonpolar atau memiliki kepolaran rendah.

indikator. Bahan yang menjadi petunjuk; ¹⁾misalnya zat warna yang warnanya bergantung pada keasaman suatu larutan dapat dijadikan petunjuk nilai larutan, ²⁾zat yang berubah warna pada saat mulai atau berakhirnya suatu reaksi (kanji dalam reaksi iodometri).

indikator universal. Campuran indikator. Karena berupa campuran, warnanya berubah beberapa kali jika pH larutan berubah; mampu menyatakan pH larutan dengan menambahkan beberapa tetes indikator universal ke dalam larutan tersebut.

kalor. Suatu bentuk energi yang ditransfer antara sistem dan lingkungan sebagai akibat adanya perbedaan suhu.

kalor jenis. Jumlah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu sebesar 1 derajat dari 1 gram suatu materi.

kapasitas kalor. Jumlah kalor yang dibutuhkan untuk mengubah suhu sistem sebesar 1 °C.

katalis. Zat yang dapat mempercepat laju reaksi tanpa mempengaruhi hasil suatu reaksi.

keasaman. ¹⁾Keadaan asam yang derajatnya diukur dengan pH; kekuatan asam yang dinyatakan sebagai konsentrasi ion hidrogen, $pH (= -\log OH^- \text{ atau } -\log H^+)$ atau $pK_a (= -\log K)$ dengan K ialah tetapan kesetimbangan $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$; ²⁾Kandungan asam dalam suatu sistem yang dapat ditetapkan dengan menitrasinya dengan basa kuat; ³⁾Keadaan konsentrasi ion hidrogen (H^+), biasanya digunakan untuk larutan dengan $pH < 7$ ($[H^+] = 10^{-7}$ atau lebih tinggi).

kebasaan (1). ¹⁾Kemampuan zat untuk mengikat proton yaitu $B + H^+ \rightarrow BH^+$, khusus untuk sistem air, kebasaan zat B adalah majunya reaksi $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ dan dinyatakan oleh tetapan $K_b = [BH^+][OH^-]/[B]$ atau oleh $pK_b = -\log K_b$. ²⁾Untuk sistem yang lebih luas dari sistem Bronsted-Lowry; kemampuan zat untuk menyumbangkan pasangan elektronnya agar dapat digunakan bersama-sama, $H_3N + BF_3 \rightarrow H_3N - BF_3$ (definisi Lewis).

kebasaan (2). Kandungan ion karbonat, bikarbonat, dan hidroksida dikurangi kandungan ion hidrogen dalam suatu perairan; dinyatakan oleh rumus $[HCO_3^-] + 2[CO_3^{2-}] + [OH^-] + [H^+]$

kelarutan. Banyaknya zat terlarut (dalam gram/mol) setiap liter larutan jenuh.

kesetimbangan dinamis. Selama kesetimbangan tidak terjadi perubahan secara makroskopis (volume atau konsentrasi), tetapi mengalami perubahan mikroskopis (partikel) yang berlangsung secara terus-menerus.

kesetimbangan heterogen. Reaksi kesetimbangan yang memiliki fase pereaksi dan hasil reaksi berbeda. Misalnya: $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

kesetimbangan homogen. Reaksi kesetimbangan yang memiliki fase pereaksi dan hasil reaksi sama. Misalnya: $2 NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3 H_2(g)$

ketidakpastian Heisenberg. Kedudukan dan momentum elektron tidak dapat diukur dengan pasti, yang mungkin bisa ditentukan dan dihitung hanyalah kemungkinan menemukan elektron di dalam ruang tertentu dalam atom.

koagulasi. ¹⁾Proses yang dapat menyebabkan partikel halus bergabung untuk menghasilkan partikel yang dapat mengendap, biasanya dilakukan dalam penjernihan air dengan cara kimia. ²⁾ Penggumpalan partikel untuk membuang pengotor dalam air dengan bantuan kapur atau tawas.

koloid. Partikel yang ukurannya berkisar antara ukuran rata-rata molekul ($1 \text{ m}\mu$) sampai batas bawah daya pisah mikroskop optik (1μ), dalam suspensi akan tetap terdispersi karena terlalu kecil untuk mengendap karena gravitasi, sistem koloid misalnya air susu (padatan dalam cairan) atau asap (padatan dalam gas).

koloid hidrofilik. Koloid dengan air sebagai medium, penyebar (pendispersi), sedangkan zat yang tersebar cenderung menarik molekul air sehingga diperoleh sistem koloid yang kental, bahkan kadang-kadang setengah padat, misalnya kelarutan gelatin dan agar-agar.

koloid hidrofob. Koloid dengan air sebagai medium terdispersi, sedangkan zat yang tersebar cenderung menolak molekul-molekul air sehingga diperoleh sistem koloid yang encer, misalnya belerang dalam air yang menyerupai susu, koloid hidrofob tidak mantap.

koloid liofilik. Koloid yang cenderung suka mengikat cairan.

koloid liofob. Koloid yang tidak suka kepada pelarut, biasanya terdiri atas partikel senyawa, misalnya AgCl atau CuS.

koloid pelindung. Zat koloid yang menyelubungi partikel-partikel koloid, misalnya butiran lemak dalam suatu campuran sehingga mencegah bersatunya partikel-partikel ini, misalnya gelatin.

kondensasi. ¹)Pengembunan; ²)Perpaduan molekul yang sama atau tak sama yang disertai pembebasan molekul air atau sejenisnya; ³)Penggabungan partikel larutan menjadi partikel koloid.

konfigurasi elektron. Penataan elektron pada setiap orbital atom yang mempunyai kaitan erat dengan nomor atom (banyaknya elektron dan atom). Sebagai contoh konfigurasi elektron ${}_{11}\text{Na} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

konsentrasi. Ukuran kepekatan suatu larutan yang umumnya dinyatakan dalam banyaknya mol zat terlarut setiap 1 liter larutan.

laju reaksi. Besarnya perubahan konsentrasi zat yang mengalami perubahan setiap satuan waktu.

lakmus (litmus). Zat warna ungu mengandung azolitmin dan asam lekanorat; biasa digunakan sebagai indikator asam basa dalam analisis kimia (untuk perubahan pH antara 6–7).

larutan. Campuran homogen zat terlarut dan zat cair pelarut; zarah zat terlarut berukuran molekul, ukurannya lebih kecil daripada zarah koloid atau suspensi, tidak tampak, baik di bawah ultra-mikroskop maupun dengan mikroskop elektron dan tidak akan mengendap jika dидiamkan; pelarut dan zat terlarut tidak dapat dipisahkan secara penyaringan; susunan larutan dalam batas tertentu dapat diubah; larutan berfase satu.

larutan jenuh. Larutan dengan kadar maksimum zat terlarut pada suhu tertentu dan keadaan seimbang; kadar tidak berubah walaupun lebih banyak zat terlarut yang ditambahkan.

larutan standar (baku). Larutan yang kepekatannya diketahui dengan teliti, yang biasanya dinyatakan sebagai mol/dm³ atau gram ekuivalen/dm³.

lingkungan. Bagian yang berada di luar sistem reaksi kimia.

luas permukaan. Jumlah luas seluruh permukaan zat yang berbentuk butiran yang sangat kecil, serbuk, atau serat.

metil jingga. Zat warna organik yang digunakan sebagai indikator asam basa. Zat ini berubah dari merah di bawah pH 4,4 menjadi kuning di atas pH 6,0 (pada 25 °C).

molekul. Bagian terkecil dari senyawa yang selalu tersusun atas dua atau lebih atom-atom yang saling berkaitan.

momen dipol. Hasil kali antara besarnya muatan dengan jarak antara atom dalam molekul.

$$\mu = d \times q$$

μ = momen dipol

d = jarak antara kutub

q = muatan kutub

neutron. Partikel netral dengan nomor massa 1; diduga selalu terdapat dalam setiap inti atom (kecuali H⁻¹).

orbital. Daerah ruang yang mempunyai kemungkinan terbesar ditemukannya elektron. Tiap orbital hanya ditempati oleh paling banyak satu pasangan elektron.

orde reaksi. Besarnya pengaruh konsentrasi pereaksi dalam laju reaksi.

pelarut amfiprotik. Pelarut yang bertindak sebagai asam atau basa, misalnya H_2O .

pelarut aprotik. Pelarut yang tidak bertindak sebagai asam atau basa, misalnya CS_2 atau CCl_4 .

pelarut protik. Pelarut yang hanya bertindak sebagai asam atau basa, misalnya HCl atau NaOH .

peptisasi. Penstabilan sol hidrofob dengan penambahan elektrolit, yang membangun ikatan rangkap elektrik yang diperlukan di sekitar partikel; elektrolit itu disebut zat peptisasi.

pereaksi. Zat yang digunakan dalam reaksi.

pereaksi pembatas. Pereaksi (reaktan) yang habis bereaksi dan tidak tersisa di akhir reaksi.

periode. Susunan unsur-unsur kimia berdasarkan kenaikan nomor atomnya secara horizontal. Letak suatu unsur dalam periode ditentukan kulit terluar yang ditempati elektron.

pH. ¹⁾Ukuran keasaman atau kebasaan suatu larutan, dinyatakan sebagai $\log [\text{H}^+]$; larutan netral mempunyai $\text{pH} = 7$, larutan asam mempunyai pH lebih kecil dari 7, larutan basa mempunyai pH lebih besar dari 7; ²⁾ $\log [\text{H}^+]$ secara operasional pH larutan didefinisikan oleh rujukan ke larutan-larutan baku yang nilai pH -nya telah diberikan; selisih pH dua larutan berbanding lurus selisih daya gerak elektrik elektrode tertentu dalam larutan-larutan itu; ³⁾Lambang $-\log a\text{H}^+$ dengan $a\text{H}^+$ ialah keaktifan ion hidrogen.

polar. Berkutub, misalnya sumbu polar atau ikatan polar.

prinsip Aufbau. Elektron di dalam atom akan menempati terlebih dahulu orbital yang berenergi rendah kemudian mengisi orbital yang berenergi lebih tinggi.

prinsip larangan Pauli. Tidak ada elektron di dalam atom yang memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Jika dua elektron menempati orbital yang sama, berarti mempunyai harga tiga bilangan kuantum n , l , dan m yang sama pula, tetapi harga bilangan kuantum spinnya harus berbeda.

reaksi. ¹⁾Perubahan kimia, tegasnya, perubahan yang mengalih bentuk (mentransformasi) satu zat atau lebih menjadi zat baru, disertai perubahan energi, tetapi kebanyakan tanpa perubahan massa kecuali pada reaksi radioaktif; ²⁾Perubahan kimia atau fisika khas yang digunakan dalam analisis untuk mendekati adanya atau jumlah zat tertentu, misalnya jenis atom dalam suatu molekul; ³⁾Sambutan terhadap suatu rangsangan (dalam biologi dan fisika)

reaksi eksoterm. Reaksi kimia yang menyebabkan entalpi sistem berkurang ($H < 0$) atau sistem membebaskan panas ke lingkungan.

reaksi endoterm. Reaksi kimia yang menyebabkan entalpi sistem bertambah ($H > 0$) atau sistem menyerap panas dari lingkungan.

reaksi kesetimbangan. Keadaan yang menyatakan laju reaksi ke arah pereaksi dan hasil reaksi sama.

reaksi netralisasi. *Pengertian umum:* reaksi antara asam dan basa; *Pengertian khusus:* ¹⁾reaksi antara basa bebas atau garam yang berasal dari asam lemah dan bahan asam; ²⁾reaksi antara asam bebas atau garam yang berasal dari basa lemah atau bahan basa.

senyawa nonpolar. Senyawa yang memiliki sifat netral listrik dengan elektronnya terdistribusi tepat sama untuk masing-masing atom. Dengan kata lain, senyawa yang molekulnya memiliki momen dipol sama dengan 0 ($\mu = 0$). Misalnya H_2 , O_2 , CH_4 , CCl_4 , CS_2 , dan lain-lain.

senyawa polar. Senyawa yang memiliki sifat listrik dengan elektron-elektronnya terdistribusi tidak sama untuk masing-masing atom. Dengan kata lain senyawa yang molekulnya memiliki momen dipol tidak sama dengan 0 ($\mu \neq 0$). Misalnya HCl, H₂O, NH₃, C₂H₅OH, dan lain-lain.

sistem. Bagian yang terlibat dalam suatu reaksi kimia.

sistem periodik. Susunan seluruh unsur-unsur kimia baik yang ada di alam maupun buatan berdasarkan kenaikan nomor atomnya.

sol. Dispersi koloid padatan yang terdispersi dalam cairan.

sol liofil. Sol yang fase terdispersinya mampu menarik medium pendispersi.

sol liofob. Sol yang fase terdispersinya mempunyai afinitas yang kecil atau menolak medium pendispersi.

stoikiometri larutan. Pengukuran hubungan antara banyaknya pereaksi dan hasil reaksi dari perubahan kimia yang ditunjukkan oleh persamaan reaksi kimia dalam larutan.

suhu. Besaran yang menunjukkan besarnya energi kinetik rata-rata molekul dalam sistem gas.

suspensi. Sistem yang di dalamnya mengandung partikel sangat kecil (padat, setengah padat, atau cairan) tersebar secara kurang lebih seragam dalam medium cair atau gas.

teori atom Bohr. Menjelaskan bahwa elektron-elektron mengelilingi inti atom pada tingkat-tingkat energi tertentu.

teori Erwin Schrodinger. Keadaan elektron dalam atom dapat digambarkan dengan suatu fungsi gelombang yang merupakan penyelesaian suatu persamaan gelombang.

teori Max Planck. Mengemukakan bahwa elektron dapat bersifat sebagai partikel dan dapat bersifat sebagai gelombang. Besarnya energi elektron tergantung pada panjang gelombang (λ), frekuensi (f), kecepatan partikel (v), dan massa partikel (m).

$$E = h \times f = \frac{hc}{\lambda} \text{ dan } \lambda = \frac{h}{m \times v}$$

E = energi

h = tetapan Planck ($6,63 \times 10^{-34}$ J.det)

f = frekuensi

λ = panjang gelombang

v = kecepatan partikel

m = massa partikel

c = kecepatan cahaya

teori tumbukan. Teori yang menyatakan produk reaksi merupakan hasil tumbukan efektif antara partikel yang bereaksi.

termokimia. Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari perpindahan energi dalam bentuk kalor.

tetapan kesetimbangan (K). Perbandingan konsentrasi hasil reaksi terhadap konsentrasi pereaksi dengan masing-masing konsentrasi dipangkatkan koefisien reaksi. Pada reaksi kesetimbangan homogen:



$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Pada keadaan gas tetapan kesetimbangan menyatakan perbandingan tekanan parsial komponen pereaksi terhadap tekanan parsial komponen hasil reaksi.

$$K = \frac{P_C^c \times P_D^d}{P_A^a \times P_B^b}$$

titik akhir titrasi. Keadaan dengan penambahan satu tetes zat pentitrasi akan menyebabkan perubahan warna indikator.

titik ekuivalen. Saat yang menunjukkan bahwa jumlah ekuivalen pereaksi-pereaksinya sama.

titrasi. Penentuan kadar suatu zat atau lebih dalam campuran atau larutan dengan menambahkan bahan penguji yang dapat bereaksi dengan zat (zat-zat) tersebut dari dalam buret; penambahan dilakukan sebagian demi sebagian hingga titik akhir; untuk menentukan titik akhir diperlukan indikator atau dengan cara lain (elektrometris atau optis).



Daftar Pustaka

- Brady, J.E. 1990. *General Chemistry Principle and Structure*. John Willey and Son, Inc. New York
- Briggs, J.G.R. 2001. *Chemistry for GCE 'O' Level*. Pearson Education Asia Pte Ltd. Singapura.
- C. Bailar, John. Et.al.1989. *Chemistry*. 3rd edition. Hartcourt Brace Jovanovich, Inc.
- Cahyana, Ucu. Sukandar, Dede. Rahmat. 2003. *Kimia 2A untuk SMU Kelas 2*. Piranti Darma Kalokatama. Jakarta.
- Chang, Raymond. 2004. *Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti. Edisi ke-3 Jilid 1*. Jakarta: Erlangga.
- Chang, R. 1994. *Chemistry*. Edisi kelima. McGraw-Hill Inc. Amerika.
- Cheng, T.S. 1992. *Chemistry Book 2*. Second Edition. EPB Publisher Pte Ltd. Singapura.
- Cheng, T.S. 1992. *Chemistry Book 3*. Second Edition. EPB Publisher Pte Ltd. Singapura.
- Departemen Pendidikan Nasional. 2003. *Kurikulum 2004 Standar Kompetensi Mata Pelajaran Kimia SMA dan MA*. Pusat Kurikulum, Balitbang Depdiknas. Jakarta.
- Karen Arms. 1996. *Environmental Science*. Holt, Rinehart and Winston, Inc.
- Madan, R.D. 1987. *Satya Prakash's Modern Inorganic Chemistry*. S. Chand and Co. Ltd. Ram Nagar, New Delhi.
- McMurray, J. and Harwood, W.S. 1997. *General Chemistry*. Edisi Ketujuh. New Jersey: Prentice Hall Inc.
- Russel, J.B. 1992. *General Chemistry*. Second Edition. Mc. Graw-Hill Inc. Amerika.
- Stark, J.G. and Wallace, H.G. 1982. *Chemistry Data Book*. John Murray (Publishers) Ltd. London.
- Suchocki, J. 2004. *Conceptual Chemistry: understanding our world of atoms and molecules*. 2nd edition. Benjamin Cummings. USA.
- Whitten, K.W., David. R.E., and Peck. M.C. 2000. *General Chemistry with Qualitative Analysis*. Saunders College Publishing. Orlando.

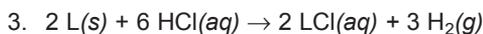


Kunci Jawaban

BAB 1

A. 2. d; 4. c; 6. a; 8. b; 10. b; 12. e; 14. e; 16. c

- B. 2. a. Periode 4, golongan IIA
b. Periode 4, golongan VIIA
c. Periode 5, golongan IIA
d. Periode 5, golongan IB
e. Periode 5, golongan VIA



$$0,1 \text{ mol} \sim \frac{3,36}{22,4} = 0,15 \text{ mol}$$

$$A_r \text{L} = \frac{5,2}{0,1} = 52$$

$$\text{Nomor atom L} = 52 - 25 = 27$$

a. ${}_{27}\text{L} = [18\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

b. $n = 4, l = 2, m = -\frac{1}{2}, s = -\frac{1}{2}$

BAB 2

A. 1. b; 3. a; 5. c; 7. d; 9. a; 11. b; 13. a

- B. 2. a. Entalpi adalah jumlah dari semua bentuk energi dalam suatu zat atau disebut juga sebagai isi kalor dari suatu zat dengan notasi H; b. Perubahan entalpi ΔH adalah perubahan kalor yang terjadi pada suatu reaksi kimia. $\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}}$; c. Reaksi eksoterm adalah reaksi yang melepaskan kalor dari sistem ke lingkungan, sehingga kalor dari sistem akan berkurang. $\Delta H = -$; d. Reaksi endoterm adalah reaksi yang menyerap kalor dari lingkungan ke sistem, sehingga kalor dari sistem akan bertambah. $\Delta H = +$; e. Energi ikatan adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol senyawa; f. Kalor pembentukan adalah kalor yang dibutuhkan/dikeluarkan pada pembentukan 1 mol

senyawa dari unsur-unsurnya; g. Kalor pembakaran adalah kalor yang dikeluarkan pada pembakaran 1 mol unsur atau senyawa; h. Kalor penguraian adalah kalor yang diserap/dikeluarkan pada penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya; i. ΔH standar adalah perubahan entalpi reaksi yang diukur pada suhu 298 K dan tekanan 1 atm/ ΔH° ; j. Hukum Hess: perubahan entalpi reaksi hanya tergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir sistem dan tidak tergantung pada jalannya reaksi.

BAB 3

A. 2. e; 4. d; 6. a; 8. c; 10. d; 12. a; 14. c

- B. 4. Energi pengaktifan adalah energi minimum yang diperlukan untuk menghasilkan tumbukan efektif. Tumbukan efektif adalah tumbukan yang menghasilkan reaksi.

BAB 4

A. 1. c; 3. e; 5. d; 7. d; 9. b; 11. d; 13. c; 15. d

- B. 1. Faktor yang dapat menggeser kesetimbangan:
a. Konsentrasi zat yang bereaksi.
b. Tekanan.
c. Volume.
d. Suhu.

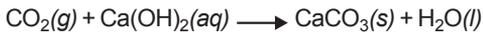
BAB 5

A. 1. d; 3. e; 5. c; 7. b; 9. a; 11. d; 13. e; 15. e; 17. b; 19. c

- B. 4. Pembahasan:

$$\text{Volume udara} = 200 \text{ mL}$$

$$\text{Massa CaCO}_3 \text{ yang dihasilkan } 0,05 \text{ gram}$$



$$\begin{aligned} \text{Mol CaCO}_3 &= \frac{0,05}{76} \text{ mol} \\ &= 0,00066 \text{ mol} \\ &= 6,6 \times 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M_r \text{ CaCO}_3 &= 12 + 16 + (3 \times 16) \\ &= 28 + 48 \\ &= 76 \end{aligned}$$

Mol CO_2 yang ada = Mol CaCO_3 (dari koefisien reaksi)

$$\begin{aligned} \text{mol CO}_2 &= 6,6 \cdot 10^{-4} \\ \text{Volume CO}_2 &= (6,6 \cdot 10^{-4} \cdot 22,4) \text{ liter} \\ &= 1,48 \cdot 10^{-2} \text{ liter} \\ &= (1,48 \cdot 10^{-2} \cdot 1.000) \text{ mL} \\ &= 14,8 \text{ mL} \end{aligned}$$

$$\text{Kadar CO}_2 \text{ dalam udara} = \frac{14,8}{200} \times 100\% = 7,4\%$$

BAB 6

A. 2. b; 4. c; 6. c; 8. c; 10. c; 12. e; 14. d

B. 2. Pembahasan:

Diketahui: CH_3COOH 0,2 M, volume = 100 mL (20 mmol)

NaOH 0,1 M, volume = 100 ml (10 mmol)
 $K_a = 10^{-5}$

Ditanya: pH sebelum dan sesudah dicampurkan = ...?

Penyelesaian:

Sebelum: CH_3COOH 0,2 M

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{K_a \cdot M_a} = \sqrt{10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-1}} \\ &= 1,4 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

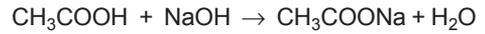
$$\text{pH} = -\log 1,4 \times 10^{-3} = 3 - \log 1,4$$

NaOH 0,1 M

$$[\text{OH}^-] = b \cdot M_b = 1 \cdot 0,1 = 10^{-1}$$

$$\text{pH} = 14 - 1 = 13$$

Sesudah:



$$\text{M} = 20 \text{ mmol} \quad 10 \text{ mmol}$$

$$\text{R} = 10 \quad 10 \quad 10$$

$$\text{S} = 10 \text{ mmol} \quad - \quad 10 \text{ mmol}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{A}]}{[\text{G}]} = 10^{-5} \cdot \frac{10}{10} = 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} = 5$$

BAB 7

A. 1. c; 3. d; 5. c; 7. b; 9. e; 11. b; 13. d; 15. a

B. 2. a. K_2S berasal dari KOH (basa kuat) dan H_2S (asam lemah) mengalami hidrolisis parsial.

b. NaCN berasal dari NaOH (basa kuat) dan HCN (asam lemah) mengalami hidrolisis parsial.

c. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ berasal dari NH_4OH (basa lemah) dan H_2S (asam lemah) mengalami hidrolisis total.

d. K_2SO_4 berasal dari KOH (basa kuat) dan H_2SO_4 (asam kuat) tidak mengalami hidrolisis.

BAB 8

A. 1. e; 3. a; 5. c; 7. d; 9. b; 11. c; 13. e; 15. e; 17. e; 19. c

B. 1. a. $\text{Ag}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-}$

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}]$$

b. $\text{CaF}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-$

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$$

c. $\text{Al}_2\text{S}_3 \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-}$

$$K_{sp} = [\text{Al}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$

d. $\text{Ag}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]$$

BAB 9

A. 2. d; 4. d; 6. b; 8. e; 10. b; 12. e; 14. d

B. 2. Koloid Fe(OH)_3 jika dicampur dengan koloid As_2S_3 akan saling menetralkan yang akhirnya terjadi pengendapan.

Tabel 1 Konfigurasi elektron unsur-unsur

Z	Lambang	Konfigurasi Elektron
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2 = (\text{He})$
3	Li	$(\text{He}) 2s^1$
4	Be	$(\text{He}) 2s^2$
5	B	$(\text{He}) 2s^2 2p^1$
6	C	$(\text{He}) 2s^2 2p^2$
7	N	$(\text{He}) 2s^2 2p^3$
8	O	$(\text{He}) 2s^2 2p^4$
9	F	$(\text{He}) 2s^2 2p^5$
10	Ne	$(\text{He}) 2s^2 2p^6 = (\text{Ne})$
11	Na	$(\text{Ne}) 3s^1$
12	Mg	$(\text{Ne}) 3s^2$
13	Al	$(\text{Ne}) 3s^2 3p^1$
14	Si	$(\text{Ne}) 3s^2 3p^2$
15	P	$(\text{Ne}) 3s^2 3p^3$
16	S	$(\text{Ne}) 3s^2 3p^4$
17	Cl	$(\text{Ne}) 3s^2 3p^5$
18	Ar	$(\text{Ne}) 3s^2 3p^6 = (\text{Ar})$
19	K	$(\text{Ar}) 4s^1$
20	Ca	$(\text{Ar}) 4s^2$
21	Sc	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^1$
22	Ti	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^2$
23	V	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^3$
24	Cr	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^5$
25	Mn	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^5$
26	Fe	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^6$
27	Co	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^7$
28	Ni	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^8$
29	Cu	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10}$
30	Zn	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10}$
31	Ga	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	$(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^6 = (\text{Kr})$
37	Rb	$(\text{Kr}) 5s^1$
38	Sr	$(\text{Kr}) 5s^2$
39	Y	$(\text{Kr}) 5s^2 4d^1$
40	Zr	$(\text{Kr}) 5s^2 4d^1$
41	Nb	$(\text{Kr}) 5s^1 4d^4$
42	Mo	$(\text{Kr}) 5s^2 4d^5$
43	Tc	$(\text{Kr}) 5s^2 4d^6$

Z	Lambang	Konfigurasi Elektron
44	Ru	(Kr) $5s^1 4d^7$
45	Rh	(Kr) $5s^1 4d^8$
46	Pd	(Kr) $4d^{10}$
47	Ag	(Kr) $5s^1 4d^{10}$
48	Cd	(Kr) $5s^2 4d^{10}$
49	In	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^1$
50	Sn	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^2$
51	Sb	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^3$
52	Te	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^4$
53	I	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^5$
54	Xe	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^6 = (\text{Xe})$
55	Cs	(Xe) $6s^1$
56	Ba	(Xe) $6s^2$
57	La	(Xe) $6s^2 5d^1$
58	Ce	(Xe) $6s^2 4f^2$
59	Pr	(Xe) $6s^2 4f^3$
60	Nd	(Xe) $6s^2 4f^4$
61	Pm	(Xe) $6s^2 4f^5$
62	Sm	(Xe) $6s^2 4f^6$
63	Eu	(Xe) $6s^2 4f^7$
64	Gd	(Xe) $6s^2 4f^7 5d^1$
65	Tb	(Xe) $6s^2 4f^9$
66	Dy	(Xe) $6s^2 4f^{10}$
67	Ho	(Xe) $6s^2 4f^{11}$
68	Er	(Xe) $6s^2 4f^{12}$
69	Tm	(Xe) $6s^2 4f^{13}$
70	Yb	(Xe) $6s^2 4f^{14}$
71	Lu	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^1$
72	Hf	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^2$
73	Ta	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^3$
74	W	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^4$
75	Re	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^5$
76	Os	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^6$
77	Ir	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^7$
78	Pt	(Xe) $6s^1 4f^{14} 5d^9$
79	Au	(Xe) $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
80	Hg	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
81	Tl	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$
82	Pb	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
83	Bi	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
84	Po	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
85	At	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$
86	Rn	(Xe) $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 = (\text{Rn})$
87	Fr	(Rn) $7s^1$
88	Ra	(Rn) $7s^2$

Z	Lambang	Konfigurasi Elektron
89	Ac	(Rn) 7s ² 6d ¹
90	Th	(Rn) 7s ² 6d ²
91	Pa	(Rn) 7s ² 5f ² 6d ¹
92	U	(Rn) 7s ² 5f ³ 6d ¹
93	Np	(Rn) 7s ² 5f ⁴ 6d ¹
94	Pu	(Rn) 7s ² 5f ⁶
95	Am	(Rn) 7s ² 5f ⁷
96	Cm	(Rn) 7s ² 5f ⁷ 6d ¹
97	Bk	(Rn) 7s ² 5f ⁹
98	Cf	(Rn) 7s ² 5f ¹⁰
99	Es	(Rn) 7s ² 5f ¹¹
100	Fm	(Rn) 7s ² 5f ¹²
101	Md	(Rn) 7s ² 5f ¹³
102	No	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴
103	Lr	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹
104	Unq	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ²
105	Unp	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ³
106	Unh	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴
107	Uns	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵
108	Uno	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶
109	Une	(Rn) 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁷

Sumber: Brady, General Chemistry

Tabel 2 Kalor bakar dari beberapa bahan bakar

Bahan bakar	Reaksi pembakaran	ΔH kJmol ⁻¹
Oktana (bensin)	$C_8H_{18}(l) + 12\frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 8 CO_2(g) + 9 H_2O(l)$	-5.512
CH ₄ (dalam gas alam)	$CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$	-394
C ₃ H ₈ (propana)	$C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$	-2.218
C ₄ H ₁₀ (butana) (LPG)	$C_4H_{10}(g) + 6\frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 5 H_2O(l)$	-2.875
C (batu bara)	$C_{(s)} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	-394
C ₂ H ₅ OH (etanol)	$C_2H_5OH(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$	-1.371
CH ₃ OH (metanol)	$CH_3OH(l) + 1\frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$	-726
H ₂ (hidrogen)	$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$	-286

Sumber: Chang R, Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti

Tabel 3 Perubahan entalpi standar pembentukan

No.	Senyawa	H_f° (kkalmol ⁻¹)	H_f° (kJmol ⁻¹)
1	CO(g)	-26,4	-110,88
2	CO ₂ (g)	-94,1	-395,22
3	CH ₄ (g)	-17,9	-75,18
4	C ₂ H ₆ (g)	-20,2	-84,84
5	C ₂ H ₄ (g)	12,4	52,08
6	C ₂ H ₂ (g)	54,2	227,64
7	C ₃ H ₈ (g)	-24,8	-104,16
8	C ₆ H ₆ (l)	11,7	49,14
9	CH ₃ OH(l)	-57	-239,4
10	HCOOH(g)	-86,7	-364,14
11	CS ₂ (l)	21,4	89,88
12	CS ₂ (g)	28	117,6
13	CCl ₄ (l)	32,1	134,82
14	C ₂ H ₅ OH(l)	-66,4	-278,88
15	CH ₃ CHO(g)	39,8	167,16
16	CH ₃ COOH(l)	116,4	488,88
17	CaO(s)	-151,9	-637,98
18	Ca(OH) ₂ (s)	-235,8	-990,36
19	CaSO ₄ (s)	342,4	1.438,08
20	CuO(s)	30,1	126,42
21	Fe ₂ O ₃ (s)	-196,5	-825,3
22	H ₂ O(l)	-68,3	-286,86
23	H ₂ O(g)	-57,8	-242,76
24	HF(g)	-64,8	-272,16
25	HCl(g)	-22,1	-92,82
26	HBr(g)	8,7	36,54
27	HI(g)	6,3	26,46
28	KCl(s)	-104,2	-437,64
29	LiCl(s)	-97,7	-410,34
30	MgCl ₂ (s)	-153,4	-644,28
31	MgCl ₂ ·2H ₂ O(s)	-306	-1.285,2
32	Mg(OH) ₂ (s)	-221	-928,2

No.	Senyawa	H_f° (kkalmol ⁻¹)	H_f° (kJmol ⁻¹)
33	NH ₃ (s)	-11	-46,2
34	N ₂ O(g)	24,8	104,16
35	NO(g)	21,6	90,72
36	NO ₂ (g)	9,1	38,22
37	NaF(s)	-136,5	-573,3
38	NaCl(s)	-98,6	-414,12
39	NaBr(s)	-86	-361,2
40	NaI(s)	-68,8	-288,96
41	Na ₂ O ₂ (s)	-120,6	-506,52
42	NaOH(s)	-102	-428,4
43	PbO ₂ (s)	-66,3	-278,46
44	PbSO ₄ (s)	219	919,8
45	SOI(g)	-70,9	-297,78
46	SO ₃ (g)	-94,6	-397,32
47	H ₂ SO ₄ (l)	-194,5	-816,9
48	SiO ₂ (s)	-217,7	-914,34
49	SiH ₄ (g)	8,2	34,44
50	ZnO(s)	-83,2	-349,44
51	Zn(OH) ₂ (s)	-153,5	-644,7
52	Al ₂ O ₃ (s)	-400,5	-1682,1

Sumber: Chang R, Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti

Tabel 4 Nilai kalor pembakaran bahan bakar sehari-hari

Bahan bakar	Kalor bakar (kkal kg ⁻¹)	Kalor bakar (kJkg ⁻¹)
Kayu	2.400–3.700	10.032–15.466
Gambut (peat)	2.000–4.200	8.360–17.556
Batu bara	5.000–8.100	20.900–33.858
Briket batu bara	6.300–8.500	26.334–35.530
Minyak tanah	10.200	42.636
Minyak gas	10.500	43.890
Spiritus (95%)	5.800	24.244
Gas kota	1.100	4.598 (dalam m ³)
Minyak berat	10.000	41.800

Sumber: Chang R, Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti

Tabel 5 Asam Kuat dan Asam Lemah

Asam kuat	Nama	Asam lemah	Nama
HCl	asam klorida	HF	asam fluorida
HBr	asam bromida	CH ₃ COOH	asam asetat
HI	asam iodida	HCN	asam sianida
HNO ₃	asam nitrat	H ₂ S	asam sulfida
H ₂ SO ₄	asam sulfat	H ₃ PO ₄	asam fosfat
HClO ₃	asam klorat	HNO ₂	asam nitrit
HClO ₄	asam perklorat	H ₂ CO ₃	asam karbonat

Sumber: Brady, *General Chemistry*

Tabel 6 Berbagai Jenis Basa

Rumus basa	Nama	Reaksi ionisasi
Basa kuat		
NaOH	Natrium hidroksida	NaOH → Na ⁺ + OH ⁻
KOH	Kalium hidroksida	KOH → K ⁺ + OH ⁻
Ca(OH) ₂	Kalsium hidroksida	Ca(OH) ₂ → Ca ²⁺ + 2 OH ⁻
Sr(OH) ₂	Strontium hidroksida	Sr(OH) ₂ → Sr ²⁺ + 2 OH ⁻
Ba(OH) ₂	Barium hidroksida	Ba(OH) ₂ → Ba ²⁺ + 2 OH ⁻
Basa lemah		
NH _{3(aq)}	Amonia	NH ₃ + H ₂ O → NH ₄ ⁺ + OH ⁻
Al(OH) ₃	Aluminium hidroksida	Al(OH) ₃ → Al ³⁺ + 3 OH ⁻
Fe(OH) ₃	Besi(III) hidroksida	Fe(OH) ₃ → Fe ³⁺ + 3 OH ⁻

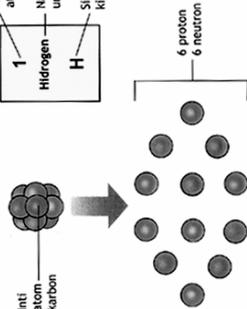
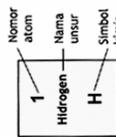
Sumber: Brady, *General Chemistry*

Tabel 7 Berbagai jenis asam

Rumus asam	Nama asam	Reaksi ionisasi	Sisa asam
Asam monoprotik			
HF	asam fluorida	$\text{HF}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{F}^-(aq)$	F^-
HBr	asam bromida	$\text{HBr}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{Br}^-(aq)$	Br^-
HCN	asam sianida	$\text{HCN}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{CN}^-(aq)$	CN^-
HClO_4	asam perklorat	$\text{HClO}_4(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{ClO}_4^-(aq)$	ClO_4^-
HNO_2	asam nitrit	$\text{HNO}_2(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{NO}_2^-(aq)$	NO_2^-
Asam diprotik			
H_2S	asam sulfida	$\text{H}_2\text{S}(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$	S^{2-}
H_2SO_3	asam sulfit	$\text{H}_2\text{SO}_3(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{SO}_3^{2-}(aq)$	SO_3^{2-}
H_2CO_3	asam karbonat	$\text{H}_2\text{CO}_3(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	CO_3^{2-}
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	asam oksalat	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(aq)$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
H_2SO_4	asam sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	SO_4^{2-}
Asam triprotik			
H_3PO_3	asam fosfit	$\text{H}_3\text{PO}_3(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{PO}_3^{3-}(aq)$	PO_3^{3-}
H_3PO_4	asam fosfat	$\text{H}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{PO}_4^{3-}(aq)$	PO_4^{3-}
H_3AsO_3	asam arsenit	$\text{H}_3\text{AsO}_3(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{AsO}_3^{3-}(aq)$	AsO_3^{3-}
H_3AsO_4	asam arsenat	$\text{H}_3\text{AsO}_4(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{AsO}_4^{3-}(aq)$	AsO_4^{3-}

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

SISTEM PERIODIK UNSUR-UNSUR

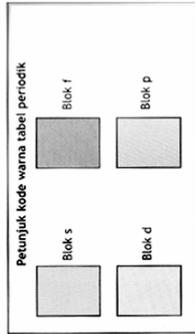


Nomor atom 6

▲ Nomor atom suatu unsur adalah jumlah proton dalam atom unsur itu. Untuk karbon, namanya adalah enam. Simbol kimia suatu unsur diperoleh dengan menulis nomor atom yang ditulis di bawah di sebelah kiri simbol utamanya.

Ke kanan
Baris unsur disebut periode. Unsur menjadi lebih nonlogam dari kiri ke kanan.

Ke bawah
Kolom unsur adalah golongan. Unsur di golongan yang sama memiliki sifat yang sama. Makin ke bawah, unsur-unsur makin bersifat logam.



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	18	
Hidrogen H	Helium He																		
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	
Litium Li	Berilium Be																		
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	
Natrium Na	Magnesium Mg																		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	
Kalium K	Kalsium Ca	Skandium Sc	Titanium Ti	Vanadium V	Kromium Cr	Mangan Mn	Besi Fe	Kobalt Co	Nikel Ni	Tembaga Cu	Zink Zn	Galium Ga	Germanium Ge	Arsenik As	Bromin Br	Krypton Kr	Rubidium Rb	Strontium Sr	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56
Rubidium Rb	Strontium Sr	Yttrium Y	Zirkon Zr	Niobium Nb	Molibdenum Mo	Teknisiun Tc	Ruthenium Ru	Rhodium Rh	Palladium Pd	Perak Ag	Kadmium Cd	Indium In	Timah Sn	Antimon Sb	Telurium Te	Iodin I	Xenon Xe	Cesium Cs	Barium Ba
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88
Sesium Cs	Barium Ba	Lantanida	Hafnium Hf	Tantalum Ta	Tungsten W	Rhenium Re	Osmium Os	Iridium Ir	Platina Pt	Emas Au	Mercurium Hg	Talium Tl	Ploomb Pb	Bi Bismut	Polonium Po	Astatin At	Radon Rn	Francium Fr	Radium Ra
87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
Fransium Fr	Radium Ra	Actinida	Hafnium Hf	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U	Unsur U

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76
Lantanum La	Cepram Ce	Pr Praseodym	Nd Neodym	Pm Prometium	Sm Samarium	Eu Europium	Gd Gadolinium	Tb Terbium	Dy Dysprosium	Ho Holmium	Er Erbium	Tm Thulium	Yb Ytterbium	Lu Lutetium	101	102	103	104	105
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108
Aktinida Ac	Thorium Th	Protaktinida Pa	Uranium U	Np Neptunium	Pu Plutonium	Am Americium	Cm Curium	Bk Berkelium	Cf Californium	Es Einsteinium	Fm Fermium	Md Mendelevium	No Nobelium	Lr Lawrencium	109	110	111	112	113

Sumber: Ensiklopedia Iptek

Indeks

A

adsorpsi, 4
aerosol, 237
aerosol cair, 237
Arrhenius, Sante, 135
asam kuat, 149
 lemah, 142
Aufbau, 12

B

basa kuat, 149
 lemah, 144
bilangan kuantum, 6
Bohr, Niels, 15
Bronsted dan Lowry, 157
busa, 237
busa padat, 237
bentuk molekul, 25

C

Chatelier, Henry, 114

D

derajat
 ionisasi (α), 141
 keasaman (pH)
 kebasaan (pOH)
dialisis, 248
dispersi koloid, 234

E

efek Tyndall, 235
elektroforesis, 245
emulgator, 238
emulsi, 237
emulsi padat, 239
energi ikatan, 61
entalpi
 perubahan entalpi, 51, 53

F

fase
 pendispersi, 236
 terdispersi, 236

G

gaya
 van der Waals, 32
 london, 34

H

hasil kali kelarutan (K_{sp}), 218
Haber-Bosch, 119
Hess, 58
hidrofil, 238
hidrofob, 238
hidrolisis, 202
hukum Hess, 58
Hund, 14
hibridisasi, 30

I

ikatan ion, 38
 kovalen, 36
 van der Waals, 32
 hidrogen, 35

K

katalis, 79, 92
kelarutan, 216
koloid, 232
koloid pelindung, 248
kesetimbangan
 dinamis, 103
 homogen, 105
 heterogen, 106
koagulasi, 246
konsentrasi larutan, 169
konfigurasi elektron, 16

kuantum

- azimuth, 6, 7
- utama, 6, 7
- magnetik, 6, 8
- spin, 8

L

- laju reaksi
 - faktor-faktor yang mempengaruhi, 77

larutan

- asam, 134
- basa, 134
- buffer (penyangga), 188

liofil, 250

liofob, 250

M

- mikroskopik, 105
- medium pendispersi, 236
 - terdispersi, 236

O

orbital, 11

P

- pasangan elektron ikatan (PEI), 24
- pasangan elektron bebas (PEB), 24
- pergeseran kesetimbangan, 113
- perubahan
 - konsentrasi, 106
 - tekanan, 112
 - suhu, 112
 - volume, 109

R

- reaksi eksoterm, 49
 - endoterm, 49
 - penetralan, 155
 - hidrolisis, 254
 - irreversible, 103
 - reversible, 103
 - substitusi, 254
 - oksidasi reduksi, 253

Rutherford

S

- sabun, 238
- sol, 236
- sol padat, 236
- suspensi, 233
- struktur atom, 2
- sistem koloid, 239
- sistem periodik unsur, 19

T

- teori Arrhenius, 157
- Bronsted Lowry, 157
- termokimia, 46
- tetapan kesetimbangan, 105
- titrasi asam basa, 170

V

- valence shell elektron pair repulsion (VSEPR), 28

KIMIA

UNTUK SMA/MA KELAS X

Buku ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan (BSNP) dan telah dinyatakan layak sebagai buku teks pelajaran berdasarkan Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Republik Indonesia Nomor 22 Tahun 2007 Tanggal 25 Juni 2007 tentang Penetapan Buku Teks Pelajaran yang Memenuhi Syarat Kelayakan untuk Digunakan dalam Proses Pembelajaran

ISBN 978-979-068-179-8 (no.jil.lengkap)

ISBN 978-979-068-183-5 (jil 2b)

Harga Eceran Tertinggi (HET) Rp 15.346,-