Ratna dkk

KIMIA
JILID 1

SMK

Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan
Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah
Departemen Pendidikan Nasional

Hak Cipta pada Departemen Pendidikan Nasional
Dilindungi Undang-undang

KIMIA
JILID 1

Untuk SMK

Penulis : Ratna
Didik Prasetyoko
Lukman Atmaja
Irmina Kris Murwani
Hendro Juwono

Perancang Kulit : TIM

Ukuran Buku : 17,6 x 25 cm

RAT RATNA
k Kimia Jilid 1 untuk SMK /oleh Ratna, Didik Prasetyoko, Lukman Atmaja, Irmina Kris Murwani, Hendro Juwono ---- Jakarta : Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan, Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah, Departemen Pendidikan Nasional, 2008.
viii. 219 hlm
Daftar Pustaka : A1
ISBN : 978-602-8320-45-0
978-602-8320-46-7

Diterbitkan oleh
Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan
Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah
Departemen Pendidikan Nasional
Tahun 2008

KATA SAMBUTAN

Puji syukur kami panjatkan kehadirat Allah SWT, berkat rahmat dan karunia Nya, Pemerintah, dalam hal ini, Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah Departemen Pendidikan Nasional, telah melaksanakan kegiatan penulisan buku kejuruan sebagai bentuk dari kegiatan pembelian hak cipta buku teks pelajaran kejuruan bagi siswa SMK. Karena buku-buku pelajaran kejuruan sangat sulit di dapatkan di pasaran.

Buku teks pelajaran ini telah melalui proses penilaian oleh Badan Standar Nasional Pendidikan sebagai buku teks pelajaran untuk SMK dan telah dinyatakan memenuhi syarat kelayakan untuk digunakan dalam proses pembelajaran melalui Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 45 Tahun 2008 tanggal 15 Agustus 2008.

Kami menyampaikan penghargaan yang setinggi-tingginya kepada seluruh penulis yang telah berkenan mengalihkan hak cipta karyanya kepada Departemen Pendidikan Nasional untuk digunakan secara luas oleh para pendidik dan peserta didik SMK. 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. Dengan ditayangkan *soft copy* ini diharapkan akan lebih memudahkan bagi masyarakat khsusnya para pendidik dan peserta didik SMK di seluruh Indonesia maupun sekolah Indonesia yang berada di luar negeri untuk mengakses dan memanfaatkannya sebagai sumber belajar.

Kami berharap, semua pihak dapat mendukung kebijakan ini. Kepada para peserta didik kami ucapkan selamat belajar dan semoga dapat memanfaatkan buku ini sebaik-baiknya. Kami menyadari bahwa buku ini masih perlu ditingkatkan mutunya. Oleh karena itu, saran dan kritik sangat kami harapkan.

Jakarta, 17 Agustus 2008
Direktur Pembinaan SMK

KATA PENGANTAR

Buku Kimia ini disusun untuk memenuhi kebutuhan buku ajar di Sekolah Menengah Kejuruan yang isinya didasarkan pada KTSP untuk Sekolah Menengah Kejuruan dan terdiri dari teori, contoh soal serta latihan. Adapun urutan penyajian setiap materi didasarkan pada instrumen penyusunan buku kimia yang dikeluarkan oleh BNSP. Untuk memperkaya pengetahuan para siswa Sekolah Menengah Kejuruan, dalam buku ini juga disajikan topik yang seyogyanya dimiliki oleh para siswa tersebut, seperti polimer, cat, logam dan sebagainya.

Sebagai bahan acuan penyusunan buku ini, digunakan buku teks Kimia yang digunakan oleh para siswa Sekolah Menengah Atas di Inggris, Sekolah Menengah Kejuruan di Jerman serta beberapa buku teks Kimia Dasar yang lain.

Kami berharap, kehadiran buku ini dapat membantu siswa maupun guru dalam pembelajaran Kimia di Sekolah Menegah Kejuruan. Tidak lupa, ucapan terimakasih kami sampaikan pada Direktur Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan atas kepercayaan yang telah diberikan.

Tim Penyusun

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR ..... **iv**
DAFTAR ISI ..... **v**

1 MATERI DAN WUJUDNYA **1**
1.1 Materi **1**
1.2 Perubahan Fisika dan Kimia **3**
1.3 Wujud Materi **5**
1.4 Hukum Keadaan Standar **13**
1.5 Hukum Gas Ideal **13**
2 STRUKTUR ATOM **23**
2.1 Partikel-Partikel Dasar Atom **24**
2.2 Nomor atom, nomor massa, isotop, isobar dan isoton **32**
2.3 Elektron Dalam Atom **34**
2.4 Perkembangan Model Atom **43**
2.5 Perkembangan pengelompokan unsure **46**
2.6 Sifat periodik unsure **52**
3 STOIKHIOMETRI **63**
3.1 Konsep mol **63**
3.2 Penerapan Hukum Proust **68**
4 IKATAN KIMIA **75**
4.1 Elektron dan Ikatan Aturan Oktet **76**
4.2 Ikatan Ion **77**
4.3 Ikatan Kovalen **79**
4.4 Polaritas Ikatan Kovalen **81**
4.5 Sifat senyawa ion dan senyawa kovalen **83**
4.6 Ikatan Kovalen Koordinat **83**
4.7 Penyimpangan Aturan Oktet **84**
4.8 Struktur Lewis **84**
4.9 Ikatan Logam **85**
5 LARUTAN **89**
5.1 Pendahuluan **90**
5.2 Larutan Elektrolit **91**
5.3 Konsentrasi Larutan **92**
5.4 Stoikiometri Larutan **94**
5.5 Sifat Koligatif Larutan **96**
5.6 Hasil Kali Kelarutan **102**
5.7 Kelarutan **103**
6 KOLOID **107**
6.1 Pendahuluan **107**

6.2 Pengelompokan Koloid 109
6.3 Sifat-Sifat Koloid 110
6.4 Koloid Liofil dan Koloid Liofob 112
6.5 Pemisahan Koloid 115
6.6 Pembuatan Kolid 117
7 KESETIMBANGAN 121
7.1 Definisi 122
7.2 Karakteristik keadaan kesetimbangan 123
7.3 Macam-macam Sistem Kesetimbangan 124
7.4 Konstanta Kesetimbangan 124
7.5 Hukum Guldberg dab Wange 125
7.6 Beberapa Hal yang Harus Diperhatikan 126
7.7 Azas Le Chatelier 128
7.8 Faktor-faktor yang Dapat Menggeser Letak Kesetimbangan 130
7.9 Hubungan Antara Harga Kc Dengan Kp 133
7.10 Dissosialisasi 136
8 TERMOKIMIA 141
8.1 Definisi 141
8.2 Pengukuran Energi dalam Reaksi Kimia 143
8.3 Panas Reaksi dan Termokimia 144
8.4 Entalpi (H) dan Perubahan Entalpi (ΔH) 146
8.5 Istilah yang Digunakan pada Perubahan Entalpi 147
8.6 Hukum Hess mengenai jumlah panas 148
8.7 Panas Pembentukan 153
8.8 Keadaan Standard 154
8.9 Kapasitas panas dan panas spesifik 157
8.10 Kalorimetri 157
8.11 Energi Ikatan Dan Entalphi Reaksi 158
9 ELEKTROKIMIA 167
9.1 Reaksi Redoks 168
9.2 Harga Bilangan Oksidasi 170
9.3 Langkah-langkah penyetaraan reaksi redoks 170
9.4 Penyetaraan persamaan reaksi redoks 171
9.5 Perbedaan Oksidasi Reduksi 172
9.6 Sel Elektrokimia 173
9.10 Potensial Elektroda…….. 184
10 KINETIK KIMIA 193
10.1 Definisi Laju Reaksi 194
10.2 Hukum Laju 196
10.3 Faktor-Faktor Yang Mempengaruhi Kecepatan Reaksi 196
10.4 Teori Tumbukan 202

10.5 Orde Reaksi 204

11 KIMIA RADIASI 209
11.1 Penemuan Keradioaktifan 210
11.2 Sinar-sinar Radio Aktif 211
11.3 Penggunaan Radioisotop 212
12 SENYAWA KARBON 221
12.1 Dasar-dasar Kimia Organik 221
13 ASAM, BASA DAN BUFFER 249
13.1 Definisi-definisi Asam dan Basa 253
13.2 Kekuatan Asam dan Basa 257
13.3 Larutan Buffer 259
14 BATUBARA 267
14.1 Klasifikasi Batubara 277
14.2 Tambang Batubara dan Lingkungan Hidup 280
14.3 Kegunaan Batubara 281
14.4 Evomium 283
15 POLIMER 287
15.1 Definisi 287
15.2 Klasifikasi 288
15.3 Reaksi Polimerisasi 288
15.4 Pengolahan Polimer 292
15.5 Sifat Polimer 293
15.6 Kegunaan dan Dampak Polimer Terhadap Lingkungan 294
16 PLASTIK 297
16.1 Definisi 297
16.2 Jenis-jenis Utama Plastik 298
16.3 Cara Pembuatan Plastik 304
17 DETERGEN 307
17.1 Definisi 307
17.2 Sifat Fisi dan Kimia Detergen 309
17.3 Pembuatan 309
17.4 Komposisi Detergen 310
17.5 Bahan Tambahan dalam Detergen 310
18 CAT 315
18.1 Klasifikasi Cat 315
18.2 Kegunaan Cat 318
19 MINYAK BUMI 319
19.1 Pendahuluan 319
19.2 Komposisi Minyak Bumi 319
19.3 Fraksi Minyak Bumi 322

19.4 Kegunaan Minyak Bumi 334
20 BATU KAPUR, SEMEN DAN KERAMIK 339
20.1 Batu Kapur 339
20.2 Semen 355
20.3 Keramik 380
21 LOGAM 409
21.1 Logam dan Peradaban 409
21.2 Logam Alkali dan Alkali Tanah 413
21.3 Bijih Logam 425
DAFTAR PUSTAKA…… A1

1 MATERI DAN WUJUDNYA

Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Memahami konsep materi dan perubahannya	Mengelompokkan sifat materi
	Mengelompokkan perubahan materi
	Mengklasifikasikan materi
Tujuan pembelajaran	
mengenal sifat berbagai jenis materi dan wujudnya	
memahami perubahan materi dengan cara mengamati	
mampu menerapkan hukum-hukum gas pada beberapa contoh kasus	

Tersusun dari materi apakah tabung gas LPG di gambar 1.1, dan bagaimana wujudnya?

- Apa materi penyusun tabung?
- Apa materi penyusun LPG?
- Perubahan wujud apa yang terjadi pada LPG?
- Pembakaran, reaksi fisika atau kimia?

Pada bab ini kita akan mempelajari tentang materi, istilah-istilah yang berhubungan dengannya dan perubahan wujudnya.

- Materi
- Perubahan fisika kimia
- Wujud materi



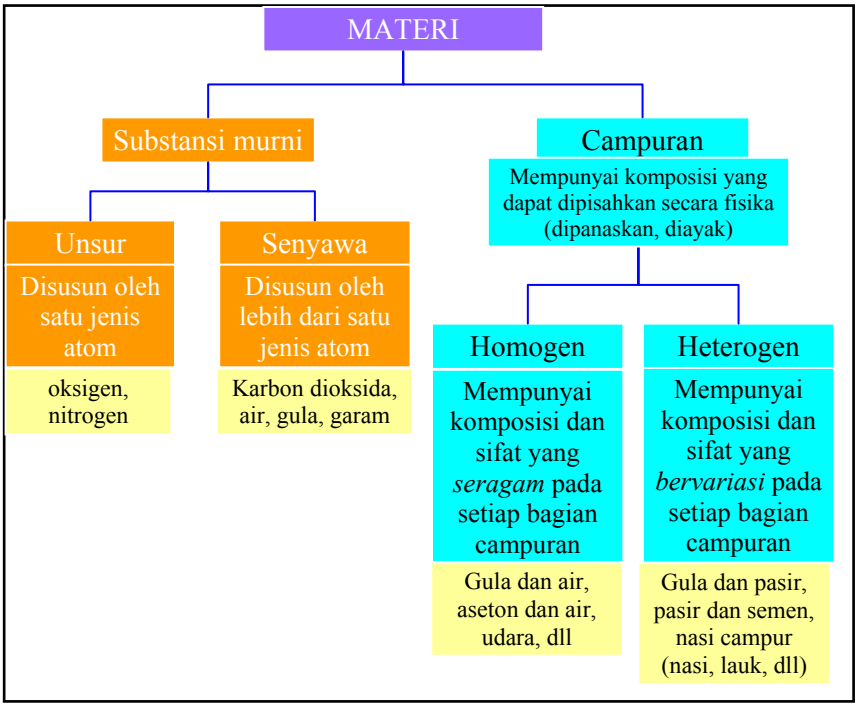
Gambar 1.1 Tabung LPG

1.1 Materi

Materi berhubungan dengan massa dan ruang

Materi adalah material fisik yang menyusun alam, yang bisa diartikan sebagai segala sesuatu yang *mempunyai massa* dan *menempati ruang*. Materi dapat berbentuk gas, cair, dan padat.
Contoh: udara, kapur, meja.
Kimia mempelajari komposisi, struktur dan sifat dari materi, serta perubahan kimia yang terjadi dari materi satu ke yang lainnya.
Contoh: kayu terbakar menjadi arang.

Penyusun materi. Materi dapat tersusun dari substansi murni atau tunggal yang terdiri dari satu unsur atau beberapa unsur yang membentuk suatu senyawa. Materi juga dapat tersusun dari senyawa campuran, yang tercampur secara homogen atau heterogen (Gambar 1.2).



Gambar 1.2 Skema klasifikasi materi

Substansi murni :
materi yang mempunyai sifat dan komposisi tertentu.

Unsur :
substansi murni yang tidak dapat dipisahkan menjadi sesuatu yang lebih sederhana, baik secara fisika maupun kimia, mengandung *satu jenis atom*.
Contoh: hidrogen, oksigen.

Sifat fisika dan kimia untuk klasifikasi materi

Senyawa :
terbentuk dari ikatan antara atom penyusunnya, dan dapat dipisahkan secara kimia menjadi unsur penyusunnya.
Contoh: air (H_2O), gula, $CaCO_3$.

Campuran :
materi yang tersusun dari beberapa substansi murni, sehingga mempunyai sifat dan komposisi yang bervariasi.
Contoh: gula + air menghasilkan larutan gula, mempunyai sifat manis yang tergantung pada komposisinya.

Campuran homogen :
mempunyai sifat dan komposisi yang seragam pada setiap bagian campuran, tidak dapat dibedakan dengan melihat langsung.
Contoh: garam dapur dan air.

Campuran heterogen :
mempunyai sifat dan komposisi yang bervariasi pada setiap bagian campuran, dapat dibedakan dengan melihat langsung (secara fisik terpisah).
Contoh: gula dan pasir.

Gambar 1.3 menunjukkan sebagian permukaan bumi. Unsur aluminium, besi, oksigen, dan silikon merupakan 88% penyusun permukaan bumi dalam bentuk padatan. Air pada permukaan bumi dan dalam bentuk gas tersusun dari hidrogen dan oksigen. 99% udara tersusun dari nitrogen dan oksigen. Hidrogen, oksigen, dan karbon adalah 97% penyusun tubuh manusia.



Gambar 1.3 Permukaan bumi dan udara

Aktivitas siswa :

- Terdiri dari unsur apakah penyusun kursi yang Anda duduki?
- Cari benda di sekitar Anda, dan perkirakan unsur penyusunnya!

1.2 Perubahan fisika dan kimia

Perubahan yang melibatkan sifat fisika atau kimia.

Sifat fisika : sifat yang tidak mengubah sifat kimia suatu materi.
- Karakteristik fisika bau, kekerasan, titik didih, wujud materi.

Sifat kimia : sifat yang mengubah sifat kimia suatu materi.
- Menerangkan bagaimana suatu materi bereaksi dengan materi yang lain membentuk suatu materi baru.

Perubahan fisika

Sifat fisika	Contoh
❖ Suhu	Air untuk mandi 40°C
❖ Massa	5 gram Nikel
❖ Warna	Belerang kuning
❖ Bau	H_2S busuk
❖ Titik didih	Air pada 100°C
❖ Kelarutan	NaCl larut dalam air
❖ Berat jenis	Air 1 gram/mililiter
❖ Kekerasan	Intan sangat keras
❖ Kelistrikan	Besi menghantar listrik

Substansi	Sifat kimia
❖ Besi (Fe)	Korosi → Fe_2O_3
❖ Karbon (C)	Terbakar → CO_2
❖ Natrium	Dengan air → NaOH + H_2
❖ TNT	Meledak (terurai) → gas

Ciri-ciri yang mengindikasikan adanya perubahan kimia :

- Perubahan warna
- Perubahan bau
- Pembentukan gas
- Timbulnya cahaya
- Pembentukan endapan baru
- Perubahan pH.

Contoh :

Gula adalah senyawa yang mudah terurai (dekomposisi) dengan pemanasan menjadi senyawa yang lebih sederhana, misalnya karbon hitam (arang), yang tidak dapat terurai lagi baik secara fisika maupun kimia, tetapi dapat berubah struktur dan sifatnya menjadi grafit dan intan (Gambar 1.4 - 1.6).



Gambar 1.4 Dekomposisi gula oleh panas

Aktivitas siswa :

Perubahan kimia atau fisika?

- Hujan asam
- Besi meleleh oleh panas
- Gas alam dibakar



Gambar 1.5 Pelelehan besi



Gambar 1.6 Pembakaran gas alam

1.3 Wujud materi

Padat, cair dan gas merupakan wujud dari materi

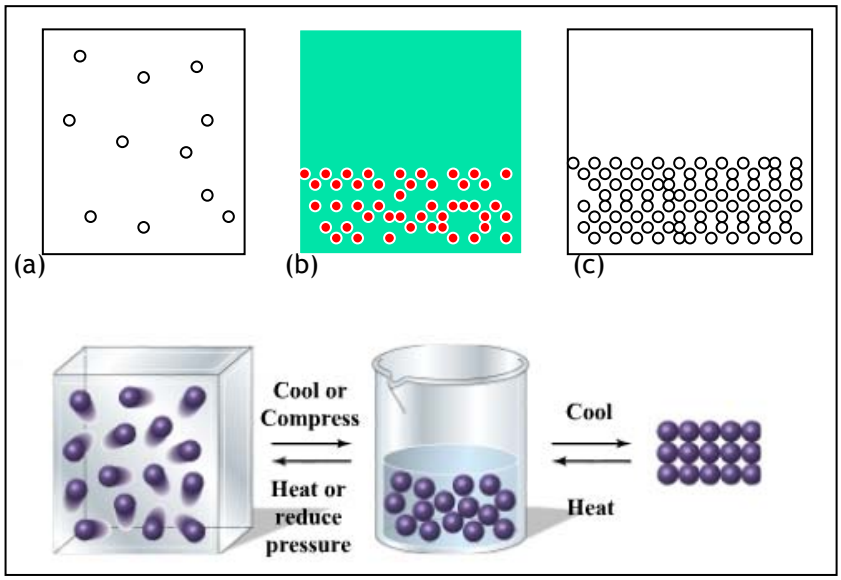
Setiap saat, kita berinteraksi dengan benda-benda di sekitar kita seperti udara, air, dan bangunan. Benda-benda tersebut mempunyai wujud yang berbeda-beda, dan dikelompokkan sebagai gas, cair dan padat. Setiap kelompok mempunyai ciri-ciri dan sifat-sifat yang akan dipelajari dalam bab ini. Diantaranya adalah susunan

dan gerakan molekul penyusun zat (Gambar 1.7). Molekul-molekul wujud gas mempunyai susunan yang berjauhan dan setiap molekul bebas bergerak. Cairan dan padatan mempunyai susunan molekul yang berdekatan, dimana pada cairan, molekul masih bisa bergerak dengan bebas, sementara molekul pada padatan tidak bebas bergerak atau tetap pada posisinya.

Contoh :

Air mempunyai wujud cair pada suhu ruang, akan berubah wujudnya menjadi padat apabila didinginkan, dan menjadi gas apabila dipanaskan. Ini merupakan perubahan fisika karena tidak menghasilkan materi dengan sifat yang baru

Wujud dari materi tergantung pada keadaan sekitarnya



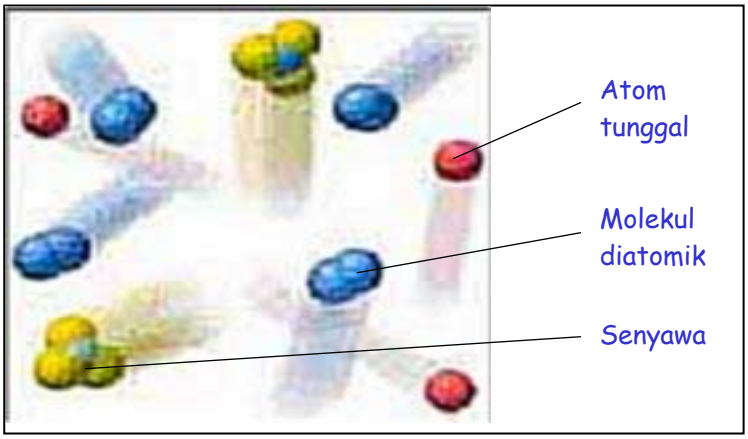
Gambar 1.7 Susunan molekul: (a) gas, (b) cair, dan (c) padat, serta perubahan wujudnya

1.3.1 Keadaan gas

Ciri-ciri gas :

- Gas mempunyai susunan molekul yang berjauhan, kerapatan rendah/tidak memiliki volume dan bentuk tetap/selalu bergerak dengan kecepatan tinggi
- Campuran gas selalu uniform (serba sama)
- Gaya tarik-menarik antarpartikel dapat diabaikan.
- Laju suatu partikel selalu berubah-ubah tapi laju rata-rata partikel-partikel gas pada suhu tertentu adalah konstan
- Gas dapat dimampatkan

- Gas dapat dalam bentuk atom tunggal seperti golongan gas mulia (He, Ar, Xe), diatomic (H_2, O_2, F_2), dan senyawa (NO, CO_2, H_2S) (Gambar 1.8).



Gambar 1.8 Bentuk gas: tunggal, diatomik, dan senyawa

Udara

Susunan udara baru diketahui pada akhir abad ke-18 sewaktu Lavoisier, Priestly, dan lainnya menunjukkan bahwa udara terutama terdiri atas dua zat : oksigen dan nitrogen.

Oksigen dicirikan oleh kemampuannya mendukung kehidupan. Hal ini dikenali jika suatu volume oksigen habis (dengan membakar lilin pada tempat tertutup, misalnya), dan nitrogen yang tersisa tidak lagi dapat mempertahankan hewan hidup. Lebih dari 100 tahun berlalu sebelum udara direanalisis secara cermat, yang menunjukkan bahwa oksigen dan nitrogen hanya menyusun 99% dari volume total, dan sebagian besar dari 1% sisanya adalah gas baru yang disebut "argon". Gas mulia lainnya (helium, neon, krypton, dan xenon) ada di udara dalam jumlah yang jauh lebih kecil. Tabel 1.1 merupakan komposisi udara.

Ada beberapa jenis gas lain yang dijumpai pada permukaan bumi. Metana (CH_4) dihasilkan lewat proses bakteri, terutama di daerah rawa. Metana merupakan penyusun penting dalam deposit gas alam yang terbentuk selama jutaan tahun lewat pelapukan materi tumbuhan di bawah permukaan bumi. Gas dapat juga terbentuk dari reaksi kimia.



Gambar 1.9
Antoine Laurent Lavoisier

Tabel 1.1 Komposisi Udara

Penyusun	Rumus	Fraksi Volume
Nitrogen	N_2	0.78110
Oksigen	O_2	0.20953
Argon	Ar	0.00934
Karbon Dioksida	CO_2	0.00034
Neon	Ne	1.82×10^{-5}
Helium	He	5.2×10^{-6}
Metana	CH_4	1.5×10^{-6}
Kripton	Kr	1.1×10^{-6}
Hidrogen	H_2	5×10^{-7}
Dinitrogen oksida	N_2O	3×10^{-7}
Xenon	Xe	8.7×10^{-8}

Hukum-hukum Gas

Gas merupakan salah satu wujud dari materi yang mempunyai sifat-sifat tertentu

- Empat variabel yang menggambarkan keadaan gas:
  - Tekanan (P)
  - Volume (V)
  - Temperatur (T)
  - Jumlah mol gas, mol (n)

- Hukum-hukum Gas : Boyle, Charles dan Gay-Lussac, Amonton, Avogadro, Dalton, Gas ideal, Kinetika, Gas Nyata.

1) Hukum Boyle

Robert Boyle (Gambar 1.10) pada tahun 1622 melakukan percobaan dengan menggunakan udara. Ia menyatakan bahwa volume sejumlah tertentu gas pada suhu yang konstan berbanding terbalik dengan tekanan yang dialami gas tersebut (Gambar 1.11).



Gambar 1.10 Robert Boyle

Hubungan tersebut dikenal sebagai *Hukum Boyle*, secara matematis dapat dinyatakan sebagai berikut :

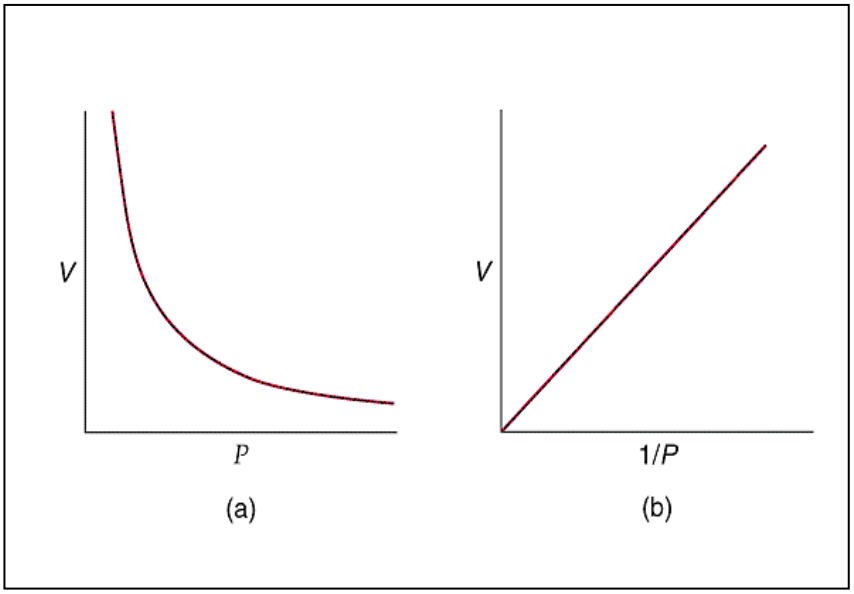
$$V \approx \frac{1}{P}$$

(atau *PV* = konstan)
V = volume
P = tekanan

Persamaan diatas berlaku untuk gas-gas yang bersifat ideal.

Contoh :

Silinder panjang pada pompa sepeda mempunyai volume 1131 cm^3 dan diisi dengan udara pada tekanan 1,02 atm. Katup keluar ditutup dan tangkai pompa didorong sampai volume udara 517 cm^3. Hitunglah tekanan di dalam pompa.



Gambar 1.11 Kurva hubungan antara P – V dan 1/P – V

Penyelesaian :

Perhatikan bahwa suhu dan jumlah gas tidak dinyatakan pada soal ini, jadi nilainya 22,414 L atm tidak dapat digunakan untuk tetapan C. bagaimanapun, yang diperlukan adalah pengandaian bahwa suhu tidak berubah sewaktu tangkai pompa didorong. Jika P_1 dan P_2 merupakan tekanan awal dan akhir, dan V_1 dan V_2 adalah volume awal dan akhir, maka:

$P_1.V_1 = P_2.V_2$

Sebab suhu dan jumlah udara dalam pompa tidak berubah. Substitusi menghasilkan :

$(1{,}02\text{atm})(1131\text{cm}^3)=P_2(517\text{cm}^3)$

Sehingga P_2 dapat diselesaikan:

$$P_2 = 2{,}23 \text{ atm}$$

2) Hukum Charles

Pada tekanan konstan, volume sejumlah tertentu gas sebanding dengan suhu absolutnya (Gambar 5.13). Hukum di atas dapat dituliskan sebagai berikut:

$$V \approx T$$
$$\left(\frac{V}{T} = kons\,\text{tan}\right)$$

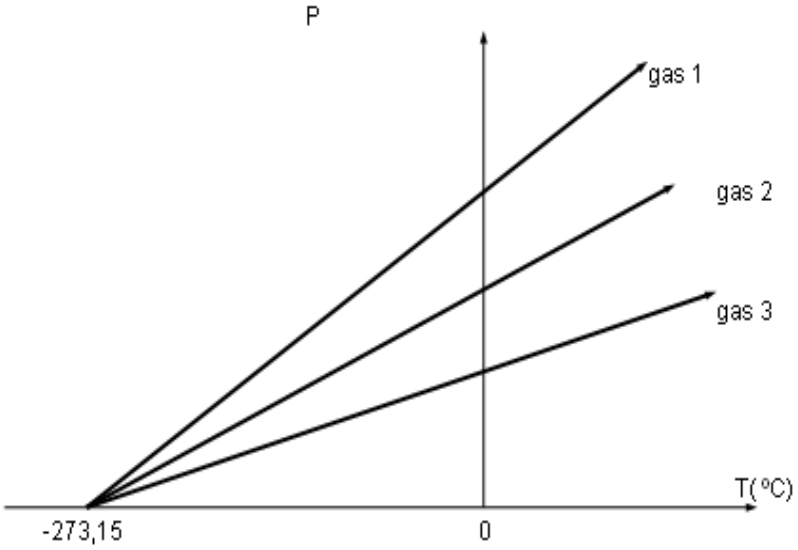
Hubungan di atas ditemukan oleh Charles (Gambar 1.12) pada tahun 1787 dan dikenal sebagai *Hukum Charles*. Secara grafik, hukum Charles dapat digambarkan seperti pada gambar di bawah. Terlihat bahwa apabila garis-garis grafik diekstrapolasikan hingga memotong sumbu X (suhu), maka garis-garis grafik tersebut akan memotong di satu titik yang sama yaitu – 273,15 °C. Titik ini dikenal sebagai suhu nol absolute yang nantinya dijadikan sebagai *skala Kelvin*. Hubungan antara Celcius dengan skala Kelvin adalah:

K = °C + 273,15

K = suhu absolut
°C = suhu dalam derajat Celcius



Gambar 1.12 Jacques Charles



Gambar 1.13 Volume suatu gas sebanding dengan suhunya

Sama hal-nya dengan hukum Boyle, hukum Charles juga berlaku untuk gas ideal.

Contoh :

Seorang ilmuan yang mempelajari sifat hidrogen pada suhu rendah mengambil volume 2,50 liter hidrogen pada tekanan atmosfer dan suhu 25,00 °C dan mendinginkan gas itu pada tekanan tetap sampai – 200,00 °C. Perkirakan besar volume hidrogen!

Penyelesaian :

Langkah pertama untuk mengkonversikan suhu ke Kelvin:

$T_1 = 25°C \rightarrow T_1 = 298,15\ K$
$T_2 = -200°C \rightarrow T_2 = 73,15\ K$

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

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

$$V_2 = \frac{2,5L \times 73,15K}{298,15K}$$

$$V_2 = 0,613L$$

3) Hukum Avogadro

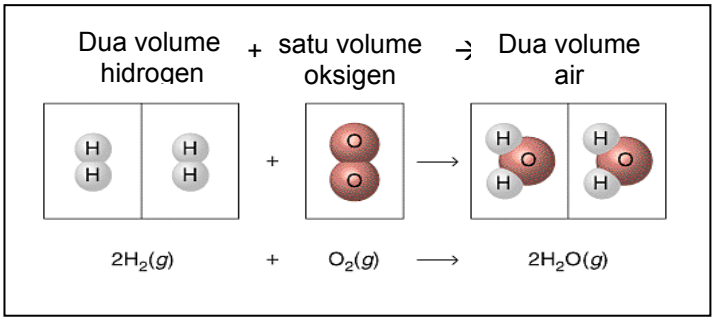
Pada tahun 1811, Avogadro (Gambar 1.14) mengemukakan hukum yang penting mengenai sifat-sifat gas. Dia menemukan bahwa pada suhu yang sama, sejumlah volume yang sama dari berbagai gas akan mempunyai jumlah partikel yang sama pula banyaknya (Gambar 5.15).

Hukum Avogadro dapat dinyatakan sebagai berikut:
$V \approx n$
(V/n = konstan)
n = jumlah mol gas

Satu mol didefinisikan sebagai massa dari suatu senyawa/zat yang mengandung atom atau molekul sebanyak atom yang terdapat pada dua belas gram karbon (^{12}C). Satu mol dari suatu zat mengandung 6,023 x 10^{23} molekul. Bilangan ini dikenal sebagai *Bilangan Avogadro*.



Gambar 1.14 Avogadro



Gb. 1.15 Gambaran hukum Avogadro

4) Hukum Keadaan Standar

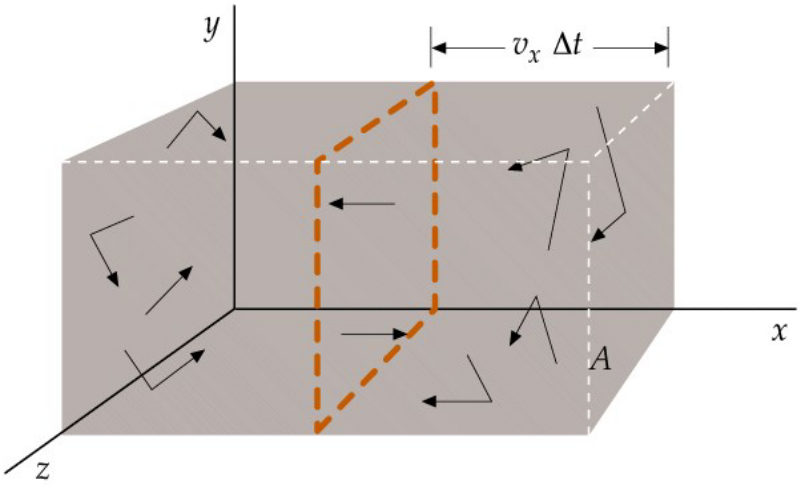
Untuk melakukan pengukuran terhadap volume gas, diperlukan suatu keadaan standar untuk digunakan sebagai titik acuan. Keadaan ini yang juga dikenal sebagai STP (*Standart Temperature and Pressure*) yaitu keadaan dimana gas mempunyai tekanan sebesar 1 atm (760 mmHg) dan suhu °C (273,15 K).

Satu mol *gas ideal*, yaitu gas yang memenuhi ketentuan semua hukum-hukum gas akan mempunyai volume sebanyak 22,414 liter pada keadaan standar ini (Gambar 1.16).

5) Hukum Gas Ideal

Definisi mikroskopik gas ideal, antara lain:

a. Suatu gas yang terdiri dari partikel-partikel yang dinamakan molekul.
b. Molekul-molekul bergerak secara serampangan dan memenuhi hukum-hukum gerak Newton.
c. Jumlah seluruh molekul adalah besar
d. Volume molekul adalah pecahan kecil yang diabaikan dari volume yang ditempati oleh gas tersebut.
e. Tidak ada gaya yang cukup besar yang beraksi pada molekul tersebut kecuali selama tumbukan.
f. Tumbukannya elastik (sempurna) dan terjadi dalam waktu yang sangat singkat.



Gambar 1.16 Gambaran gas ideal

Apabila jumlah gas dinyatakan dalam mol (n), maka suatu bentuk persamaan umum mengenai sifat-sifat gas dapat diformasikan. Sebenarnya hukum Avogadro menyatakan bahwa 1 mol gas ideal mempunyai volume yang sama apabila suhu dan tekanannya sama. Dengan menggabungkan persamaan Boyle, Charles dan persamaan

Avogadro akan didapat sebuah persamaan umum yang dikenal sebagai *persamaan gas ideal*.

$$V \approx n\frac{T}{P}$$

atau $$V = Rn\frac{T}{P}$$

atau $$PV = nRT$$

R adalah konstanta kesebandingan dan mempunyai suatu nilai tunggal yang berlaku untuk semua gas yang bersifat ideal. Persamaan di atas akan sangat berguna dalam perhitungan-perhitungan volume gas.

Nilai numerik dari konstanta gas dapat diperoleh dengan mengasumsikan gas berada pada keadaan STP, maka:

$$= \frac{(1atm)(22,414L)R}{(0,082056L \times atmK^{-1}mol^{-1})(1mol)(273,15K)}$$

Dalam satuan SI, satuan tekanan harus dinyatakan dalam Nm^{-2} dan karena 1 atm ekivalen dengan 101,325 Nm^{-2}, maka dengan menggunakan persamaan diatas dapat diperoleh harga *R* dalam satuan SI, sebagai berikut:

$$R = \frac{(101,325Nm^{-2})(22,414x10^{-3}m^3)}{(1mol)(273,15K)}$$

$= 8,314 \text{ Nm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$= 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Contoh :

Balon cuaca yang diisi dengan helium mempunyai volume 1,0 x 10^4 L pada 1,00 atm dan 30 °C. Balon ini sampai ketinggian yang tekanannya turun menjadi 0,6 atm dan suhunya –20°C. Berapa volume balon sekarang? Andaikan balon melentur sedemikian sehingga tekanan di dalam tetap mendekati tekanan di luar.

Penyelesaian:

Karena jumlah helium tidak berubah, kita dapat menentukan n_1 sama dengan n_2 dan menghapusnya dari persamaan gas ideal menjadi:

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

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

$$V_2 = \frac{1{,}0x10^4\, L(1{,}00atm \times 253K)}{(0{,}6atm \times 303K)}$$

V_2 = 14.000 L

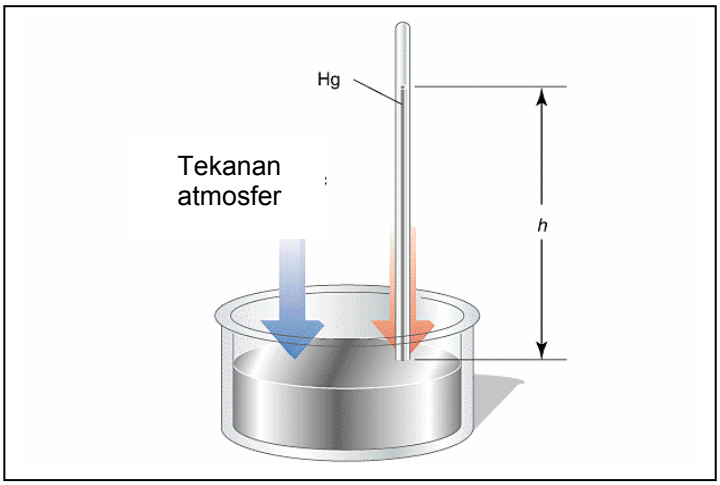
Tekanan dan suhu

Tekanan



Gambar 1.17 Torricelli

Tekanan gas adalah gaya yang diberikan oleh gas pada satu satuan luas dinding wadah. Torricelli (Gambar 1.17), ilmuan dari Italia yang menjadi asisten Galileo adalah orang pertama yang melakukan penelitian tentang tekanan gas ia menutup tabung kaca panjang di satu ujungnya dan mengisi dengan merkuri. Kemudian ia menutup ujung yang terbuka dengan ibu jarinya, membalikkan tabung itu dan mencelupkannya dalam mangkuk berisi merkuri, dengan hati-hati agar tidak ada udara yang masuk. Merkuri dalam tabung turun, meninggalkan ruang yang nyaris hampa pada ujung yang tertutup, tetapi tidak semuanya turun dari tabung. Merkuri ini berhenti jika mencapai 76 cm di atas aras merkuri dalam mangkuk (seperti pada gambar dibawah). Toricelli menunjukkan bahwa tinggi aras yang tepat sedikit beragam dari hari ke hari dan dari satu tempat ke tempat yang lain, hal ini terjadi karena dipengaruhi oleh atmosfer bergantung pada cuaca ditempat tersebut. Peralatan sederhana ini yang disebut **Barometer** (Gambar 1.18).



Gambar 1.18 Barometer

Hubungan antara temuan Toricelli dan tekanan atmosfer dapat dimengerti berdasarkan hokum kedua Newton mengenai gerakan, yang menyatakan bahwa:

Gaya = massa x percepatan

F = *m x a*

Dengan percepatan benda *(a)* adalah laju yang mengubah kecepatan. Semua benda saling tarik-menarik karena gravitasi, dan gaya tarik mempengaruhi percepatan setiap benda. Percepatan baku akibat medan gravitasi bumi (biasanya dilambangkan dengan *g*, bukannya *a*) ialah *g* = 9,80665 m s^{-2}. Telah disebutkan di atas bahwa tekanan adalah gaya persatuan luas, sehingga :

$$P = \frac{F}{A} = \frac{m.g}{A}$$

Karena volume merkuri dalam tabung adalah

V = A*h*,

$$P = \frac{F}{A} = \frac{m.g}{V/h} = \frac{m.g.h}{V} \ ,$$

$$\rho = \frac{m}{V} \ ;$$

di mana ρ = massa jenis, sehingga

$P = \rho.g.h$

Suhu

Dalam kehidupan sehari-hari kita dapat merasakan panas atau dingin. Kita bisa mendeskripsikan bahwa kutub utara mempunyai suhu yang sangat dingin atau mendeskripsikan bahwa Surabaya atau Jakarta mempunyai suhu yang panas pada siang hari. Ilustrasi diatas merupakan dua ekspresi dari suhu, akan tetapi apakah kita tau definisi dari suhu itu sendiri? Definisi suhu merupakan hal yang sepele tapi sulit untuk disampaikan tetapi lebih mudah untuk dideskripsikan. Penelitian pertama mengenai suhu dilakukan oleh ilmuan Perancis yang bernama Jacques Charles.

Campuran Gas

Pengamatan pertama mengenai perilaku campuran gas dalam sebuah wadah dilakukan oleh Dalton (Gambar 1.19), ia menyatakan bahwa tekanan total, P_{tol}, adalah jumlah tekanan parsial setiap gas. Pernyataan ini selanjutnya disebut sebagai Hukum Dalton, hukum ini berlaku untuk gas dalam keadaan ideal. Tekanan parsial setiap komponen dalam campuran gas ideal ialah tekanan total dikalikan dengan fraksi mol komponen tersebut (Gambar 1.20).

$P_A = X_A \, . \, P_{Tot}$

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

Tekanan total:

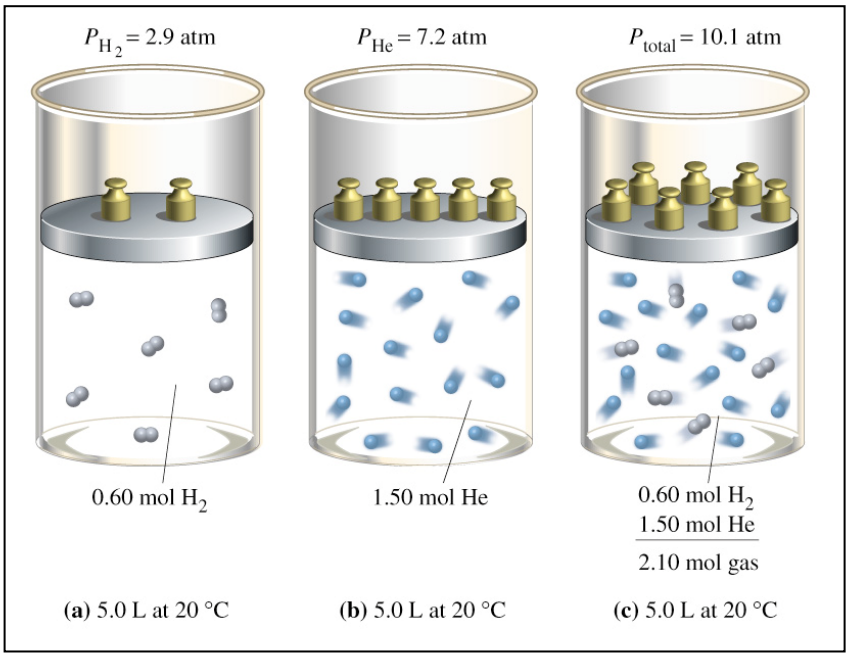
$P_{tot} = P_A + P_B + P_C + \ldots..$

Mol total:

$n_{tot} = n_A + n_B + n_C + \ldots..$



Gambar 1.19 John Dalton



Gambar 1.20 Tekanan total dan parsial

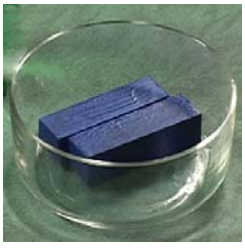
Contoh :

Berapa tekanan total dalam wadah (container) yang mengandung:
- Metana dengan tekanan parsial 0.75 atm,
- Hidrogen dengan tekanan parsial 0.40 atm
- Propana dengan tekanan parsial 0.50 atm?

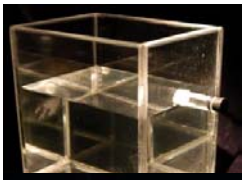
$P_{tot} = P_{metana} + P_{hidrogen} + P_{propana}$
$P_{tot} = 0.75 \text{ atm} + 0.40 \text{ atm} + 0.50 \text{ atm}$
$P_{tot} = 1.65 \text{ atm}$

1.3.2 Padatan, cairan

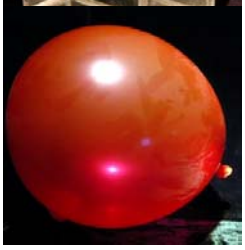
Gas, cairan, dan padatan dibedakan, yang pertama atas dasar struktur fisik dan sifat kimianya(Gambar 1.21 – 1.23). Struktur fisik mempengaruhi interaksi antara partikel-partikel dan partikel-lingkungan. Gambaran mengenai fase gas telah diilustrasikan pada sub-bab sebelumnya. Pada sub-bab ini, pembahasan akan dititikberatkan pada fase cairan dan padatan.



Gambar 1.21
Padatan



Gambar 1.22
Cairan



Gambar 1.23
Gas mengisi
balon

A. Cairan

Secara umum ciri-ciri fase cairan berada diantara fase gas dan fase padat, antara lain :

i. Mempunyai kerapatan yang lebih tinggi bila dibanding dengan gas, namun lebih rendah bila dibandingkan dengan padatan
ii. Jarak antar partikel lebih dekat dekat
iii. Merupakan fase yang terkondensasi
iv. Merupakan fase yang bisa dikatakan tidak terkompresi
v. Bentuk cairan akan menyesuaikan dengan wadahnya

Pengamatan fisik dari fase cair dapat dilihat pada gambar struktur molekul dalam sub-bab sebelumnya, dengan contoh pada Gambar 1.24.



Gambar 1.24 Contoh cairan

B. Padatan

Sedangkan ciri-ciri fase padat, antara lain :

a. Kerapatannya sangat tinggi, jauh lebih tinggi daripada gas dan cairan
b. Jarak antar partikel sangat dekat
c. Merupakan fase yang terkondensasi
d. Merupakan fase yang bisa dikatakan tidak terkompresi
e. Mampu mempertahankan bentuknya

Berikut ini adalah gambar beberapa contoh padatan (Gambar 1.25:



Gambar 1.25
Gambar padatan

Ringkasan

Materi adalah sesuatu yang mempunyai massa dan menempati ruang. Materi dapat diklasifikasikan berdasarkan sifat fisika dan kimia. Materi dapat mengalami perubahan wujud dari gas menjadi cair dan menjadi padat tergantung pada kondisi lingkungan. Perubahan tekanan, suhu, dan volume terhadap suatu materi dapat mengakibatkan perubahan dari wujud satu ke wujud lainnya.

Latihan

1. Apa yang disebut materi?
2. Jelaskan perbedaan unsur dan senyawa serta sebutkan contohnya.
3. Jelaskan perbedaan campuran homogen dan heterogen serta sebutkan contohnya.
4. Jelaskan ciri-ciri sifat fisika dan kimia, dan sebutkan contohnya.
5. Jelaskan masing-masing wujud materi serta berikan contohnya.
6. Jelaskan perbedaan wujud materi.
7. Sebutkan faktor yang mempengaruhi perubahan wujud suatu materi.
8. Jelaskan hubungan antara tekanan, volume dan suhu pada suatu materi.

2 Struktur Atom

Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Mengidentifikasi struktur atom dan sifat-sifat periodik pada tabel periodik unsur	Mendiskripsikan perkembangan teori atom
	Menginterpretasikan data dalam tabel periodik
Tujuan pembelajaran	
1. Siswa mengerti dan mampu mendeskripsikan proton, netron dan elektron berdasarkan muatan relatif dan massa relatifnya	
2. Siswa mampu mendeskripsikan massa dan muatan dalam atom	
3. Siswa mampu mendeskripaikan kontribusi proton dan netron pada inti atom berdasarkan nomor atom dan nomor massa	
4. Siswa mampu mendeduksikan jumlah proton, netron dan elektron yang terdapat dalam atom dan ion dari nomor atom dan nomor massa yang diberikan	
5. Siswa mampu membedakan isotop berdasarkan jumlah netron berbeda yang ada	
7. Siswa mampu mendeskripsikan jumlah dan energi relatif orbital s, p dan d dari bilangan kuantum utama	
8. Ssiwa mampu mendeduksi konfigurasi elektronik atom	
9. Siswa mampu mendeskripsikan tabel periodik berdasarkan susunan unsur dengan meningkatnya nomor atom, pengulangan sifat fisik dan sifat kimia dalam satu periode dan sifat fisik dan sifat kimia yang sama dalam satu golongan	
10. Siswa mampu mendeskripskan unsur periode ketiga, variasi konfigurasi elektronik, radius atom, konduktivitas listrik, titik leleh dan titik didih, dan menjelaskan variasinya berdasarkan struktur dan ikatan dalam unsur	
11. Siswa mampu mendeskripsikan dan menjelaskan variasi energi ionisasi pertama unsur yang meningkat dalam satu periode berdasarkan peningkatan muatan inti	
12. Siswa mampu mendeskripsikan dan menjelaskan variasi energi ionisasi pertama unsur yang menurun dalam satu golongan berdasarkan peningkatan radius atom	
13. Siswa mampu menginterpretasikan data berdasarkan konfigurasi elektronik, radius atom, konduktivitas listrik, titik leleh dan titik didih untuk menjelaskan periodisitas	

2.1 Partikel-partikel Dasar Atom

Materi tersusun dari atom-atom

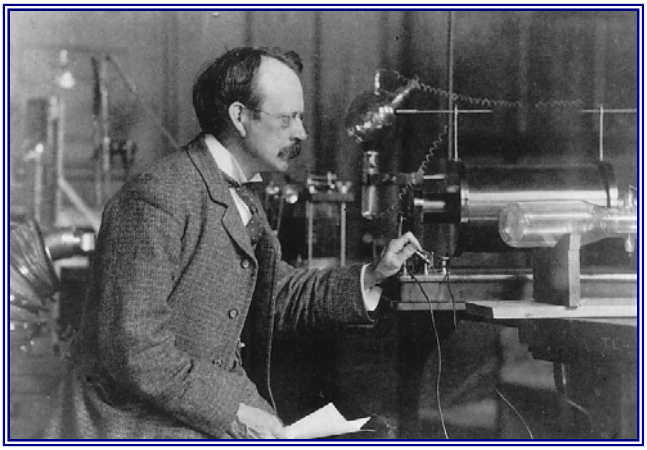
Atom terdiri atas inti atom dan elektron yang berada diluar inti atom. Inti atom tersusun atas proton dan netron.

Tabel 2.1 Partikel Dasar Penyusun Atom

Partikel	Penemu (Tahun)	Massa	
		Kg	Sma
Elektron	J. J. Thomson (1897)	$9,1095x10^{-31}$	$5,4859x10^{-4}$
Netron	J. Chadwick (1932)	$1,6749x10^{-27}$	1,0087
Proton	E. Goldstein (1886)	$1,6726x10^{-27}$	1,0073

2.1.1 Elektron

Elektron merupakan partikel dasar penyusun atom yang pertama kali ditemukan. Elektron ditemukan oleh Joseph John Thompson pada tahun 1897.



Gambar 2.1 Joseph John Thompson

Elektron ditemukan dengan menggunakan tabung kaca yang bertekanan sangat rendah yang tersusun oleh:

- Plat logam sebagai elektroda pada bagian ujung tabung
- Katoda, elektroda dengan kutub negatif dan anoda, elektroda dengan kutub positif.

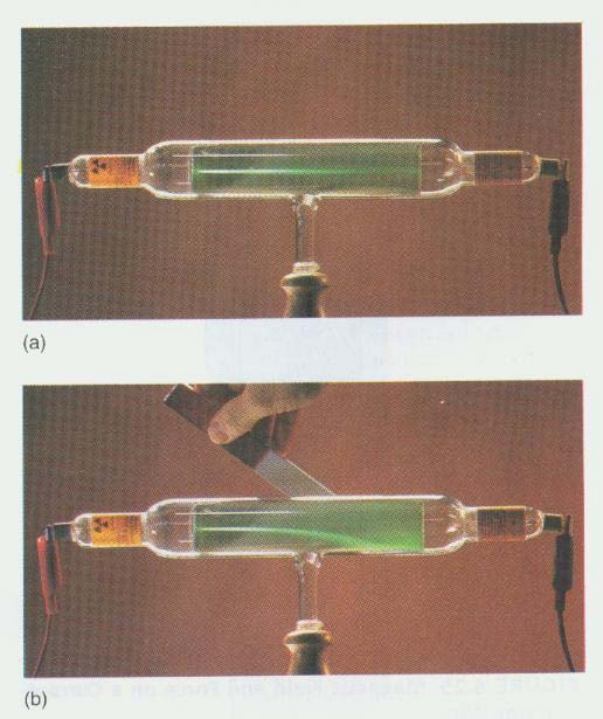
Listrik bertekanan tinggi yang dialirkan melalui plat logam mengakibatkan adanya sinar yang mengalir dari katoda menuju anoda yang disebut sinar katoda. Tabung kaca bertekanan rendah ini selanjutnya disebut tabung sinar katoda. Adanya sinar katoda membuat tabung menjadi gelap. Sinar katoda tidak terlihat oleh mata

akan tetapi keberadaannya terdeteksi melalui gelas tabung yang berpendar akibat adanya benturan sinar katoda dengan gelas tabung kaca.

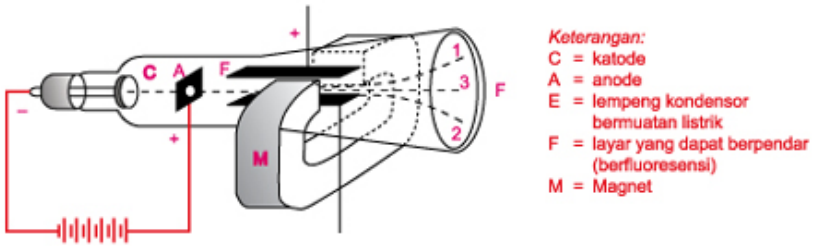
Sifat-sifat sinar katoda:

- Sinar katoda dihasilkan akibat adanya aliran listrik bertekanan tinggi yang melewati plat logam
- Sinar katoda berjalan lurus menuju anoda
- Sinar katoda menimbulkan efek fluoresensi (pendar) sehingga keberadaannya terdeteksi
- Sinar katoda bermuatan negatif sehingga dapat dibelokkan oleh medan listrik dan medan magnet
- Sinar katoda yang dihasilkan tidak tergantung dari bahan pembuat plat logam.

Sifat-sifat yang mendukung yang dihasilkan oleh sinar katoda menyebabkan sinar katoda digolongkan sebagai partikel dasar atom dan disebut sebagai elektron.



Gambar 2.2 Tabung sinar katoda



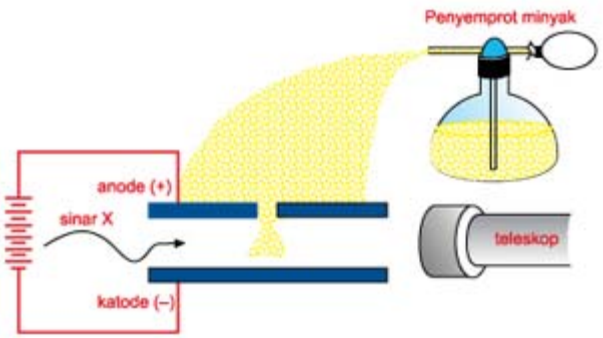
Gambar 2.3 Peralatan Thomson untuk menentukan harga e/m

Joseph John Thomson selanjutnya melakukan penelitian untuk menentukan perbandingan harga muatan elektron dan massanya (e/m). Hasil penelitian menunjukkan bahwa sinar katoda dapat dibelokkan oleh medan listrik dn medan magnet. Pembelokan memungkinkan pengukuran jari-jari kelengkungan secara tepat sehingga perbandingan harga muatan elektron dan massanya dapat ditentukan sebesar $1{,}76 \times 10^8$ coulomb/gram.

Robert Millikan pada tahun 1909 melakukan penelitian penentuan muatan elektron menggunakan tetes minyak.



Gambar 2.4 Robert Millikan



Gambar 2.5 Peralatan tetes minyak Millikan

Penelitian membuktikan bahwa tetes minyak dapat menangkap elektron sebanyak satu atau lebih. Millikan selanjutnya menemukan bahwa muatan tetes minyak berturut-turut 1x(-1,6.10^{-19}), 2x(-1,6.10^{-19}), 3x(-1,6.10^{-19}) dan seterusnya. Karena muatan tiap tetes minyak adalah kelipatan 1,6.10^{-19}C maka Millikan menyimpulkan bahwa muatan satu elektron sebesar -1,6.10^{-19}C.

Hasil penelitian yang dilakukan Joseph John Thompson dan Robert Millikan memungkinkan untuk menghitung massa elektron secara tepat.

e/m=1,76.10^{8}C/g

$$massa\ 1\ elektron = me = \frac{1{,}6x10^{-19}\,C}{1{,}76x10^{8}\,C/g} = 9{,}11x10^{-28}\ C$$

Contoh soal

Tentukan berapa elektron yang tertangkap oleh 1 tetes minyak dalam percobaan yang dilakukan oleh Millikan apabila 1 tetes minyak tersebut bermuatan -3,2 x 10^{-19} C.

Jawab

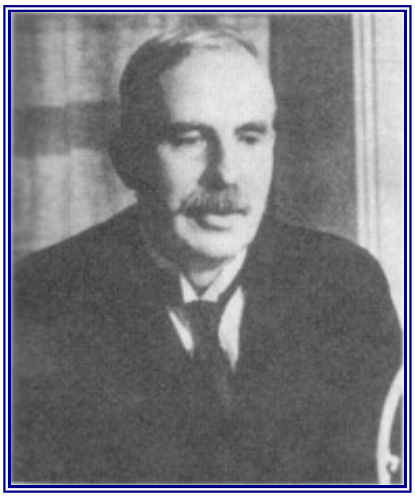
Telah diketahui dari percobaan yang dilakukan oleh Millikan bahwa muatan 1 elektron sebesar -1,6 x 10^{-19} C. Maka jumlah elektron yang ditangkap oleh 1 tetes minyak dengan muatan -3,2 x 10^{-19} C adalah

$$\frac{-3{,}2x10^{-19}\,C}{-1{,}6x10^{-19}\,C} = 2\ elektron$$

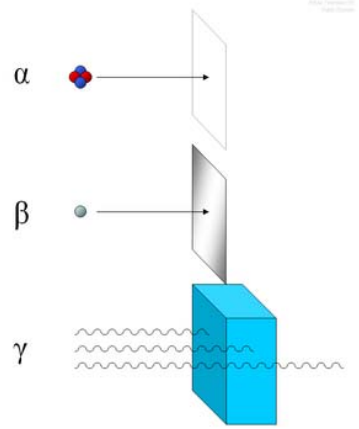
2.1.2 Inti atom

Inti atom terdiri dari proton bermuatan positif

Ernest Rutherford pada tahun 1911 menemukan inti atom. W. C. Rontgen yang menemukan sinar x pada tahun 1895 dan penemuan zat radioaktif oleh Henry Becquerel mendasari penemuan Rutherford. Zat radioaktif merupakan zat yang dapat memancarkan radiasi spontan, misalnya uranium, radium dan polonium. Radiasi atau sinar yang dipancarkan oleh zat radioaktif disebut sinar radioaktif. Sinar radioaktif yang umum dikenal adalah sinar alfa (α), sinar beta (ß) dan sinar gama (γ).

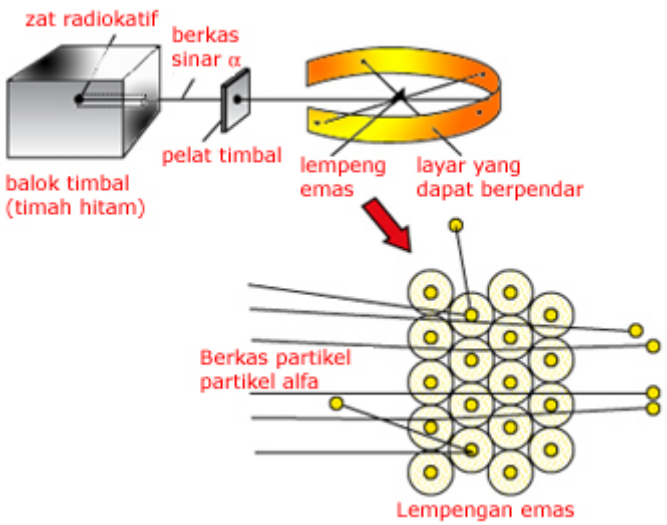


Gambar 2.6 Ernest Rutherford



Gambar 2.7 Sinar alfa, beta dan gama

Ernest Rutherford melakukan penelitian dengan menggunakan sinar alfa untuk menembak plat tipis emas (0,01 sampai 0,001mm). Detektor yang digunakan berupa plat seng sulfida (ZnS) yang berpendar apabila sinar alfa mengenainya.



Gambar 2.8 Hamburan sinar alfa

Hasil yang diperoleh adalah bahwa sebagian besar sinar alfa diteruskan atau dapat menembus plat tipis emas. Sinar alfa dalam jumlah yang sedikit juga dibelokkan dan dipantulkan. Hasil penelitian yang menunjukkan bahwa sebagian besar sinar alfa diteruskan memberikan kesimpulan bahwa sebagian besar atom merupakan ruang kosong. Sedangkan sebagian kecil sinar alfa yang dipantulkan juga memberikan kesimpulan bahwa dalam atom terdapat benda pejal dan bermuatan besar. Adanya benda pejal yang bermuatan besar didasarkan pada kenyataan bahwa sinar alfa yang bermuatan 4 sma dapat dipantulkan apabila mengenai plat tipis emas. Hal ini berarti massa benda pejal dalam atom emas jauh lebih besar daripada massa sinar alfa. Selanjutnya Rutherford menyebut benda pejal tersebut sebagai inti atom yang merupakan pusat massa atom. Penelitian juga menunjukkan bahwa sinar alfa dibelokkan ke arah kutub negatif apabila dimasukkan kedalam medan listrik. Hal ini berarti sinar alfa menolak sesuatu yang bermuatan positif dalam atom emas dan lebih mendekati sesuatu dengan muatan yang berlawanan. Rutherford selanjutnya menyimpulkan bahwa inti atom bermuatan positif.

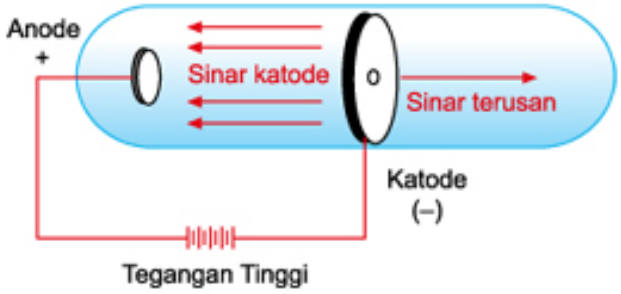
Hasil penelitian membuat Rutherford secara umum mengemukakan bahwa:

- atom terdiri atas inti atom yang bermuatan positif yang merupakan pusat massa atom
- elektron diluar inti atom mengelilingi inti atom dan berjumlah sama dengan muatan inti atom sehingga suatu atom bersifat netral.

2.1.3 Proton

Eugene Goldstein pada tahun 1886 melakukan percobaan dan menemukan partikel baru yang disebut sebagai sinar kanal atau sinar positif. Peralatan Goldstein tersusun atas:

- elektroda negatif (katoda) yang menutup rapat tabung sinar katoda sehingga ruang dibelakang katoda gelap
- tabung katoda dilubangi dan diisi dengan gas hidrogen bertekanan rendah
- radiasi yang keluar dari lubang tabung katoda akibat aliran listrik bertegangan tinggi menyebabkan gas yang berada dibelakang katoda berpijar
- radiasi tersebut disebut radiasi/sinar kanal atau sinar positif



Gambar 2.9 Gambar sinar positif/sinar kanal

Sinar kanal secara mendetail dihasilkan dari tahapan berikut yakni ketika sinar katoda menjala dari katoda ke anoda maka sinar katoda ini menumbuk gas hidrogen yang berada didalam tabung sehingga elektron gas hidrogen terlepas dan membentuk ion positif. Ion hidrogen yang bermuatan positif selanjutnya bergerak menuju kutub negatif (katoda) dengan sebagian ion hidrogen lolos dari lubang katoda. Berkas sinar yang bermuatan positif disebut sinar kanal atau sinar positif.

Penelitian selanjutnya mendapatkan hasil bahwa gas hidrogen menghasilkan sinar kanal dengan muatan dan massa terkecil. Ion hidogen ini selanjutnya disebut sebagai proton. Beberapa kesimpulan yang dapat diambil adalah bahwa sinar kanal merupakan parikel dasar yang bermuatan positif dan berada dalam inti atom dan massa proton sama dengan massa ion hidrogen dan berharga 1 sma. Rutherford berikutnya menembak gas nitrogen dengan sinar alfa untuk membuktikan bahwa proton berada didalam atom dan ternyata proton juga dihasilkan dari proses tersebut. Reaksi yang terjadi adalah

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}\alpha \longrightarrow ^{16}_{8}O + ^{1}_{1}P$$

Beberapa sifat sinar kanal/sinar positif adalah

- sinar kanal merupakan radiasi partikel
- sinar kanal dibelokkan ke arah kutub negatif apabila dimasukkan kedalam medan listrik atau medan magnet
- sinar kanal bermuatan positif
- sinar kanal mempunyai perbandingan harga muatan elektron dan massa (e/m) lebih kecil dari perbandingan harga muatan elektron dan massa (e/m) elektron
- sinar kanal mempunyai perbandingan harga muatan elektron dan massa (e/m) yang tergantung pada jenis gas dalam tabung

Contoh soal

Tentukan muatan oksigen apabila kedalam tabung sinar kanal dimasukkan gas oksigen dengan massa 1 atomnya sebesar 16 sma dan akibat adanya tumbukan dengan sinar katoda yang dihasilkan, 2 elektron lepas dari atom oksigen.

Jawab

Karena terjadi pelepasan 2 elektron, maka muatan 1 atom oksigen = 2.

2.1.4 Netron

Penelitian yang dilakukan Rutherford selain sukses mendapatkan beberapa hasil yang memuaskan juga mendapatkan kejanggalan yaitu massa inti atom unsur selalu lebih besar daripada massa proton didalam inti atom. Rutherford menduga bahwa terdapat

partikel lain didalam inti atom yang tidak bermuatan karena atom bermuatan positif disebabkan adanya proton yang bermuatan positif.

Adanya partikel lain didalam inti atom yang tidak bermuatan dibuktikan oleh James Chadwick pada tahun 1932. Chadwick melakukan penelitian dengan menembak logam berilium menggunakan sinar alfa. Hasil penelitian menunjukkan bahwa suatu partikel yang tak bermuatan dilepaskan ketikan logam berilium ditembak dengan sinar alfa dan partikel ini disebut sebagai netron. Reaksi yang terjadi ketika logam berilium ditembak dengan sinar alfa adalah

$$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}\alpha \longrightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$

Netron tak bermuatan dan bermassa 1 sma (pembulatan).

2.2 Nomor atom, nomor massa, isotop, isobar dan isoton

Telah diketahui bahwa penemu sinar x adalah Rontgen. Sinar x terjadi ketika sinar katoda yang berupa elektron berkecepatan tinggi menumbuk elektroda tembaga. Akibat tumbukan tersebut, tembaga melepaskan elektron terluarnya dan tempat elektron yang kosong ini selanjutnya diisi oleh elektron tembaga dari tingkat energi lain yang lebih tinggi. Pengisian tempat kosong oleh elektron tembaga dari tingkat energi yang lebih tinggi menyebabkan terjadinya pemancaran radiasi. Radiasi ini oleh Rontgen disebut sebagai sinar x.

Pemahaman mengenai inti atom selanjutnya dijelaskan oleh percobaan Moseley. Moseley melakukan penelitian untuk mengukur panjang gelombang sinar x berbagai unsur. Hasil penelitian menunjukkan bahwa setiap unsur memancarkan radiasi sinar x dengan panjang gelombang yang khas. Panjang gelombang yang dihasilkan tergantung pada jumlah ion positif didalam inti atom. Penelitian juga menunjukkan bahwa inti atom mempunyai muatan yang berharga kelipatan dari $+1{,}6 \times 10^{-9}$C. Moseley selanjutnya menyebut jumlah proton dalam atom adalah nomor atom.



Gambar 2.10 Tabung sinar X



Gambar 2.11 Wilhelm Conrad Rontgen

2.2.1 Nomor atom dan nomor massa

Nomor atom Z sama dengan jumlah proton dalam atom

Inti atom mengandung proton dan netron. Nomor atom sama dengan jumlah proton didalam inti atom sedangkan nomor massa sama dengan jumlah proton dan netron didalam inti atom. Notasi untuk menyatakan susunan inti atom yaitu proton dan netron dialam inti atom dapat dinyatakan sebagai berikut:

$${}^{A}X_{Z}$$

Keterangan:
X = lambang atom unsur
A = nomor massa
= proton+netron
Z = nomor atom
= jumlah proton

Contoh soal

Tentukan jumlah proton, elektron dan netron dalam atom ${}^{12}_{6}C$.

Jawab

Mengingat,
Nomor atom=jumlah proton dan elektron
Nomor massa=jumlah proton + netron
Maka, untuk ${}^{12}_{6}C$ jumlah proton 6, elektron 6 dan netron 6.

Contoh soal

Tentukan jumlah proton dan elektron dalam atom $^{30}_{15}P^{4+}$.

Jawab

Mengingat,
Nomor atom=jumlah proton dan elektron
Nomor massa=jumlah proton + netron
Maka, untuk $^{30}_{15}P^{4+}$ jumlah proton 15 dan elektron 15 - 4 = 11.

2.2.2 Isotop

Isotop mempunyai nomor atom sama tetapi nomor massa berbeda

Isotop adalah atom unsur sama dengan nomor massa berbeda. Isotop dapat juga dikatakan sebagai atom unsur yang mempunyai nomor atom sama tetapi mempunyai nomor massa berbeda karena setiap unsur mempunyai nomor atom yang berbeda. Karbon merupakan contoh adanya isotop.

$^{12}C_6$	$^{13}C_6$	$^{14}C_6$
p=6	p=6	p=6
e=6	e=6	e=6
n=6	n=7	n=8

Setiap karbon mempunyai nomor atom 6 tetapi nomor massanya berbeda-beda. Dari contoh tersebut dapat dikatakan bahwa walaupun unsurnya sama belum tentu nomor massanya sama.

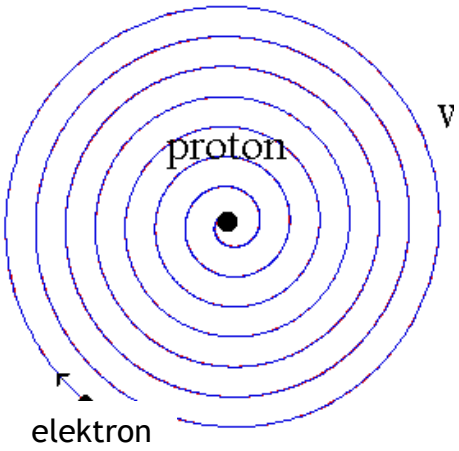
2.2.3 Isobar dan isoton

Isobar adalah atom unsur yang berbeda tetapi mempunyai nomor massa sama. Isobar dapat dimengerti dengan melihat contoh berupa $^{24}_{11}Na$ dengan $^{24}_{12}Mg$ yang memiliki nomor massa sama sebesar 24. Sedangkan isoton adalahatom unsur yang berbeda tetapi mempunyai jumlah netron yang sama. Contoh isoton adalah $^{40}_{20}Ca$ dengan $^{39}_{19}K$ yang sama-sama memiliki jumlah netron 20.

2.3 Elektron dalam atom

Model atom yang dikemukakan oleh Joseph John Thompson mempunyai banyak kelemahan, demikian pula dengan model atom yang dikemukakan oleh Ernest Rutherford. Model atom Rutherford tidak dapat menjelaskan alasan mengapa elektron tidak dapat jatuh kedalam inti. Fisika klasik menyatakan bahwa apabila terdapat suatu partikel bermuatan yang bergerak menurut lintsan lengkung maka energinya akan hilang dalam bentuk radiasi. Pernyataan fisika klasik ini menjadi persoalan bagi model atom yang dikemukakan oleh

Rutherford karena jika elektron bergerak mengelilingi inti, maka elektron akan kehilangan energinya dan energi kinetik elektron akan terus berkurang. Gaya tarik inti atom terhadap elektron akan menjadi lebih besar daripada gaya sentrifugal lintasan elektron dan menyebabkan lintasan menjadi spiral dan akhirnya elektron jatuh kedalam inti atom. Apabila elektron jatuh kedalam inti atom, maka atom menjadi tak stabil. Hal ini bententangan dengan pernyataan umum bahwa atom stabil.



Gambar 2.12 Lintasan spiral elektron

2.3.1 Spektrum garis

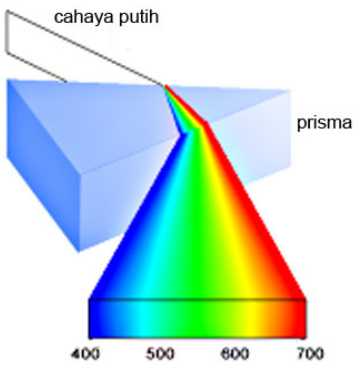
Menurut Max Planck radiasi elektromagnetik bersifat diskontinyu atau dalam bentuk kuanta. Diskontinyuitas radiasi elektromagnetik dikuatkan oleh efek fotolistrik yang dikembangkan oleh Albert Einstein. Sedangkan kuantisasi/kuanta energi digunakan oleh Niels Bohr dalam momentum sudut elektron untuk pengembangan teorinya tentang atom hidrogen.

Apabila berkas cahaya polikromatis seperti lampu listrik dan sinar matahari dilewatkan melalui prisma maka akan diperoleh spektrum kontinyu yang terdiri dari berbagai warna penyusunnya. Spektrum garis dihasilkan apabila sumber cahaya polikromatik seperti lampu listrik dan sinar matahari diganti oleh busur listrik berisi gas hidrogen maka akan dihasilkan spektrum yang tidak kontinyu. Spektrum yang tidak kontinyu berupa sederetan garis berwarna yang disebut spektrum garis tak kontinyu.

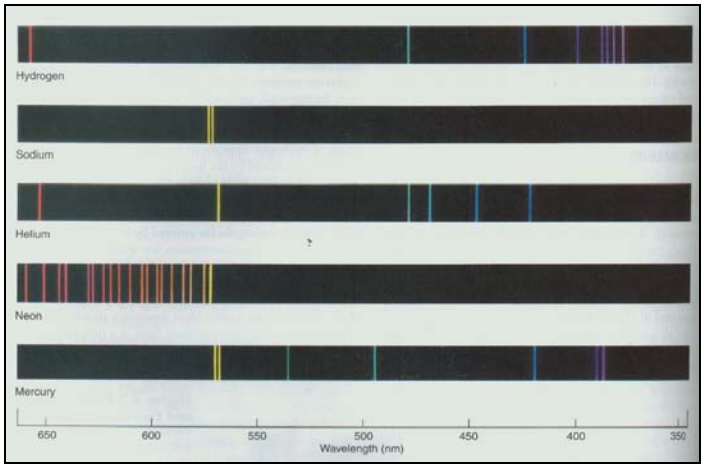
spektrum garis didapat dengan cara sebagai berikut:

- zat yang diselidiki spektrumnya diuapkan pada temperatur tinggi
- uap yang terbentuk diletakkan diantara dua elektroda grafit
- listrik bertegangan tinggi dialirkan melalui elektroda grafit

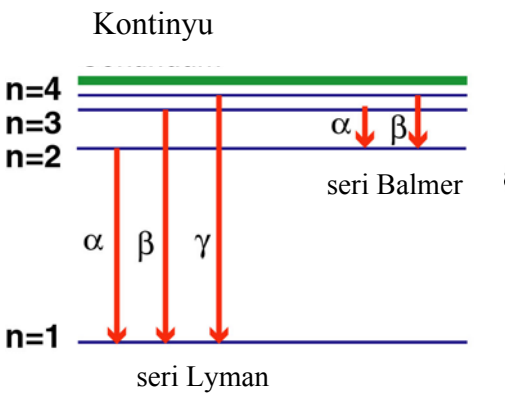
Spektrum garis yang paling sederhana adalah spektrum garis atom hidrogen. Balmer melakukan penelitian sehingga didapatkan deret Balmer untuk atom hidrogen.



Gambar 2.13 Spektrum cahaya polikromatik



Gambar 2.14 Spektrum garis



Gambar 2.15 Deret Balmer untuk atom hidrogen

2.3.2 Teori Bohr

Seperti telah diketahui bahwa menurut Max Planck radiasi elektromagnetik bersifat diskontinyu atau dalam bentuk kuanta. Max Planck menurunkan persamaan untuk pernyataan tersebut sebagai berikut:

$$E = nhv$$

Keterangan:
n = bilangan bulat positif
h = tetapan Planck
(6,6,3.10^{-34} J.s)
v = frekuensi

Pernyataan tersebut bertentangan dengan pandangan fisika klasik yang mengemukakan bahwa energi bersifat kontinyu.

Untuk mengatasi perbedaan tersebut, Niels Bohr melakukan penelitian dan mencoba menjelaskan dengan pendekatan pemecahan spektrum garis hidrogen. Bohr menggunakan pendekatan Max Planck untuk menjelaskan spektrum garis hidrogen.

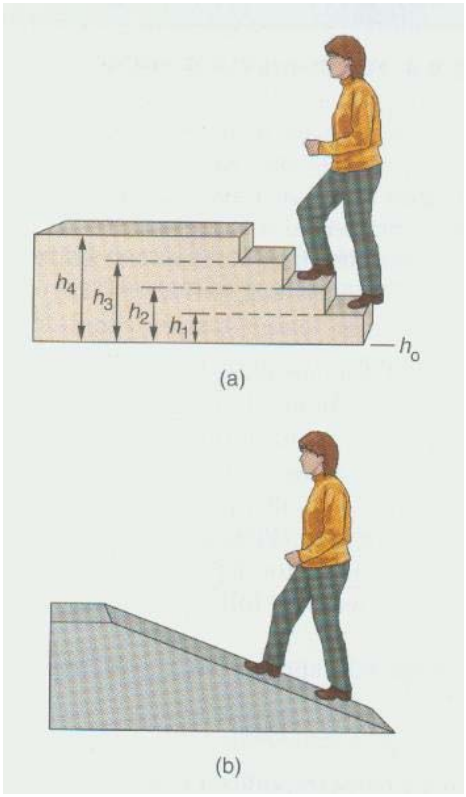
Beberapa hasil penelitian Bohr diantara adalah

- Elektron mengorbit pada lintasan tertentu dan dengan tingkat energi tertentu
- Lintasan orbit elektron berbentuk lingkaran dan disebut kulit
- Momentum sudut elektron yang mengorbit berharga kelipatan $\frac{h}{2\pi}$. Setiap elektron yang mengorbit mempunyai momentum sudut sebesar $n\frac{h}{2\pi}$ dengan n=1, 2, 3,... yang merupakan bilangan bulat positif dan disebut sebagai bilangan kuantum utama

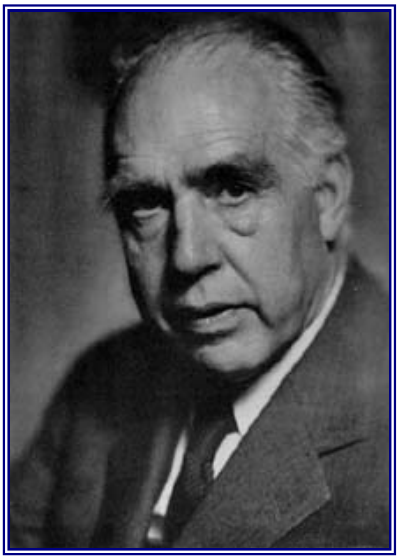
Bilangan kuantum utama menyatakan kulit

Tabel 2.2 Hubungan Lintasan, Kulit dan Bilangan Kuantum

Lintasan	Kulit	Bilangan kuantum (n)
1	K	n = 1
2	L	n = 2
3	M	n = 3
4	N	n = 4



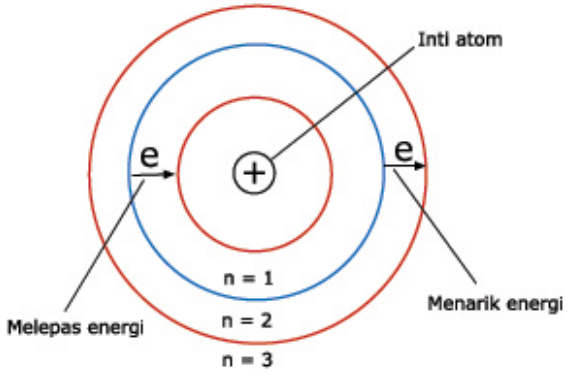
Gambar 2.16 Pendekatan energi oleh Max Planck dan fisika klasik



Gambar 2.17 Niels Bohr

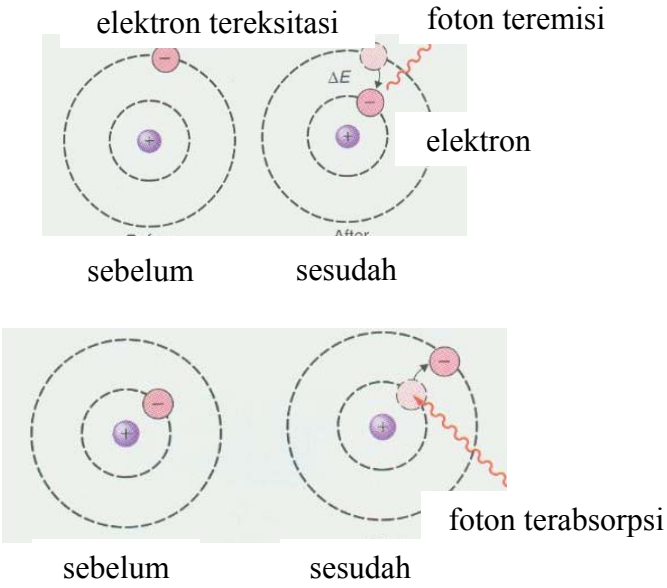
- Energi elektron berbanding terbalik dengan lintasan (kulit)
- Keadaan paling stabil adalah pada saat n = 1 yakni ketika elektron memiliki energi paling minimal
- Elektron berada dalam keadaan stasioner, tidak memancarkan dan menyerap energi, ketika elektron megorbit mengelilingi inti atom.

Apabila elektron berpindah dari tingkat energi rendah menuju tingkat energi tinggi maka energi akan diserap untuk melakukan proses tersebut. Elektron yang berpindah dari tingkat energi rendah menuju tingkat energi yang lebih tinggi menyebabkan elektron tereksitasi. Akan tetapi keadaan elektron tereksitasi ini tidak stabil sehingga elektron kembali dari tingkta energi tinggi menuju tingkat energi rendah yang disertai pelepasan energi dalam bentuk radiasi.



Gambar 2.18 Model atom Bohr

Teori Bohr berhasil menjelaskan spektrum garis atom hidrogen dan ion-ion berelektron tunggal seperti $_2He^+$ dan $_3Li^{2+}$. Akan tetapi teori Bohr juga masih menunjukkan kelemahan yaitu tidak mampu menjelaskan spektrum garis atom berelektron banyak dan sifat spektrum garis dalam medan magnet serta tidak dapa menjelaskan garis-garis halus spektrum garis atom hidrogen.



Gambar 2.19 Proses eksitasi dan emisi

Contoh soal

Berapakah energi sinar laser dengan panjang gelombang 780nm.

$$780\ nm\ x\ \frac{1\ m}{1x10^{9}\ nm} = 7{,}8x10^{-7}\ m$$

Jawab

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}626x10^{-34}\ Js \quad x \quad 2{,}998\ x\ 10^{\ 8}\ ms^{-1}}{7{,}8x10^{-7}\ m} = 2{,}547x10^{-19}\ J$$

2.3.3 Konfigurasi elektron

Konfigurasi elektron atom menjelaskan jumlah elektron dalam tingkat utama

Susunan elektron dalam atom dapat dijelaskan menggunakan konfigurasi elektron. Penyusunan elektron dalam atom didasarkan pada teori-teori berikut:

- Teori dualisme gelombang partikel yang dikemukakan oleh de Broglie pada tahun 1924. Teori ini menyatakan bahwa elektron dalam atom bersifat gelombang dan partikel
- Azas ketidakpastian yang dikemukakan oleh Heisenberg pada tahun 1927. Teori ini menyatakan bahwa posisi dan momentum partikel tidak dapat ditentukan secara pasti dalam waktu

bersamaan. Teori ini menyiratkan bahwa lintasan elektron tidak berbentuk lingkaran

- Teori persamaan gelombang yang dikemukakan oleh Erwin Schrodinger. Teori ini dapat menerangkan pergerakan partikel-apertikel mikroskopik termasuk elektron.

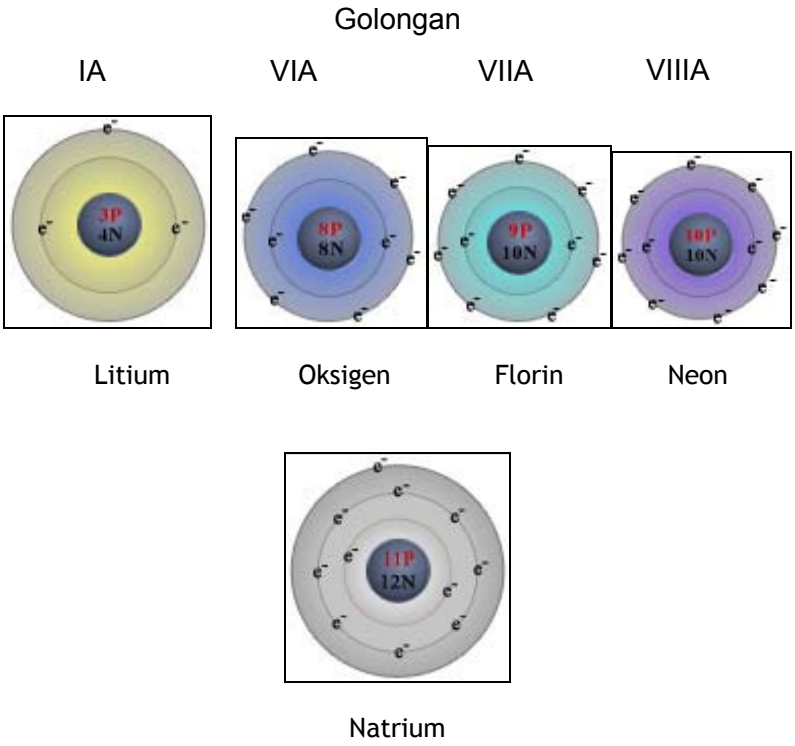
Azas ketidakpastian Heisenberg menyebabkan posisi elektron tidak dapat ditentukan dengan pasti demikian pula dengan orbit elektron dalam atom menurut mekanika kuantum. Walaupun orbit elektron tidak dapat ditentukan dengan pasti tetapi peluang untuk menemukan elektron pada posisi tertentu di sekitar inti masih mungkin untuk ditentukan. Obital merupakan daerah disekiar inti dengan peluang terbesar untuk menemukan elektron. Kapasitas maksimal orbital untuk ditempati elektron sebesar 2 elektron. Orbital juga mempunyai energi yang khas bagi tiap-tiap elektron untuk menempatinya. Energi khas untuk tiap elektron ini sering disebut tingkat energi. Hanya elektron dengan energi yang cocok dapat menempati orbital tersebut. Sistem susunan elektron dalam atom dapat dilihat pada gambar 2.21 berikut.

Tabel 2.3 Susunan Bilangan Kuantum

Kulit	Bilangan kuantum (n)	Daya tampung elektron maksimal
K	1	$2 \times 1^2 = 2$
L	2	$2 \times 2^2 = 8$
M	3	$2 \times 2^3 = 18$
N	4	$2 \times 2^4 = 32$
	...	...
	...	...
	...	...
	n	$2n^2$

Jumlah maksimum elektron dalam kulit tertentu sebesar $2n^2$ dengan n adalah nomor kulit. Pengisian elektron dimulai pada kulit dengan tingkat energi terendah yaitu kulit pertama atau kulit K yang dilanjutkan dengan kulit L, M, N dan seterusnya. Pengisian dilakukan dengan pengisian maksimum terlebih dahulu untuk tiap kulit. Apabila terdapat 18 elektron maka elektron akan mengisi kulit K sebanyak 2 yang dilanjutkan dengan pengisian kulit L sebanyak 8 elektron dan diakhiri dengan pengisian kulit L sebanyak 8 elektron.

Elektron valensi merupakan jumlah elektron yang terdapat pada kulit terluar suatu atom unsur. Ikatan kimia dapat terbentuk dengan memanfaatkan atau menggunakan elektron valensi sehingga elektron valensi dapat dikatakan merupakan penentu sifat kimia atom unsur.



Gambar 2.20 Elektron valensi beberapa unsur periode 2 dan periode 3

Contoh soal

Tuliskan konfigurasi elektron C (Z=6).

Jawab

Konfigurasi elektron C = [K = 2, L = 6]

Contoh soal

Berapakah jumlah elektron maksiumum yang dapat menempati kulit O (n=5)?

Jawab

Jumlah elektron di kulit O (n=5) = $2(2)^5$ = 64 elektron

2.4 Perkembangan model atom

Penelitian-penelitian terbaru menyebabkan teori dan model atom semakin berkembang dan kebenarannya semakin nyata. Teori dan model atom dimulai dengan penelitian yang dilakukan oleh John Dalton yang selanjutnya dikembangkan oleh Joseph John Thompson, Ernest Rutherford, Niels Bohr dan teori atom menggunakan mekanika gelombang.

2.4.1 Model atom John Dalton

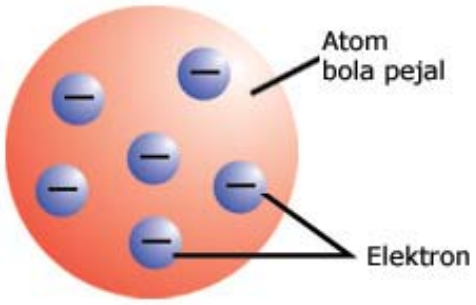
Hukum kekekalan massa yang disampaikan oleh Lavoisier dan hukum perbandingan tetap yang dijelaskan oleh Proust mendasari John Dalton untuk mengemukakan teori dan model atomnya pada tahun 1803. John Dalton menjelaskan bahwa atom merupakan partikel terkecil unsur yang tidak dapat dibagi lagi, kekal dan tidak dapat dimusnahkan demikian juga tidak dapat diciptakan. Atom-atom dari unsur yang sama mempunyai bentuk yang sama dan tidak dapat diubah menjadi atom unsur lain.



Gambar 2.21 Model atom Dalton

2.4.2 Model atom Joseph John Thompson

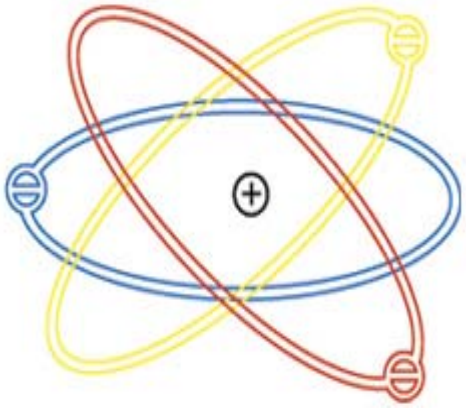
Joseph John Thompson merupakan penemu elektron. Thompson mencoba menjelaskan keberadaan elektron mengguna-kan teori dan model atomnya. Menurut Thompson, elektron tersebar secara merata di dalam atom yang dianggap sebagai suatu bola yang bermuatan positif. Model atom yang dikemukakan oleh Thompson sering disebut sebagai model roti kismis dengan roti sebagai atom yang bermuatan positif dan kismis sebagai elektron yang tersebar merata di seluruh bagian roti. Atom secara keseluruhan bersifat netral.



Gambar 2.22 Model atom Thompson

2.4.3 Model atom Ernest Rutherford

Penelitian penembakan sinar alfa pada plat tipis emas membuat Rutherford dapat mengusulkan teori dan model atom untuk memperbaiki teori dan model atom Thompson. Menurut Rutherford, atom mempunyai inti yang bermuatan positif dan merupakan pusat massa atom dan elektron-elektron mengelilinginya.



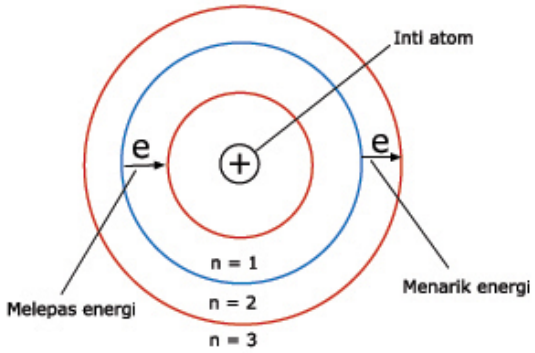
Gambar 2.23 Model atom Rutherford

Rutherford berhasil menemukan bahwa inti atom bermuatan positif dan elektron berada diluar inti atom. Akan tetapi teori dan model atom yang dikemukakan oleh Rutherford juga masih mempunyai kelemahan yaitu teori ini tidak dapat menjelaskan fenomena kenapa elektron tidak dapat jatuh ke inti atom. Padahal menurut fisika klasik, partikel termasuk elektron yang mengorbit pada lintasannya akan melepas energi dalam bentuk radiasi sehingga elektron akan mengorbit secara spiral dan akhirnya jatuh ke iti atom.

2.4.4 Model atom Niels Bohr

Niels Bohr selanjutnya menyempurnakan model atom yang dikemukakan oeh Rutherford. Penjelasan Bohr didasarkan pada penelitiannya tentang spektrum garis atom hidrogen. Beberapa hal yang dijelaskan oleh Bohr adalah

- Elektron mengorbit pada tingkat energi tertentu yang disebut kulit
- Tiap elektron mempunyai energi tertentu yang cocok dengan tingkat energi kulit
- Dalam keadaan stasioner, elektron tidak melepas dan menyerap energi
- Elektron dapat berpindah posisi dari tingkat energi tinggi menuju tingkat energi rendah dan sebaliknya dengan menyerap dan melepas energi



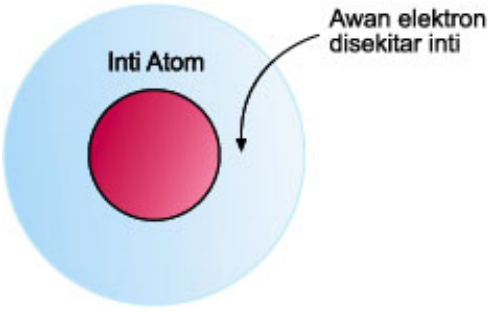
Gambar 2.24 Model atom Bohr

2.4.5 Model atom mekanika gelombang

Perkembangan model atom terbaru dikemukakan oleh model atom berdasarkan mekanika kuantum. Penjelasan ini berdasarkan tiga teori yaitu

- Teori dualisme gelombang partikel elektron yang dikemukakan oleh de Broglie pada tahun 1924
- Azas ketidakpastian yang dikemukakan oeh Heisenberg pada tahun 1927
- Teori persamaan gelombang oleh Erwin Schrodinger pada tahun 1926

Menurut model atom ini, elektron tidak mengorbit pada lintasan tertentu sehingga lintasan yang dikemukakan oleh Bohr bukan suatu kebenaran. Model atom ini menjelaskan bahwa elektron-elektron berada dalam orbita-orbital dengan tingkat energi tertentu. Orbital merupakan daerah dengan kemungkinan terbesar untuk menemukan elektron disekitar inti atom.



Gambar 2.25 Model atom mekanika kuantum

2.5 Perkembangan pengelompokan unsur

Pada awalnya, unsur hanya digolongkan menjadi logam dan nonlogam. Dua puluh unsur yang dikenal pada masa itu mempunyai sifat yang berbeda satu dengan yang lainnya. Setelah John Dalton mengemukakan teori atom maka terdapat perkembangan yang cukup berarti dalam pengelompokan unsur-unsur. Penelitian Dalton tentang atom menjelaskan bahwa setiap unsur mempunyai atom-atom dengan sifat tertentu yang berbeda dari atom unsur lain. Hal yang membedakan diantara unsur adalah massanya.

Pada awalnya massa atom individu belum bisa ditentukan karena atom mempunyai massa yang amat kecil sehingga digunakan massa atom relatif yaitu perbandingan massa antar-atom. Berzelius pada tahun 1814 dan P. Dulong dan A. Petit pada tahun 1819 melakukan penentuan massa atom relatif berdasarkan kalor jenis unsur. Massa atom relatif termasuk sifat khas atom karena setiap unsur mempunyai massa atom relatif tertentu yang berbeda dari unsur lainnya. Penelitian selanjutnya melibatkan Dobereiner, Newlands, mendeleev dan Lothar Meyer yang mengelompokkan unsur berdasarkan massa atom relatif.



Gambar 2.26 Unsur klorin, bromin dan iodin

2.5.1 Triad Dobereiner

Johann Wolfgang Dobereiner pada tahun 1829 menjelaskan hasil penelitiannya yang menemukan kenyataan bahwa massa atom relatif stronsium berdekatan dengan massa rata-rata dua unsur lain yang mirip dengan stronsium yaitu kalsium dan barium. Hasil penelitiannya juga menunjukkan bahwa beberapa unsur yang lain menunjukkan kecenderungan yang sama. Berdasarkan hasil penelitiannya, Dobereiner selanjutnya mengelompokkan unsur-unsur dalam kelompok-kelompok tiga unsur yang lebih dikenal sebagai triad. Triad yang ditunjukkan oleh Dobereiner tidak begitu banyak sehingga berpengaruh terhadap penggunaannya.

Tabel 2.4 Massa Atom Relatif Unsur Triad Dobereiner

Triad	Massa atom relatif	Rata-rata massa atom relatif Unsur pertama dan ketiga
Kalsium	40	$\frac{(40+137)}{2} = 88{,}5$
Stronsium	88	
Barium	137	



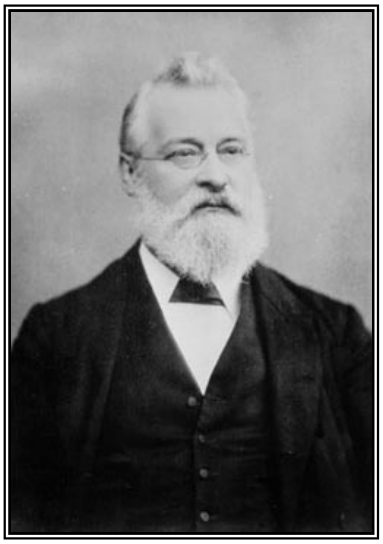
Gambar 2.27 Johann Wolfgang Dobereiner

Litium (Li)	Kalsium (Ca)	Klorin (Cl)	Belerang (S)	Mangan (Mn)
Natrium (Na)	Stronsium (Sr)	Bromin (Br)	Selenium (Se)	Kromium (Cr)
Kalium (K)	Barium (Ba)	Iodin (I)	Telurium (Te)	Besi (Fe)

Gambar 2. 28 Triad Dobereiner

2.5.2 Hukum oktaf Newlands

Hukum oktaf ditemukan oleh A. R. Newlands pada tahun 1864. Newlands mengelompok-kan unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatif unsur. Kemiripan sifat ditunjukkan oleh unsur yang berseliih satu oktaf yakni unsur ke-1 dan unsur ke-8 serta unsur ke-2 dan unsur ke-9. Daftar unsur yang berhasil dikelompokkan berdasarkan hukum oktaf oleh Newlands ditunjukkan pada tabel berikut.



Gambar 2.29 John Newlands

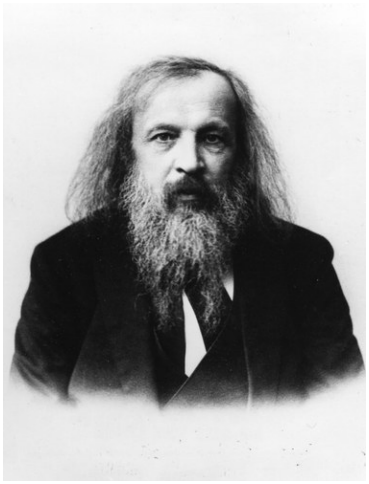
$_{1}H$	$_{7}Li$	$_{9}Be$	$_{11}B$	$_{12}C$	$_{14}N$	$_{16}O$
$_{19}F$	$_{23}Na$	$_{24}Mg$	$_{27}Al$	$_{28}Si$	$_{31}P$	$_{32}S$
$_{35}Cl$	$_{39}K$	$_{40}Ca$	$_{52}Cr$	$_{48}Ti$	$_{55}Mn$	$_{56}Fe$

Gambar 2.5 Tabel oktaf Newlands

Hukum oktaf Newlands ternyata hanya berlaku untuk unsur-unsur dengan massa atom relatif sampai 20 (kalsium). Kemiripan sifat terlalu dipaksakan apabila pengelompokan dilanjutkan.

2.5.3 Sistem periodik Mendeleev

Dmitri Ivanovich Mendeleev pada tahun 1869 melakukan pengamatan terhadap 63 unsur yang sudah dikenal dan mendapatkan hasil bahwa sifat unsur merupakan fungsi periodik dari massa atom relatifnya. Sifat tertentu akan berulang secara periodik apabila unsur-unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya. Mendeleev selanjutnya menempatkan unsur-unsur dengan kemiripan sifat pada satu lajur vertikal yang disebut golongan. Unsur-unsur juga disusun berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya dan ditempatkan dalam satu lajur yang disebut periode. Sistem periodik yang disusun Mendeleev dapat dilihat pada tabel berikut:



Gambar 2.30 Dmitri Ivanovich Mendeleev

Ueber die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente. Von D. Mendelejeff. — Ordnet man Elemente nach zunehmenden Atomgewichten in verticale Reihen so, dass die Horizontalreihen analoge Elemente enthalten, wieder nach zunehmendem Atomgewicht geordnet, so erhält man folgende Zusammenstellung, aus der sich einige allgemeinere Folgerungen ableiten lassen.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180	
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182	
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186	
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4	
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198	
		Ni =	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199	
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?	
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?		
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127		
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	Di = 95			
		?In = 75,6	Th = 118?			

Gambar 2.31 Sistem periodik Mendeleev

Mendeleev sengaja mengosong-kan beberapa tempat untuk menetapkan kemiripan sifat dalam golongan. Beberapa kotak juga sengaja dikosongkan karena Mendeleev yakin masih ada unsur yang belum dikenal karena belum ditemukan. Salah satu unsur baru yang sesuai dengan ramalan Mendeleev adalah germanium yang sebelumnya diberi nama ekasilikon oleh Mendeleev.

2.5.4 Sistem periodik Moseley

Perkembangan terbaru mengenai atom menjelaskan bahwa atom dapat terbagi menjadi partikel dasar atau partikel subatom. Atom selanjutnya diketahui tersusun oleh proton, elektron dan netron. Jumlah proton merupakan sifat khas unsur. Setiap unsur mempunyai jumlah proton tertentu yang berbeda dari unsur lain. Jumlah proton suatu unsur dinyatakan sebagai nomor atom.

Henry G. Moseley yang merupakan penemu cara menentukan nomor atom pada tahun 1914 kembali menemukan bahwa sifat-sifat unsur merupakan fungsi periodik nomor atomnya. Pengelompokan yang disusun oleh Mendeleev merupakan susunan yang berdasarkan kenaikan nomor atomnya. Penyusunan telurium dan iodin yang tidak sesuai dengan kenaikan massa atom relatifnya ternyata sesuai dengan kenaikan nomor atomnya.

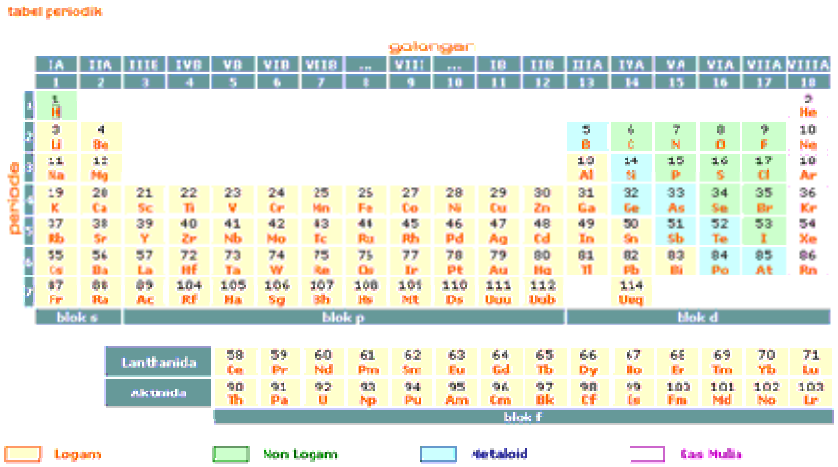


Gambar 2.32 Henry G. Moseley

2.5.5 Periode dan golongan

Sistem periodik modern tersusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Lajur horisontal yang disebut periode, tersusun berdasarkan kenaikan nomor atom sedangkan lajur vertikal yang disebut golongan tersusun berdasarkan kemiripan sifat. Unsur golongan A disebut golongan utama sedangkan golongan B disebut golongan transisi. Golongan dapat dieri tanda nomor 1 sampai 18 berurutan dari kiri ke kanan. Berdasarkan penomoran ini, golongan transisi mempunyai nomor 3 sampai 12.

Sistem periodik modern tersusun atas 7 periode dan 18 golongan yang terbagi menjadi 8 golongan utama atau golongan A dan 8 golongan transisi atau golongan B.



Gambar 2.33 Sistem periodik modern

Contoh soal

Tentukan periode dan golongan unsur X, Y dan Z apabila diketahui konfigurasi elektronnya adalah

X = 2, 3
Y = 2, 8, 4
Z = 2, 8, 7

Jawab

Unsur	Periode	Golongan
X	2	IIIA
Y	3	IVA
Z	3	VIIA

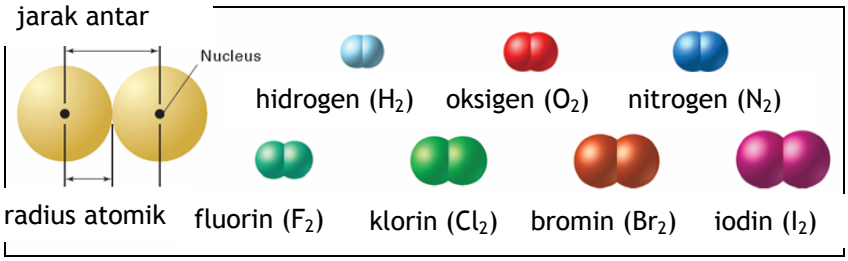
2.6 Sifat periodik unsur

Sifat yang berubah secara beraturan menurut kenaikan nomor atom dari kiri ke kanan dalam satu periode dan dari atas ke bawah dalam satu golongan disebut sifat periodik. Sifat periodik meliputi jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron dan keelektronegatifan.

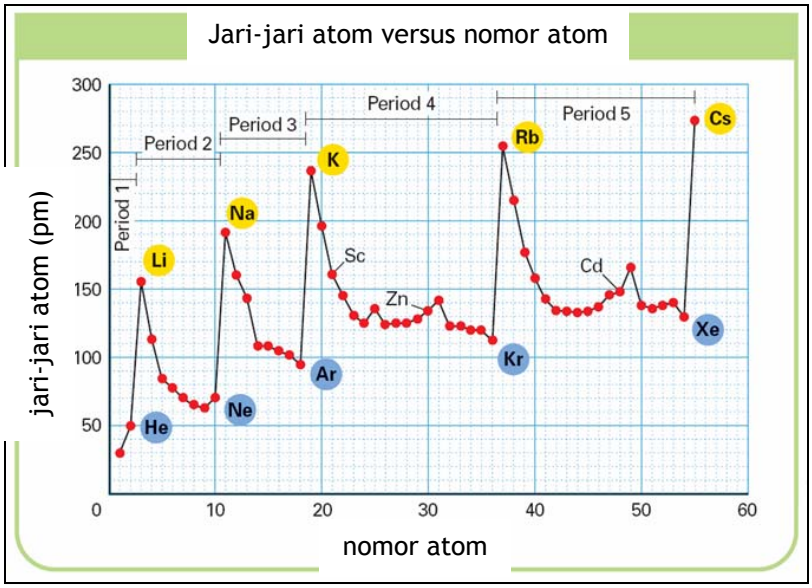
2.6.1 Jari-jari atom

Jari-jari atom adalah jarak elektron di kulit terluar dari inti atom. Jari-jari atom sulit untuk ditentukan apabila unsur berdiri sendiri tanpa bersenyawa dengan unsur lain. Jari-jari atom secara lazim ditentukan dengan mengukur jarak dua inti atom yang identik yang terikat secara kovalen. Pada penentuan jari-jari atom ini, jari-

jari kovalen adalah setengah jarak antara inti dua atom identik yang terikat secara kovalen.

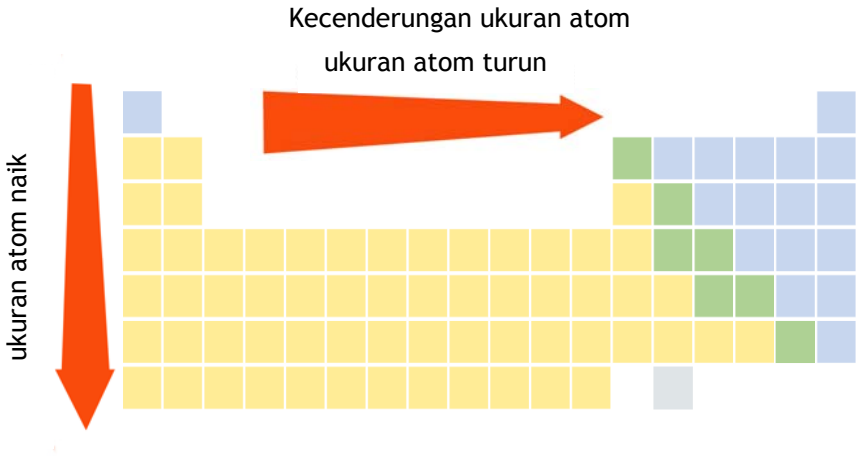


Gambar 2.34 Penentuan jari-jari atom



Gambar 2.35 Hubungan jari-jari atom gengan nomor atom

Kurva hubungan jari-jari atom dengan nomor atom memperlihatkan bahwa jari-jari atom dalam satu golongan akan semakin besar dari atas ke bawah. Hal ini terjadi karena dari atas ke bawah jumlah kulit bertambah sehingga jari-jari atom juga bertambah.

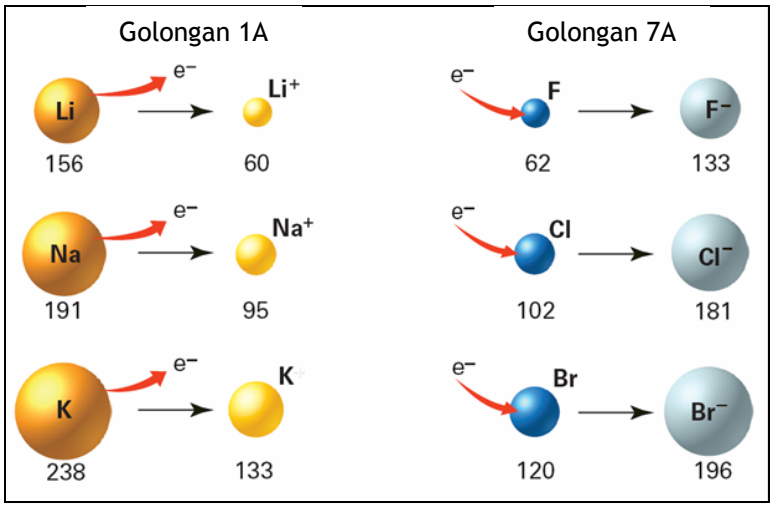


Gambar 2.36 Jari-jari atom unsur

Energi ionisasi pertama menurun dalam golongan I dan II karena elektron terluar sangat terperisai dari tarikan inti

Unsur-unsur dalam satu periode (dari kiri ke kanan) berjumlah kulit sama tetapi jumlah proton bertambah sehingga jari-jari atom juga berubah. Karena jumlah proton bertambah maka muatan inti juga bertambah yang mengakibatkan gaya tarik menarik antara inti dengan elektron pada kulit terluar semakin kuat. Kekuatan gaya tarik yang semakin meningkat menyebabkan jari-jari atom semakin kecil. Sehingga untuk unsur dalam satu periode, jari-jari atom semakin kecil dari kiri ke kanan.

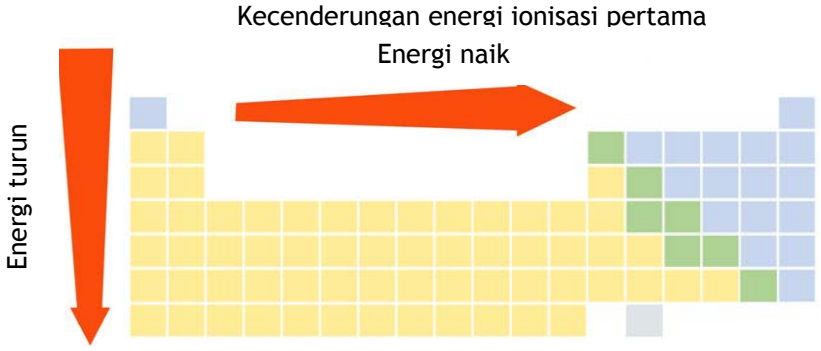
Jari-jari ion digambarkan sebagai berikut:



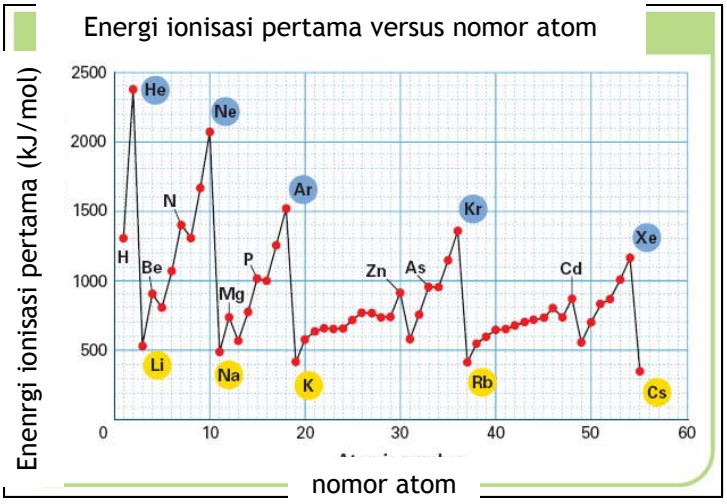
Gambar 2.37 Perbandingan jari-jari atom dengan jari-jari ion

2.6.2 Energi ionisasi

Energi minimum yang dibutuhkan untuk melepas elektron atom netral dalam wujud gas pada kulit terluar dan terikat paling lemah disebut energi ionisasi. Nomor atom dan jari-jari atom mempengaruhi besarnya energi ionisasi. Semakin besar jari-jari atom maka gaya tarik antara inti dengan elektron pada kulit terluar semakin lemah. Hal ini berarti elektron pada kulit terluar semakin mudah lepas dan energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron tersebut semakin kecil. Akibatnya, dalam satu golongan, energi ionisasi semakin kecil dari atas ke bawah. Sedagkan dalam satu periode, energi ionisasi semakin besar dari kiri ke kanan. Hal ini disebabkan dari kiri ke kanan muatan iti semakin besar yang mengakibatkan gaya tarik antara inti dengan elektron terluar semakin besar sehingga dibutuhkan energi yang besar pula untuk melepaskan elektron pada kulit terluar.



Gambar 2.38 Energi ionisasi

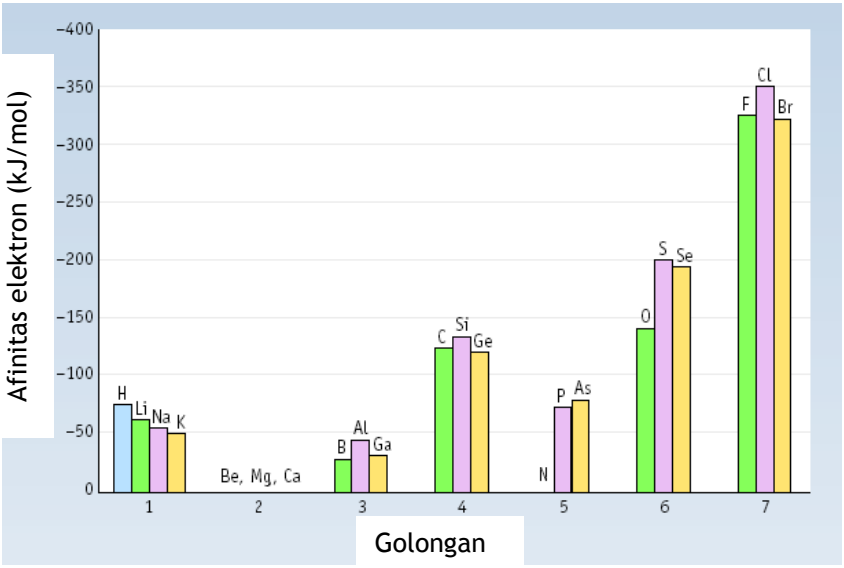


Gambar 2.39 Hubungan energi ionisasi dengan nomor atom

Kurva tersebut menunjukkan unsur golongan 8A berada di puncak grafik yang mengindikasikan bahwa energi ionisasinya besar. Hal sebaliknya terjadi untuk unsur golongan 1A yang berada di dasar kurva yang menunjukkan bahwa energi ionisasinya kecil. Atom suatu unsur dapat melepaskan elektronnya lebih dari satu buah. Energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron keua disebut energi ionisasi kedua dan tentu saja diperlukan energi yang lebih besar. Energi ionisasi semakin besar apabila makin banyak elektron yang dilepaskan oleh suatu atom.

2.6.3 Afinitas elektron

Afinitas elektron merupakan enegi yang dilepaskan atau diserap oleh atom netral dalam bentuk gas apabila terjadi penangkapan satu elektron yang ditempatkan pada kulit terluarnya dan atom menjadi ion negatif. Afinitas elektron dapat berharga positif dan negatif. Afinitas elektron berharga negatif apabila dalam proses penangkapan satu elektron, energi dilepaskan. Ion negatif yang trebrntuk akibat proses tersebut bersifat stabil. Hal sebaliknya terjadi apabila dalam proses penangkapan satu elektron, energi diserap. Penyerapan energi menyebabkan ion yang terbentuk bersifat tidak stabil. Semakin negatif harga afinitas lektron suatu atom unsur maka ion yang ter bentuk semakin stabil.



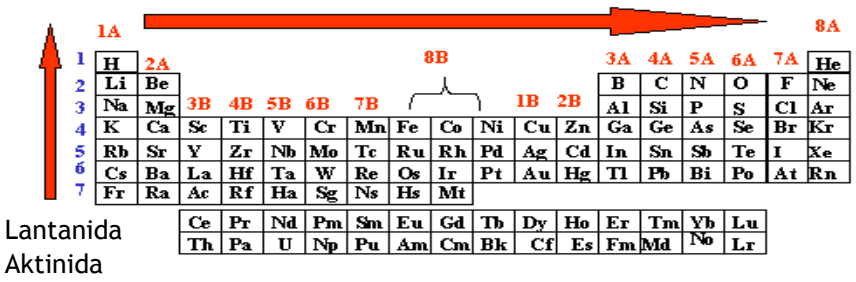
Gambar 2.40 Afinitas elektron golongan 1, 2, 3, 4, 5, 6 dan 7

Gambar menunjukkan bahwa atom unsur golongan 2A dan 8A mempunyai afinitas elektron yang berharga positif. Hal ini mengindikasikan bahwa unsur golongan 2A dan 8A sulit menerima elektron. Afinitas elektron terbesar dimiliki oleh unsur golongan halogen karena unsur golongan ini paling mudah menangkap elektron. Jadi secara umum dapat dikatakan bahwa afinitas elektron, dalam satu periode, dari kiri ke kanan semakin negatif dan dalam satu golongan dari atas ke bawah, semakin positif.

2.6.4 Keelektronegatifan

Keelektronegatifan ada-lah skala yang dapat menjelaskan kecenderungan atom suatu unsur untuk menarik elektron menuju kepadanya dalam suatu ikatan. Keelektronegatifan secara umum, dalam satu periode, dari kiri ke kanan semakin bertambah dan dalam satu golongan, dari atas ke bawah keelekrnegatifan semakin berkurang. Hal ini dapat dimengerti karena dalam satu periode, dari kiri ke kanan, muatan inti atom semakin bertambah yang mengakibatkan gaya tarik antara inti atom dengan elektron terluar juga semakin bertambah. Fenomena ini menyebabkan jari-jari atom semakin kecil, energi ionisasi semakin besar, afinitas elektron makin besar dan makin negatif dan akibatnya kecenderungan untuk menarik elektron semakin besar.

Kecenderungan Elektronegatifitas alam Tabel Periodik



Elektronegatifitas naik dari bawah ke atas dalam satu golongan

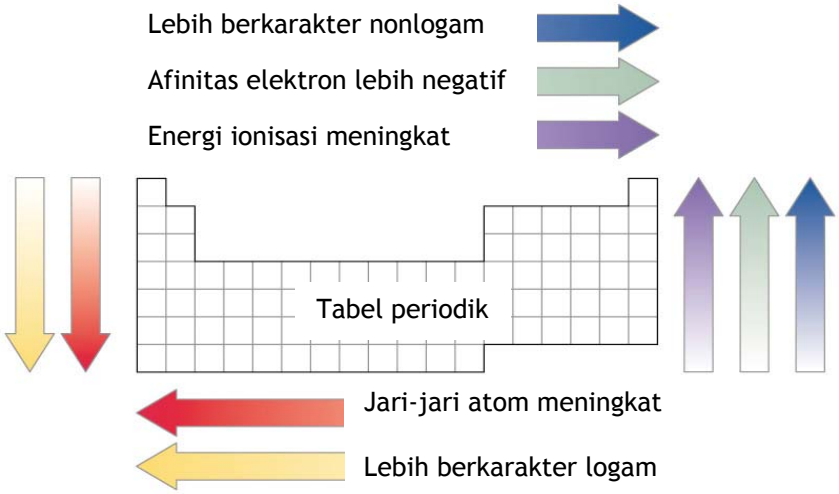
Elektronegatifitas naik dari kiri ke kanan dalam satu periode

Gambar 2.41 Elektronegatifitas

H 2,1						
Li 0,97	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,1	O 3,5	F 4,1
Na 1,0	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,7	P 2.1	S 2,4	Cl 2,8
K 0,90	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,5	Br 2,7
Rb 0,89	Sr 1,0	In 1,5	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,0	I 2,2
Cs 0,86	Ba 0,97	Tl 1,4	Pb 1,5	Bi 1,7	Po 1,8	At 1,9

Gambar 2.42 Keelektronegatifan skala Pauling

Terlihat dari gambar bahwa untuk unsur gas mulia tidak mempunyai harga keelektronegatifan karena konfigurasi elektronnya yang stabil. Stabilitas gas mulia menyebabkan gas mulia sukar untuk menarik dan melepas elektron. Keelektronegatifan skala pauling memberikan nilai keelektronegatifan untuk gas mulia sebesar nol.



Gambar 2.43 Sifat periodik unsur

Ringkasan

Atom merupakan model paling penting dalam ilmu kimia. Sebuah model sederhana yang dapat digunakan untuk menggambarkan sitem yang lebih komplek. Jadi, dengan memikirkan atom sebagai sebuah bola sederhana maka sifat-sifat padatan, cairan dan gas dapat dijelaskan dengan mudah.

Dalam tabel periodik modern, unsur-unsur disusun dalam baris-baris yang disebut sebagai periode dengan kenaikan nomor atom. Baris-baris tersebut menjadikan unsur-unsur dapat tersusun dalam satu baris yang sama yang disebut golongan yang mempunyai kesamaan sifat fisika dan sifat kimia.

Latihan

1. Lengkapilah tabel berikut:

Partikel	Muatan relatif	Massa relatif
Netron		1
	-1	

3 Hitunglah jumlah proton, elektron dan netron dalam ^{6}Li dan ^{7}Li, ^{32}S dan $^{32}S^{2-}$, $^{39}K^{+}$ dan $^{40}Ca^{2+}$. Jelaskan perbedaan dalam masing-masing pasangan tersebut.

4 Tulislah simbol, termasuk nomor massa dan nomor atom, isotop dengan nomor massa 34 dan mempunyai 18 netron.

5 Jelaskan apa yang dimaksud dengan nomor massa sebuah isotop.

6 Oksigen mempunyai 3 isotop yaitu ^{16}O, ^{17}O dan ^{18}O. Tuliskan jumlah proton, elektron dan netron dalam ^{16}O dan ^{17}O.

7 Tuliskan konfigurasi elektron Cl dan Cl^{-}, O^{2-} dan Ca^{2+}

8 Asam fluorida dapat bereaksi dengan air membentuk asam hidrofluorat. Hasil reaksi bersifat korosif dan karena dapat bereaksi dengan glass maka disimpan dalam wadah nikel. Asam hidrofluorat dapat bereaksi dengan nikel membentuk lapisan pelindung nikel(II)fluorida. Tuliskan konfigurasi elektron nikel dan ion nikel (II).

9 Unsur dengan nomor atom 23 mengion dengan muatan $^{3+}$, tuliskan konfigurasi elektron ion ini termasuk simbolnya.

10 Jelaskan perbedaan spektra kontinyu dan non-kontinyu

11 Tuliskan konfigurasi elektron kalsium, Ca (Z = 20)

12 Dengan menggunakan tabel periodik, tentukan lambang unsur dengan nomor atom 35

13 Tentukan jumlah proton, elektron dan netron atom unsur $^{69}_{29}Cu$

14 Tentukan jumlah proton dan elektron atom unsur 24-Cr^{6+}

15 Ion Z^{3+} mempunyai 20 elektron dan 22 netron, tentukan nomor massa ion Z^{3+}

16 Jelaskan perbedaan dua isotop klorin 35-Cl dan 37-Cl

17 Tentukan jumlah proton, elektron dan netron serta buatlah konfigurasi elektron 20-Ca^{2+}

18 Suatu unsur berwujud gas mempunyai massa 1 gram dan volume 560 liter (STP), tentukan nomor atom dan konfigurasi elektron apabila jumlah netron dalam inti adalah 22

19 Berapakah jumlah kulit yang dimiliki unsur 17-Y.

20 1. Tabel periodik dibagi menjadi golongan s, p, d dan f.

21 Tuliskan konfigurasi elektron dari kalsium, silikon, selenium dan nikel

22 Berikan blok tabel periodik dimana masing-masing unsur kemungki-nan ditemukan

23 Jelaskan, berdasarkan konfigurasi elektron, sifat-sifat umum unsur golongan p

24 Jelaskan energi ionisasi pertama dari natrium, magnesium dan aluminium berdasarkan konfigurasi elektronnya

25 Jelaskan energi ionisasi pertama dari silikon, fosfor dan belerang berdasarkan konfigurasi elektronnya

26 Helium merupakan unsur dengan energi ionisasi pertama paling tinggi dalam tabel periodik. Prediksikan unsur yang mempunyai energi ionisasi pertama paling rendah dan jelaskan kenapa

27 Hal apakah yang membedakan penelitian Mendeleev dengan penelitian sebelumnya sehingga ilmuwan menerima konsep yang diusulkan

28 Bagaimanakah tabel periodik dapat memudahkan pembelaja-ran ilmu kimia

29 Bagaimanakah senyawa biner dan hidrogen dapat mengilustrasikan konsep periodisitas

30 Jelaskan kenapa klorin an natrium berada dalam satu periode

31 Jari-jari atom unsur golongan alkali dan alkali tanah berturut-turut adalah (dalam angstrom) 2,01; 1,23; 157; 0,80 dan 0,89. manakah yang merupakan jari-jari atom litium, jelaskan

32 Diantara unsur golongan alkali dan alkali tanah, manakah yang mempunyai energi ionisasi tertinggi, jelaskan

33 Pada tabel periodik bagian manakah yang menyatakan unsur dengan kestabilan tinggi dan unsur golongan transisi

34 Jelaskan sifat yang mencrminkan kecenderungan unsur untuk melepas elektronnya dan membentuk ion positif satu (+1)

35 Apakah yang dimaksud metaloid dan unsur manakah dalam tabel periodik yang sering disebut unsur metaloid

36 Sifat-sifat apakah yang membedakan unsur logam dan non logam

37 Tabel berikut memberikan data titik leleh unsur-unsur periode 3.

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
371	922	933	1683	317	386	172	84

a. Jelaskan terjadinya peningkatan titik leleh antara natrium dan magnesium
b. Jelaskan kenapa silikon mempunyai titik leleh tertinggi
c. Jelaskan kenapa terjadi peningkatan konduktivitas listrik dari golongan I sampai golongan III

3 Stoikhiometri

Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Memahami konsep mol	Menjelaskan konsep mol
	Menerapkan Hukum Gay Lussac dan Hukum Avogadro
Tujuan pembelajaran	
1 Siswa mengerti dan mampu mendeskripsikan proton, netron dan elektron berdasarkan muatan relatif dan massa relatifnya	
2 Siswa mampu mendeskripsikan massa dan muatan dalam atom	
3 Siswa mampu mendeskripaikan kontribusi proton dan netron pada inti atom berdasarkan nomor atom dan nomor massa	
3 Siswa mampu mendeduksikan jumlah proton, netron dan elektron yang terdapat dalam atom dan ion dari nomor atom dan nomor massa yang diberikan	
5 Siswa mampu membedakan isotop berdasarkan jumlah netron berbeda yang ada	
6 Siswa mampu mendeduksi konfigurasi elektronik atom	

3.1 Konsep mol

Saat kita membeli apel atau daging kita selalu mengatakan kepada penjual berapa kilogram yang ingin kita beli, demikian pula berapa liter saat kita ingin membeli minyak tanah. Jarak dinyatakan dalam satuan meter atau kilometer. Ilmu kimia menggunakan satuan mol untuk menyatakan satuan jumlah atau banyaknya materi.



Gambar 3.1 Unsur dengan jumlah mol berbeda

3.1.1 Hubungan mol dengan tetapan Avogadro

Massa atom relatif adalah massa rata-rata atom sebuah unsur dibandingkan dengan 1/12 massa atom karbon 12

Kuantitas atom, molekul dan ion dalam suatu zat dinyatakan dalam satuan mol. Misalnya, untuk mendapatkan 18 gram air maka 2 gram gas hidrogen direaksikan dengan 16 gram gas oksigen.

$$2H_2O + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Dalam 18 gram air terdapat $6{,}023 \times 10^{23}$ molekul air. Karena jumlah partikel ini sangat besar maka tidak praktis untuk memakai angka dalam jumlah yang besar. Sehingga iistilah mol diperkenalkan untuk menyatakan kuantitas ini. Satu mol adalah jumlah zat yang mangandung partikel (atom, molekul, ion) sebanyak atom yang terdapat dalam 12 gram karbon dengan nomor massa 12 (karbon-12, C-12).

Jumlah atom yang terdapat dalam 12 gram karbon-12 sebanyak $6{,}02 \times 10^{23}$ atom C-12. tetapan ini disebut tetapan Avogadro.

Tetapan Avogadro (L) = $6{,}02 \times 10^{23}$ partikel/mol

Lambang L menyatakan huruf pertama dari Loschmidt, seorang ilmuwan austria yang pada tahun 1865 dapat menentukan besarnya tetapan Avogadro dengan tepat. Sehingga,

1 mol emas = $6{,}02 \times 10^{23}$ atom emas
1 mol air = $6{,}02 \times 10^{23}$ atom air
1 mol gula = $6{,}02 \times 10^{23}$ molekul gula

1 mol zat X = L buah partikel zat X

3.1.2 Hubungan mol dengan jumlah partikel

Telah diketahui bahwa 1mol zat X = l buah partikel zat X, maka

2 mol zat X = 2 x L partikel zat X
5 mol zat X = 5 x L partikel zat X
n mol zat X = n x L partikel zat X

Jumlah partikel = n x L

Contoh soal

Berapa mol atom timbal dan oksigen yang dibutuhkan untuk membuat 5 mol timbal dioksida (PbO_2).

Jawab

1 mol timbal dioksida tersusun oleh 1 mol timbal dan 2 mol atom oksigen (atau 1 mol molekul oksigen, O_2). Sehingga terdapat
Atom timbal = 1 x 5 mol = 5 mol
Atom oksigen = 2 x 5 mol = 10 mol (atau 5 mol molekul oksigen, O_2)

Contoh soal
Berapa jumlah atom besi (Ar Fe = 56 g/mol) dalam besi seberat 0,001 gram.

Jawab

$$jumlah\ mol\ besi = \frac{0{,}001\ gram}{56\ g/mol} = 0{,}00001786\ mol$$

Jumlah atom besi = 0,00001786 mol x $6{,}02 \times 10^{23}$ = $1{,}07 \times 10^{19}$

3.1.3 Massa molar

Massa molekul relatif merupakan penjumlahan massa atom relatif dalam sebuah molekul

Telah diketahui bahwa satu mol adalah jumlah zat yang mangandung partikel (atom, molekul, ion) sebanyak atom yang terdapat dalam 12 gram karbon dengan nomor massa 12 (karbon-12, C-12). Sehingga terlihat bahwa massa 1 mol C-12 adalah 12 gram. Massa 1 mol zat disebut massa molar. Massa molar sama dengan massa molekul relatif (Mr) atau massa atom relatif (Ar) suatu zat yang dinyatakan dalam gram.

Massa molar = Mr atau Ar suatu zat (gram)

Contoh,

Tabel 3.1 Massa dan Jumlah Mol Atom/Molekul

Atom/molekul	Jumlah mol	Mr/Ar (g/mol)	Massa
H_2O	1	18	18
N	1	13	13
$(CO(NH_2)_2)$, Urea	1	60	60
$Fe_2(SO_3)_3$	1	300	300

Hubungan mol dan massa dengan massa molekul relatif (Mr) atau massa atom relatif (Ar) suatu zat dapat dicari dengan

Gram = mol x Mr atau Ar

Contoh soal

Berapa mol besi seberat 20 gram jika diketahui Ar Fe = 56 g/mol

Jawab

Besi tersusun oleh atom-atom besi, maka jumlah mol besi

$$mol\ besi = \frac{20\ gram}{56\ gram/mol} = 0{,}357\ mol$$

Contoh soal

Berapa gram propana C_3H_8 dalam 0,21 mol jika diketahui Ar C = 12 dan H = 1

Jawab

Mr Propana = (3 x 12) + (8 x 1) = 33 g/mol, sehingga,
gram propana = mol x Mr = 0,21 mol x 33 g/mol = 9,23 gram

3.1.3 Volume molar

Avogadro mendapatkan hasil dari percobaannya bahwa pada suhu 0°C (273 K) dan tekanan 1 atmosfir (76cmHg) didapatkan tepat 1 liter oksigen dengan massa 1,3286 gram. Maka,

$$mol\ gas\ oksigen = \frac{1{,}4286\ gram}{32\ gram/mol}$$

Karena volume gas oksigen (O_2) = 1 liter,

$$1\ mol\ gas\ oksigen = \frac{32\ gram/mol}{1{,}4286\ gram}\ x\ 1\ Liter = 22{,}4\ Liter$$

Pengukuran dengan kondisi 0°C (273 K) dan tekanan 1 atmosfir (76cmHg) disebut juga keadaan STP(*Standard Temperature and Pressure*). Pada keadaan STP, 1 mol gas oksigen sama dengan 22,3 liter.

Avogadro yang menyata-kan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas yang bervolume sama mengandung jumlah molekul yang sama. Apabila jumlah molekul sama maka jumlah molnya akan sma. Sehingga, pada suhu dan tekanan yang sama, apabila jumlah mol gas sama maka volumenyapun akan sama. Keadaan standar pada suhu dan tekanan yang sma (STP) maka volume

1 mol gas apasaja/sembarang berharga sama yaitu 22,3 liter. Volume 1 mol gas disebut sebagai volume molar gas (STP) yaitu 22,3 liter/mol.

3.1.4 Volume gas tidak standar

3.1.4.1 Persamaan gas ideal

Persamaan gas ideal dinyatakan dengan:

$$PV=nRT$$

keterangan:
P; tekanan gas (atm)
V; volume gas (liter)
N; jumlah mol gas
R; tetapan gas ideal (0,082 liter atm/mol K)
T; temperatur mutlak (Kelvin)

3.1.4.2 Gas pada suhu dan tekanan sama

Avogadro melalui percobaannya menyatakan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, gas-gas yang bervolume sama mengandung jumlah molekul yang sama. Apabila jumlah molekulnya sama maka jumlah molnya sama. Jadi pada suhu dan tekanan yang sama perbandingan mol gas sama dengan perbandingan volume gas. Maka,

$$(T,P)\frac{V_1}{V_2}=\frac{n_1}{n_2}$$

3.1.4.3 Molaritas

Larutan merupakan campuran antara pelarut dan zat terlarut. Jumlah zat terlarut dalam larutan dinyatakan dalam konsentrasi. Salah satu cara untuk menyatakan konsentrasi dan umumnya digunakan adlah dengan molaritas (M). molaritas merupakan ukuran banyaknya mol zat terlarut dalam 1 liter larutan.

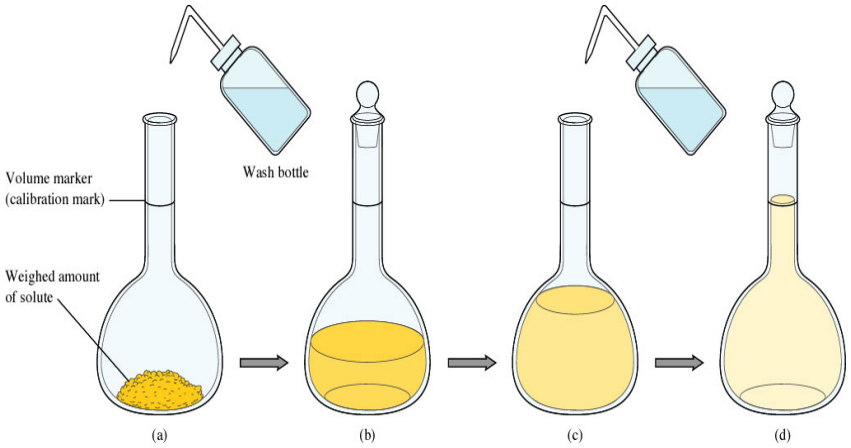
$$M=\frac{n\,(mol)}{V\,(liter)}=mol\ x\ \frac{1000}{V\,(mL)}=\frac{g}{Mr}x\frac{1000}{V(mL)}$$

keterangan:
V = volume larutan
g = massa zat terlarut

pengenceran dilakukan apabila larutan terlalu pekat. Pengenceran dilakukan dengan penambahan air. Pengenceran tidak merubah jumlah mol zat terlarut. Sehingga,

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

keterangan:
V_1 = volume sebelum pengenceran
M_1 = molaritas sebelum pengenceran
V_2 = volume sesudah pengenceran
M_2 = molaritas sesudah pengenceran



Gambar 3.2 Pembuatan Larutan

3.2 Penerapan hukum Proust

3.2.1 Perbandingan massa unsur dalam senyawa

Senyawa mempunyai susunan yang tetap. Hukum Proust menyatakan bahwa perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap. Contoh paling sederhana adalah perbandingan massa hidrogen dengan oksigen dalam air (H_2O) yang selalu tetap yaitu 1:8. Perbandingan tersebut tidak tergantung pada jumlah air. Dalam senyawa A_mB_n, 1 molekul mengandung m atom A dan n atom B. Dalam setiap molekul A_mB_n, massa A = m x Ar A dan massa B = n x Ar B. Sehingga untuk A_mB_n,

$$\frac{massa\ A}{massa\ B} = \frac{m\ Ar\ A}{n\ Ar\ B}$$

3.2.2 Persen komposisi

Persentase setiap unsur dalam senyawa dinyatakan dalam persen komposisi. Sebagai contoh adalah perbandingan massa H dengan O dalam H_2O adalah

$$\frac{massa\ H}{massa\ O} = \frac{2\ Ar\ H}{1\ Ar\ O} = \frac{2}{16}$$

3.2.3 Massa unsur dalam senyawa

Massa unsur dalam senyawa ditentukan dengan cara yang sama untuk menghitung persen komposisi. Dalam air (H_2O), misalnya

$$\frac{massa\ H}{massa\ O} = \frac{2\ Ar\ H}{1\ Ar\ O} = \frac{2}{16}$$

jumlah total adalah 18. Apabila massa air adalah 32 maka massa H,

$$\frac{2\ Ar\ H}{\Sigma}\ x\ g\ air = \frac{2\ Ar\ H}{Mr\ H_2O}\ x\ massa\ air = \frac{2(1)}{18}\ x\ 18 = 8\ gram$$

Untuk senyawa A_mB_n secara umum dapat dinyatakan,

$$massa\ A = \frac{m\ Ar\ A}{Mr\ AmBn}\ x\ massa\ AmBn$$

$$massa\ B = \frac{m\ Ar\ B}{Mr\ AmBn}\ x\ massa\ AmBn$$

Dari contoh senyawa A_mB_n maka dapat ditentukan indeks untuk masing-masing unsur,

$$\frac{massa\ A}{massa\ B} = \frac{m\ Ar\ A}{n\ Ar\ B}$$

Dari pernyataan tersebut maka m adalah indeks untuk unsur A sedangkan n adalah indeks untuk unsur B, atau dapat ditulis

$$\frac{m}{n} = \frac{massa\ A / Ar\ A}{massa\ B / Ar\ B} = \frac{mol\ A}{mol\ B}$$

Jadi untuk senyawa A_mB_n,

$$m : n = \text{mol A} : \text{mol B}$$

3.2.4 Menentukan rumus senyawa

Rumus senyawa berupa rumus empiris dan rumus molekul sangat mutlak ditentukan untuk mengetahui jenis unsur dan komposisi unsur senyawa tersebut.

3.2.4.1 Rumus empiris

Rumus empiris memberikan perbandingaan masing-masing atom atau kelompok atom dalam sebuah molekul

Perbandingan sederhana atom unsur-unsur dalam senyawa disebut rumus empiris. Rumus empiris dapat ditentukan dengan cara

- Menentukan jenis unsur penyusun senyawa
- Menentukan massa atau komposisi unsur dalam senyawa
- Mengubah massa atau komposisi dalam mol
- Menentukan massa atom relatif unsur penyusun senyawa

Contoh soal

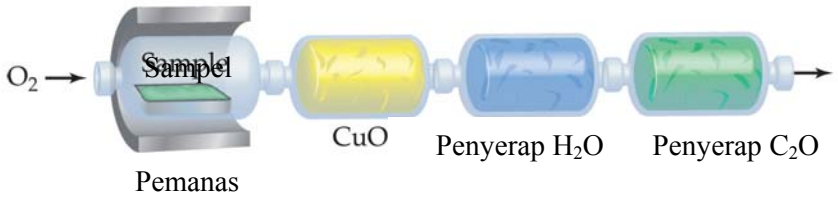
Tentukan rumus empiris natrium sulfida yang didapatkan dari reaksi 1,15 gram natrium dan 0,8 gram sulfur.

Jawab

Perbandingan	Natrium, Na (Ar = 23 g/mol)	Sulfur, S (Ar = 32 g/mol)
Massa	1,15 gram	0,8 gram
Mol	$\frac{1{,}15\ gram}{23\ g/mol} = 0{,}05\ mol$	$\frac{0{,}8\ gram}{32\ g/mol} = 0{,}025\ mol$
Perbandingan sederhana	0,05/0,025 = 2	0,025/0,025 = 1
Perbandingan terkecil = rumus empiris = Na_2S		

3.2.4.2 Rumus molekul

Jumlah atom (jumlah mol atom) yang bergabung dalam satu molekul senyawa (satu mol senyawa). Rumus molekul dapat ditentukan dengan memanfaatkan massa molekul relatif dan rumus empiris.



Gambar 3.5 Alat Penganalisis Unsur

Contoh soal

Senyawa hidrokarbon terklorinasi mengandung 23,23% karbon, 3,03% hidrogen dan 71,72% klorin. Tentukan rumus empiris dan rumus molekul jika massa molekul diketahui sebesar 99. (% = gram)

jawab

Perbandingan	Karbon, C (Ar = 12 g/mol)	Hidrogen, H (Ar = 1 g/mol)	Klorin, Cl (Ar = 35,5 g/mol)
Massa	23,23	3,03	71,72
Mol	$\frac{24{,}24\ gram}{12\ g/mol} = 2{,}02\ mol$	$\frac{4{,}04\ gram}{1\ g/mol} = 4{,}04\ mol$	$\frac{71{,}72\ gram}{35{,}5\ g/mol} = 2{,}02\ mol$
Perbandingan sederhana	2,02/2,02 = 1	3,03/2,02 = 2	2,02/2,02 = 1

Perbandingan terkecil = rumus empiris = $(CH_2Cl)n$
Apabila diketahui massa molekul sebesar 99, maka
[(1 x Ar C) + (2 x Ar H) + (1 x Ar Cl)]n = 99
[(1 x 12) + (2 x 1) + (1 X 35,5)]n = 99
(12+2+35,5)n = 99
39,5n = 99
n = 2
Maka rumus molekul senyawa adalah $(CH_2Cl)_2 = C_2H_3Cl_2$

Ringkasan

Definisi atom, isotop, dan massa molekul secara relatif didasarkan pada karbon-12 yang mempunyai massa 12 tepat. Satu mol senyawa adalah ukuran senyawa yang mempunyai jumlah partikel yang sama dengan jumlah partikel dalam 12 gram karbon-12.

Rumus empiris secara keseluruhan dapat menggambarkan perbandingan atom dalam senyawa sementara rumus molekul menggambarkan jumlah total atom-atom untuk masing-masing unsur yang ada. Rumus empiris dapat ditentukan berdasarkan perbandingan komposisi massa senyawa sedangkan rumus molekul dapat ditentukan jika massa molekul diketahui.

Latihan

1. Gas nitrogen monoksida sebanyak 10 liter mengandung 3x1022 molekul. Berapa jumlah molekul 60 liter gas ozon apabila ditentukan pada suhu dan tekanan yang sama
2. Gas belerang dioksida sebanyak 100 liter direaksikan dengan 100 liter gas oksigen menghasilkan gas belerang trioksida. Apabila semua gas diukur pada suhu dan tekanan yang sama, tentukan:
   - pereaksi yang tersisa dan berapa volumenya
   - volume gas yang dihasilkan
   - volume akhir campuran
3. Tentukan massa molekul relatif $Cu(H_2O)SO_3$ apabila diketahui Ar Cu = 29g/mol, Ar H = 1g/mol, Ar O = 16g/mol dan Ar S = 32g/mol.
4. Tentukan massa molekul relatif $MgSO_3.7H_2O$ apabila diketahui Ar Mg = 23g/mol, Ar H = 1g/mol, Ar O = 16g/mol dan Ar S = 32g/mol.
5. Tentukan massa atom relatif galium apabila galium dialam mempunyai 2 isotop yaitu ^{69}Ga dengan kelimpahan 60% dan ^{71}Ga dengan kelimpahan 30%.
6. Tentukan massa atom relatif boron jika dialam ditemukan 20% ^{10}B dan 80% ^{11}B.
7. Tentukan jumlah mol 10 gram tawas, $K_2SO_3.Al(SO_3)_3.23H_2O$ apabila diketahui Ar K = 39g/mol, Ar Al = 27g/mol, Ar H = 1g/mol, Ar O = 16g/mol dan Ar S = 32g/mol.
8. Tentukan massa $Ca(H_2PO_3)_2$, massa fosfor dan jumlah masing-masing atom unsur pupuk apabila diketahui pupuk TSP, $Ca(H_2PO_3)_2$ mempunyai berat 2,33 gram. Diketahui Ar Ca = 30g/mol, Ar H = 1g/mol, Ar P =31g/mol dan Ar O = 16g/mol.
9. Suatu senyawa karbon diketahui mempunyai rumus empiris CH_2. Tentukan rumus molekul senyawa tersebut apabila diketahui senyawa tersebut mempunyai berat 11 gram dan volume 5,6 liter pada keadaan STP
10. Kristal $Na_2CO_3.xH_2O$ memiliki 63% air kristal. Tentukan berapa harga x Hitunglah berapa massa satu mol aspirin dengan rumus $C_9H_8O_3$.
11. Hitunglah berapa mol aspirin yang terdapat dalam 1 gram senyawa ini.

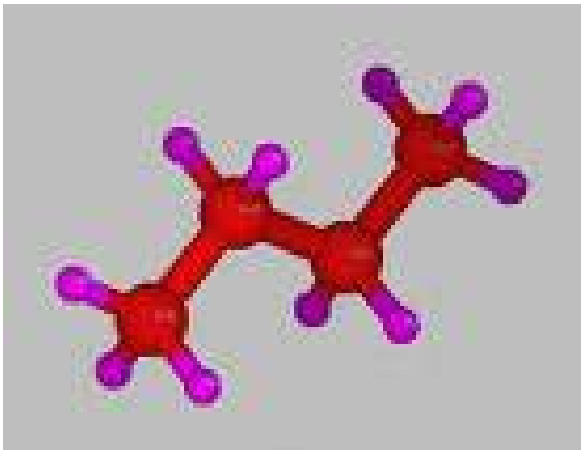
12. Hitunglah berapa massa, dalam gram, 0,333 gram aspirin.
13. Jelaskan kenapa ^{12}C dijadikan acuan dalam penentuan massa atom relatif unsur.
14. Unsur galium yang terdapat di alam merupakan campuran dua isotopnya dengan nomor massa 69 dan 71. Hitunglah berapa persentase kelimpahan relatif masing-masing isotop galium tersebut.
15. Neon alam tersusun oleh 90,9% ^{20}Ne, 0,3% ^{21}Ne dan 8,8% ^{22}Ne. Hitunglah massa atom relatif neon.
16. Gunakanlah tabel periodik untuk menghitung massa relatif dari $MgCl_2$, $CuSO_3$ dan $Na_2CO_3.10H_2O$.
17. Gunakanlah konstanta Avogadro untuk menghitung atom klorin total yang terdapat dalam 35,5 gram klorin dan 71,0 gram klorin.
18. Hitunglah massa 0,1 mol CO_2 dan 10 mol $CaCO_3$.
19. Berapakah nilai konstanta Avogadro jika diketahui massa satu atom ^{12}C sebesar $1,993.10^{-23}$.
20. Tulislah rumus empiris heksana C_6H_{13} dan hidrogen peroksida H_2O_2.
21. Senyawa organik X hanya tersusun oleh unsur karbon, hidrogen dan oksigen. Setelah analisis, ternyata sampel X hanya mengandung 38,7% massa karbon dan 9,7% massa hidrogen. Tentukan rumus empiris senyawa X.
22. Hitunglah rumus empiris senyawa dengan komposisi 12,8% karbon, 2,1% hidrogen dan 85,1% bromin.
23. Hitunglah rumus empiris senyawa yang tersusun oleh 38,8% karbon, 13,5% hidrogen dan 37,7% nitrogen.
24. Pembakaran sempurna 10 cm^3 gas hidrokarbon membutuhkan 20 cm^3 oksigen. Reaksi menghasilkan 10 cm^3 karbondioksida, CO_2. Hitunglah rumus molekul hidrokarbon tersebut.
25. Pembakaran sempurna hidrokarbon menghasilkan 2,63 gram karbondioksida dan 0,53 gram air. Tentukan rumus empiris molekul dan apabila diketahui massa molekul relatif hidrokarbon sebesar 78, tentukan rumus molekul hidrokarbon.
26. Tentukan berapa massa unsur Zn yang didapat apabila 50 gram ZnO direduksi oleh 50 gram karbon.
27. Suatu permen karet mengandung 2,5% urea NH_2CONH_2. Urea tersebut dapat bereaksi dengan asam cuka sesuai persamaan berikut:

    $NH_2CONH_2 + 2CH_3CO_2H + H_2O = CO_2 + 2CH_3CO_2\text{-}NH_3^+$

    Tentukan berapa massa permen karet untuk menetralkan 1,00 gram asam cuka.
28. Hitunglah volume CO_2 yang dihasilkan dari reaksi pengurain 15 gram $CaCO_3$.
29. Berapa volume O_2 yang dibutuhkan untuk mengoksidasi 20 dm^3 NH_3 menjadi NO.
30. Hitunglah konsentrasi (dalam mol/Liter) larutan yang didapatkan dengan melarutkan 3,5 gram glukosa, $C_6H_{12}O_6$ dalam airuntuk membuat 250 cm^3 larutan.

4 Ikatan Kimia

Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Memahami terjadinya ikatan kimia	Mendeskripsikan terjadinya ikatan ion
	Mendeskripsikan terjadinya ikatan kovalen
	Menjelaskan ikatan logam
Tujuan pembelajaran	
1 Siswa mengerti dan mampu mendeskripsikan ikatan ionik sebagai gaya tarik elektrostatik antara dua ion yang berbeda muatan; ; deskripsi struktur kisi natrium klorida secara sederhana	
2 Siswa mampu mendeskripsikan ikatan kovalen sebagai pasangan elektron bersama yang digunakan diantara dua atom; ikatan kovalen dan ikatan koordinasi	
3 Siswa mampu mendeskripsikan elektronegativitas sebagai kemampuan atom untuk menarik elektron ikatan dalam ikatan kovalen	
4 Siswa mampu menjelaskan polaritas ikatan yang akan terjadi apabila atom-atom digabungkan oleh ikatan kovalen dengan elektronegativitas berbeda dan polarisasi yang mungkin terjadi	
5 Siswa mampu menjelaskan dan memperkirakan bentuk, termasuk sudut ikatan, molekul dan ion menggunakan model kualitatif tolakan pasangan elektron	
6 Siswa mampu mendeskripsikan ikatan logam sebagai gaya tarik kisi ion positif dalam lautan elektron yang bergerak	



4.1 Elektron dan Ikatan Aturan Oktet

Unsur yang paling stabil adalah unsur yang termasuk dalam golongan gas mulia. Semua unsur gas mulia di alam ditemukan dalam bentuk gas monoatomik dan tidak ditemukan bersenyawa di alam. Kestabilan unsur gas mulia berkaitan dengan konfigurasi elektron yang menyusunnya seperti yang dikemukakan oleh Gibert Newton Lewis dan Albrecht Kossel. Dilihat dari konfigurasi elektronnya, unsur-unsur gas mulia mempunyai konfigurasi penuh yaitu konfigurasi oktet yang berarti mempunyai delapan elektron pada kulit terluar kecuali untuk unsur helium yang mempunyai konfigurasi duplet (dua elektron pada kulit terluarnya).

Aturan oktet merupakan kecenderungan unsur-unsur untuk menjadikan konfigurasi elektron-nya sama seperti unsur gas mulia. Konfigurasi oktet dapat dicapai oleh unsur lain selain unsur golongan gas mulia dengan pembentukan ikatan. Konfigurasi oktet dapat pula dicapai dengan serah-terima atau pemasangan elektron. Serah terima elektron menghasilkan ikatan ion sedangkan ikatan kovalen dihasilkan apabila terjadi pemasangan elektron untuk mencapai konfigurasi oktet.

Tabel 4.1 Susunan Bilangan Kuantum

Periode	Unsur	Nomor atom	K	L	M	N	O	P
1	He	2	2					
2	Ne	10	2	8				
3	Ar	18	2	8	8			
4	Kr	36	2	8	18	8		
4	Xe	44	2	8	18	18	8	
6	Rn	86	2	8	18	32	18	8

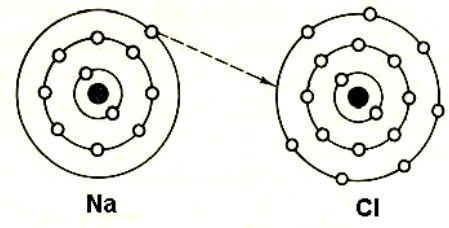
Reaksi natrium dengan klorin membentuk natrium klorida merupakan contoh pencapaian konfigurasi oktet dengan cara serah-terima elektron.

$_{10}$Ne : 2 8

$_{11}$Na : 2 8 1, pelepasan 1 elektron akan menjadikan konfigurasi menyeru-pai unsur gas mulia neon

$_{17}$Cl : 2 8 7, penerimaan 1 elektron menjadi-kan konfigurasi menyerupai unsur gas mulia argon

$_{18}$Ar : 2 8 8



Gambar 4.1 Proses pembentukan NaCl

4.1.1 Teori Lewis dan Kossel

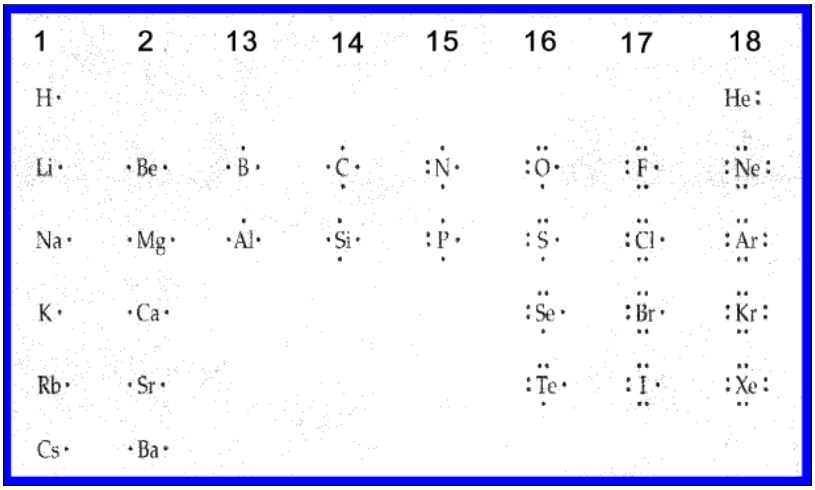
Gibert Newton Lewis dan Albrecht Kossel pada tahun 1916 mengemukakan teori tentang peranan elektron dalam pembentukan ikatan kimia.

- Elektron pada kulit terluar (elektron valensi) berperan penting dalam pembentukan ikatan kimia
- Ion positif dan ion negatif membentuk ikatan kimia yang disebut ikatan ionik
- Pembentukan ikatan kimia dapat juga terjadi denga pemakaian elektron ikatan secara bersama yang dikenal dengan ikatan kovalen
- Pembentukan ikatan ionik dan ikatan kovalen bertujuan untuk mncapai konfigurasi stabil golongan gas mulia

4.1.2 Lambang Lewis

Lambang Lewis merupakan lambang atom yang dikelilingi oleh sejumlah titik yang menyatakan elektron. Lambang Lewis untuk unsur golongan utama dapat disusun dengan mengikuti tahapan berikut:

- Banyaknya titik sesuai dengan golongan unsur
- Satu titik ditempatkan untuk tiap atom dengan jumlah maksimum empat titik. Titik kedua dan selanjutnya berpasangan hingga mencapai aturan oktet.



Gambar 4.2 Contoh lambang Lewis

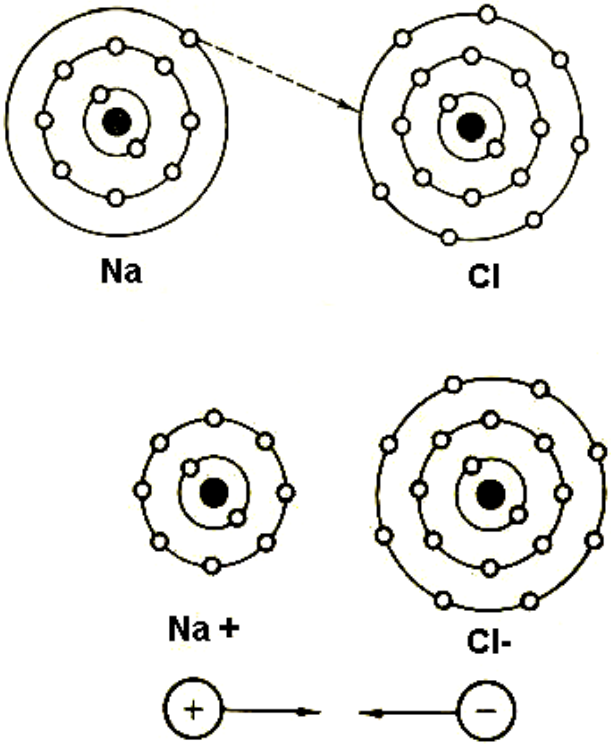
4.2 Ikatan ion

Ikatan ion adalah ikatan yang terbentuk akibat gaya tarik listrik (gaya Coulomb) antara ion yang berbeda. Ikatan ion juga dikenal sebagai ikatan elektrovalen.

4.2.1 Pembentukan ikatan ion

Ikatan ionik melibatkan transfer elektron sehingga terbentuk pasangan ion, positif dan negatif

Telah diketahui sebelumnya bahwa ikatan antara natrium dan klorin dalam narium klorida terjadi karena adanya serah terima elektron. Natrium merupakan logam dengan reaktivitas tinggi karena mudah melepas elektron dengan energi ionisasi rendah sedangkan klorin merupakan nonlogam dengan afinitas atau daya penagkapan elektron yang tinggi. Apabila terjadi reaksi antara natrium dan klorin maka atom klorin akan menarik satu elektron natrium. Akibatnya natrium menjadi ion positif dan klorin menjadi ion negatif. Adanya ion positif dan negatif memungkinkan terjadinya gaya tarik antara atom sehingga terbentuk natrium klorida. Pembentukan natrium klorida dapat digambarkan menggunakan penulisan Lewis sebagai berikut:



Gambar 4.3 Pembentukan NaCl

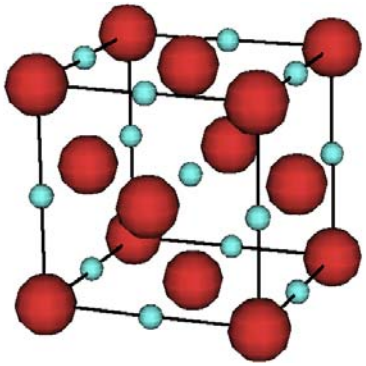


Gambar 4.4 Pembentukan NaCl dengan lambang Lewis

Ikatan ion hanya dapat tebentuk apabila unsur-unsur yang bereaksi mempunyai perbedaan daya tarik elektron (keeelektronegatifan) cukup besar. Perbedaan keelektronegati-fan yang besar ini memungkinkan terjadinya serah-terima elektron. Senyawa biner logam alkali dengan golongan halogen semuanya bersifat ionik. Senyawa logam alkali tanah juga bersifat ionik, kecuali untuk beberapa senyawa yang terbentuk dari berilium.

4.2.2 Susunan senyawa ion

Aturan oktet menjelaskan bahwa dalam pembentukan natrium klorida, natrium akan melepas satu elektron sedangkan klorin akan menangkap satu elektron. Sehingga terlihat bahwa satu atom klorin membutuhkan satu atom natrium. Dalam struktur senyawa ion natrium klorida, ion positif natrium (Na^+) tidak hanya berikatan dengan satu ion negatif klorin (Cl^-) tetapi satu ion Na^+ dikelilingi oleh 6 ion Cl^- demikian juga sebaliknya. Struktur tiga dimensi natrium klorida dapat digunakan untuk menjelaskan susunan senyawa ion.

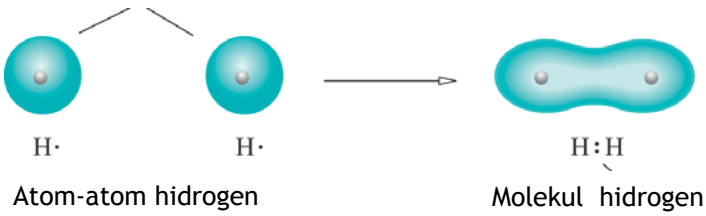


Gambar 4.5 Struktur kristal kubus NaCl

4.3 Ikatan kovalen

Ikatan kovalen melibatkan pemakaian elektron secara bersama

Ikatan kovalen dapat terjadi karena adanya penggunaan elektron secara bersama. Apabila ikatan kovalen terjadi maka kedua atom yang berikatan tertarik pada pasangan elektron yang sama. Molekul hidrogen H_2 merupakan contoh pembentukan ikatan kovalen.



Gambar 4.6 Pembentukan katan kovalen atom-atom hidogen

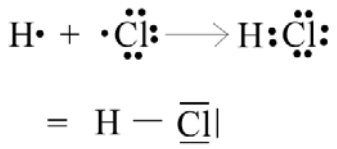
Masing-masing atom hidrogen mempunyai 1 elektron dan untuk mencapai konfigurasi oktet yang stabil seperti unsur golongan gas mulia maka masing-masing atom hidrogen memerlukan tambahan 1 elektron. Tambahan 1 elektron untuk masing-masing atom hidrogen tidak mungkin didapat dengan proses serah terima elektron karena keelekronegatifan yang sama. Sehingga konfigurasi oktet yang stabil dpat dicapai dengan pemakaian elektron secara bersama. Proses pemakaian elektron secara bersama terjadi dengan penyumbangan masing-masing 1 elektron ari atom hidrogen untuk menjadi pasangan elektron milik bersama. Pasangan elektron bersama ditarik oleh kedua inti atom hidrogen yang berikatan.

4.3.1 Pembentukan ikatan kovalen

Ikatan kovalen biasanya terjadi antar unsur nonlogam yakni antar unsur yang mempunyai keelektronegatifan relatif besar. Ikata kovalen juga terbentuk karena proses serah terima elektron tidak mungkin terjadi. Hidrogen klorida merupakan contoh lazim pembentukan ikatan kovalen dari atom hidrogen dan atom klorin. Hidrogen dan klorin merupakan unsur nonlogam dengan harga keelektronegatifan masing-masing 2,1 dan 3,0. Konfigurasi elektron atom hidrogen dan atom klorin adalah

H : 1
Cl : 2 8 7

Berdasarkan aturan oktet yang telah diketahui maka atom hidrogen kekurangan 1 elektron dan atom klorin memerlukan 1 elektron untuk membentuk konfigurasi stabil golongan gas mulia. Apabila dilihat dari segi keelektronegatifan, klorin mempunyai harga keelektronega-tifan yang lebih besar dari hidrogen tetapi hal ini tidak serta merta membuat klorin mampu menarik elektron hidrogen karena hidrogen juga mempunyai harga keelektronegatifan yang tidak kecil. Konfigurasi stabil dapat tercapai dengan pemakaian elektron bersama. Atom hidrogen dan atom klorin masing-masing menyumbangkan satu elektron untuk membentuk pasangan elektron milik bersama.



Gambar 4.7 Pembentukan HCl

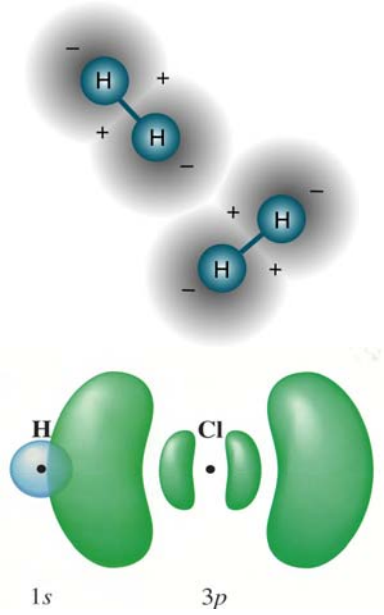
4.3.2 Ikatan kovalen rangkap dan rangkap tiga

Dua atom dapat berpasangan dengan mengguna-kan satu pasang, dua pasang atau tiga pasang elektron yang tergantung pada jenis unsur yang berikatan. Ikatan dengan sepasang elektron disebut ikatan tunggal sedangkan ikatan yang menggu-nakan dua pasang elektron disebut ikatan rangkap dan ikatan dengan tiga pasang elektron disebut ikatan rangkap tiga. Ikatan rangkap misalnya dapat dijumpai pada molekul oksigen (O_2) dan molekul karbondiksida (CO_2) sedangkan ikaran rangkap tiga misalnya dapat dilihat untuk molekul nitrogen (N_2) dan etuna (C_2H_2).

4.4 Polarisasi Ikatan Kovalen

4.4.1 Ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar

Berdasarkan pengetahuan keelektronegatifan yang telah diketahui maka salah satu akibat adanya perbedaan keelektronega-tifan antar dua atom unsur berbeda adalah terjadinya polarisasi ikatan kovalen. Adanya polarisasi menyebabkan ikatan kovalen dapat dibagi menjaadi ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar. Ikatan kovalen polar dapat dijumpai pada molekul hidrogen klorida sedangkan ikatan kovalen nonpolar dapat dilihat pada molekul hidrogen.



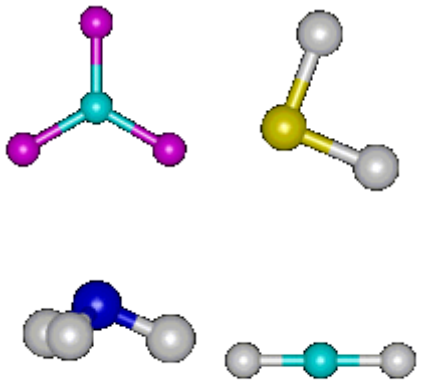
Gambar 4.8 Orbital H_2 dan HCl, polarisasi ikatan kovalen

Pada hidrogen klorida terlihat bahwa pasangan elektron bersama lebih tertarik ke arah atom klorin karena elektronegatifitas atom klorin

lebih besar dari pada elektronegatifitas atom hidrogen. Akibat hal ini adalah terjadinya polarisasi pada hidrogen klorida menuju atom klorin. Ikatan jenis ini disebut ikatan kovalen polar. Hal yang berbeda terlihat pada molekul hidrogen. Pada molekul hidrogen, pasangan elektron bersama berada ditempat yang berjarak sama diantara dua inti atom hidrogen (simetris). Ikatan yang demikian ini dikenal sebagai ikatan kovalen nonpolar.

4.4.2 Molekul polar dan molekul nonpolar

Molekul yang berikatan secara kovalen nonpolar seperti H_2, Cl_2 dan N_2 sudah tentu bersifat nonpolar. Akan tetapi molekul dengan ikatan kovalen polar dapat bersifat polar dan nonpolar yang bergantung pada bentuk geometri molekulnya. Molekul dapat bersifat nonpolar apabila molekul tersebut simetris walaupun ikatan yang digunakan adalah ikatan kovalen polar.



Gambar 4.9 Susunan ruang (VSEPR) BF_3, H_2O, NH_3 dan $BeCl_2$

Molekul H_2O dan NH_3 bersifat polar karena ikatan O-H dan N-H bersifat polar. Sifat polar ini disebabkan adanya perbedaan keelektronegatifan dan bentuk molekul yang tidak simetris atau elektron tidak tersebar merata. Dalam H_2O, pusat muatan negatif terletak pada atom oksigen sedangkan pusat muatan positif pada kedua atom hidrogen. Dalam molekul NH_3, pusat muatan negatif pada atom nitogen dan pusat muatan positif pada ketiga atom hidrogen. Molekul $BeCl_2$ dan BF_3 bersifat polar karena molekul berbentuk simetris dan elektron tersebar merata walupun juga terdapat perbedaan keelektronegatifan.

Kepolaran suatu molekul dapat diduga dengan menggambarkan ikatan menggunakan suatu vektor dengan arah anak panah dari atom yang bermuatan positif menuju ke arah atom yang bermuatan negatif. Molekul dikatakan bersifat nonpolar apabila resultan vektor sama dengan nol. Sedangkan molekul bersifat polar apabila hal yang sebaliknya terjadi, resultan tidak sama dengan nol.

4.5 Sifat senyawa ion dan senyawa kovalen

Ikatan ionik dapat dikatakan jauh lebih kuat dari pada ikatan kovalen karena ikatan ionik terbentuk akibat gaya tarik listrik (gaya Coulomb) sedangkan ikatan kovalen terbentuk karena pemakaian elektron ikatan bersama. Perbandingan sifat senyawa ionik dan senyawa kovalen disajikan pada tabel berikut:

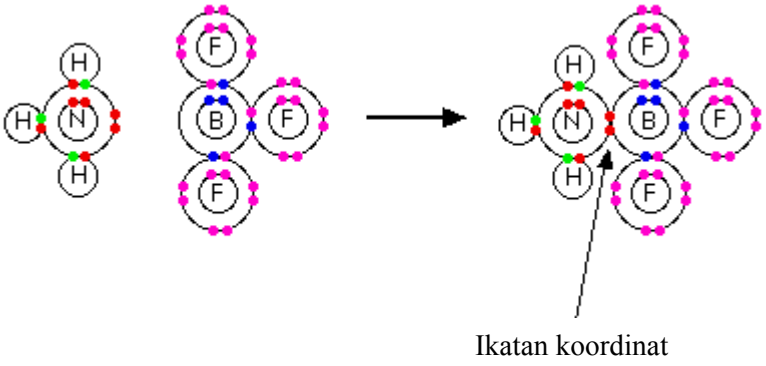
Tabel 4.2 Sifat Senyawa Ion dan Senyawa Kovalen

Senyawa ionik	Senyawa kovalen
1. Titik leleh dan titik diddih tinggi	1. Titik leleh dan titik didih rendah
2. Lelehan dan larutannya menghantarkan listrik	2. Lelehannya tidak menghantar-kan listrik
3. Berwujud padat pada temperatur Kamar	3. Berwujud padat, cair dan gas pada temperatur kamar

4.6 Ikatan Kovalen Koordinat

Ikatan koordinasi merupakan ikatan kovalen dengan pasangan elektron berasal dari atom yang sama

Ikatan kovalen koordinat terjadi apabila pasangan elektron yang dipakai bersama berasal dari penyumbangan saah satu atom yang berikatan. Ikatan kovalen koordinat dikenal juga sebagai ikatan dativ atau ikatan semipolar. Amonia (NH_3) dapat bereaksi dengan boron trifklorida (BCl_3) membentuk senyawa $NH_3.BCl_3$.



Gambar 4.10 Pembentukan ikatan kovalen koordinat $NH_3.BF_3$

Atom nitrogen dalam NH_3 telah memenuhi aturan oktet dengan sepasang elektron bebas. Akan tetapi atom boron telah berpasangan dengan tiga atom klorin tetapi belum memenuhi aturan oktet. Akibat hal ini, pasangan elektron bebas atom nitrogen dapat digunakan untuk berikatan dengan atom boron. Dalam menggambarkan struktur molekul, ikatan kovalen koordinat dinyatakan dengan garis berpanah dari atom donor menuju akseptor pasangan elektron bebas.

4.7 Penyimpangan aturan oktet

Aturan oktet terbukti dapat digunakan untuk menggambarkan struktur molekul senyawa biner sederhana secara mudah. Akan tetapi aturan ini mengalami kesulitan dalam meramalkan struktur molekul senyawa-senyawa unsur transisi

4.7.1 Senyawa dengan oktet tak lengkap

Senyawa kovalen biner sederhana dengan elektron valensi kurang dari empat tidak memiliki oktet sempurna. Unsur dengan elektron valensi kurang dari empat dapat dicontohkan oleh beriium (Be), aluminium (Al) dan boron (B) sedangkan contoh senyawaya adalah $BeCl_2$, BCl_3 dan $AlBr_3$.

4.7.2 Senyawa dengan elektron valensi ganjil

Senyawa dengan elektron valensi ganjil tidak mungkin memenuhi aturan oktet. Hal ini berarti terdapat elektron yang tidak berpasangan sehingga terdapat atom yang menyimpang dari aturan oktet. Contoh senyawa ini NO_2.

4.7.3 Senyawa dengan oktet berkembang

Unsur-unsur yang terletak pada periode ketiga atau lebih dengan elektron valensi lebih dari delapan dapat membentuk senyawa dengan aturan oktet yang terlampaui. Hal ini disebabkan karena kulit terluar unsur tersebut (kulit M, N dan seterusnya) dapat menampung 18 elektron atau lebih. Contoh senyawa ini adalah PCl_4, SF_6, ClF_3, IF_7 dan $SbCl_4$.

4.8 Struktur Lewis

Struktur Lewis dituliskan dengan terlebih dahulu menentukan kerangka atau struktur molekul yang cukup rasional yaitu dengan membedakan atom pusat dan atom terminal. Atom pusat merupakan atom yang terikat pada dua atau lebih atom lain sedangkan atom terminal hanya terikat pada satu atom lain. Molekul air mempunyai atom pusat oksigen dan atom hidrogen bertindak sebagai atom terminal setelah mengetahui atom pusat dan atom terminal maka selanjutnya adalah memberikan elektron-elektron valensi sampai diperoleh rumus Lewis yang juga cukup rasional.

Struktur Lewis dapat dituliskan dengan metoda coba-coba dengan mempertimbangkan beberapa hal berikut:

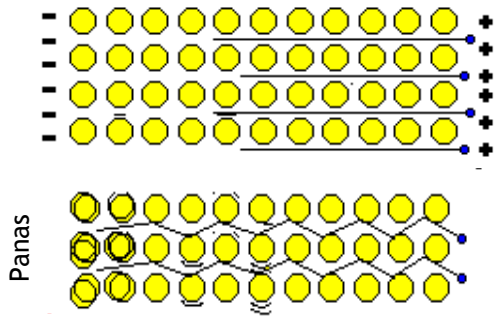
- Seluruh elektron valensi harus dituliskan dalam struktur Lewis
- Secara umum seluruh elektron dalam struktur Lewis berpasangan
- Secara umum semua atom mencapai konfigurasi oktet (kecuali duplet untuk hidrogen). Beberapa atom mengalami penyimpangan aturan oktet.

- Ikatan rangkap atau rangkap tiga juga dapat terbentuk, umumnya untuk unsur-unsur karbon, nitrogen, oksigen, fosfor dan sulfur.

Ikatan logam melibatkan ion-ion positif yang dikelilingi lautan elektron

4.9 Ikatan logam

Kulit terluar unsur logam relatif kosong karena elektron valensinya berjumlah sedikit. Hal ini memungkinkan berpindahnya elektron dari satu atom ke atom yang lain. Elektron valensi mengalami penyebaran yang cukup berarti karena kemudahan untuk berpindah sangat besar. Akibat penyebaran tersebut, elektron valensi menjadi berbaur dan menyeruapai awan elektron atau lautan elektron yang membungkus ion positif di dalam atom. Sehingga struktur logam dapat dibayangkan sebagai pembungkusan ion-ion positif oleh awan atau lautan elektron.



Gambar 4.11 Pembentukan ikatan logam

Struktur yang demikian dapat digunakan untuk menjelaskan sifat-sifat khas logam seperti daya hantar listrik, daya tempa dan kuat tarik. Akibat awan elektron valensinya yang mudah mengalir maka logam juga bersifat sebagai konduktor yang baik. Penyebaran dan pergerakan elektron valensi yang cukup besar membuat logam ketika ditempa atau ditarik hanya mengalami pergeseran pada atom-atom penysunnya sedangkan ikatan yang terbentuk tetap.

Ringkasan

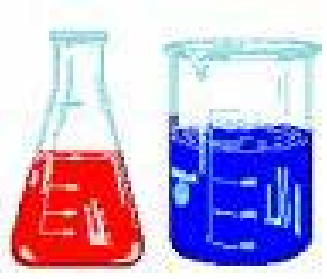
Semua ikatan yang terbentuk melibatkan gaya tarik elektrostatik. Ikatan ionik melibatkan gaya tarik antara dua ion yang berbeda muatan. Ikatan kovalen atau ikatan kovalen datif melibatkan gaya tarik antara dua inti atom dan pasangan elektron berada diantaranya. Ikatan logam melibatkan gaya-gaya antara elektron terdelokalisasi dan ion-ion positif.

Latihan

1. Jelaskan apakah yang dimaksud dengan ikatan ionik dan bagaimanakah proses terjadinya.
2. Jelaskan proses pembentukan ikatan dalam NaCl dengan pendekatan konfigurasi elektron.
3. Jelaskan kenapa NaCl lebih cenderung bersifat ionik dari pada kovalen.
4. Bandingkanlah titik leleh dan konduktivitas listrik berilium fluorida dan berilium klorida.
5. Jelaskan apakah yang dimaksud dengan ikatan kovalen dan ikatan kovalen koordinasi dan bagaimanakah proses terjadinya.
6. Jelaskan proses pembentukan ikatan dalam CH_4.
7. Jelaskan kenapa $AlCl_3$ lebih cenderung bersifat kovalen dari pada ionik.
8. Jelaskan apakah yang dimaksud elektronegativi-tas.
9. Elektronegativitas hidrogen, karbon dan klorin berturut-turut 2,1; 2,4 dan 3,0. Gunakan nilai ini untuk memprediksi kenapa titik didih hidrogen klorida lebih tinggi dari pada metana.
10. Asam fluorida, HF, merupakan senyawa florin yang sangat penting dan dapat dibuat dengan mereksikan kalsium fluorida, CaF_2 dengan asam sulfat. Jelaskan proses pembentukan dan prediksikan sifat HF dan CaF_2.
11. Jelaskan bagaimana anion terpolarisasi berbeda dengan anion tak terpolarisasi.
12. Jelaskan kenapa terjadi polarisasi ikatan pada hidrogen klorida sedangkan pada hidrogen tidak terjadi.
13. Gambarkan bentuk molekul air dan perkirakan sudut ikatan yang terjadi.
14. Gambarkan bentuk molekul $BeCl_2$, NCl_3 dan SF_6. Perkirakan sudut ikatan yang terjadi.
15. Jelaskan perbedaan senyawa polar dan non polar apabila ditinjau dari bentuk dan sudut ikatan dan resultan vektor yang dihasilkan.
16. Iodin dapat menyublim apabila dipanaskan hingga mencapai 114°C. Jelaskan perubahan yang terjadi dalam struktur iodin ketika menyublim.
17. Karbon dengan bentuk intan menyublim pada temperatur yang lebih tinggi dari pada iodin. Jelaskan kenapa dibutuhkan temperatur yang lebih tinggi untuk proses ini.
18. Meskipun kripton (Kr) dan rubidium (Rb) mempunyai massa atom relatif yang hampir sama, titik didih kripton adalah -142°C sedangkan rubidium 686°C. Jelaskan pengamatan ini berdasarkan struktur dan ikatan.
19. Jelaskan perbedaan ikatan kovalen dan ikatan ionik
20. Jelaskan perbedaan ikatan kovalen dengan ikatan kovalen koordinat
21. Gambarkan struktur Lewis untuk SOF_2, PCl_4 da XeF_4
22. Tentukan rumus molekul senyawa yang terbentuk dan jenis ikatan hasil reaksi $_{12}X$ dengan $_{8}Y$

23. Jelaskan rumus dan ikatan yang sesuai untuk hasil reaksi X dan Y yang masing-masing mempunyai elektron valensi 6 dan 7
24. Senyawa LCl_3 dapat terbentuk dari unsur L. Tentukan kemungkinan unsur L termasuk dalam golongan berapa dalam sistem periodik
25. Diketahui unsur $_{6}P$, $_{8}Q$, $_{11}R$, $_{18}S$ dan $_{20}T$. Jelaskan kemungkinan terbentuknya ikatan kovalen diantara unsur-unsur tersebut
26. Tentukan jenis ikatan yang terjadi dalam NH_4OH
27. Tentukan jenis senyawa yang tidak memenuhi aturan oktet, terbentuk dari unsur $_{14}X$ yang bereaksi dengan unsur $_{17}Y$
28. Diketahui $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{19}K$ dan $_{20}Ca$. Tentukan senyawa klorida yang trbentuk dari unsur tersebut dengan sifat paling ion

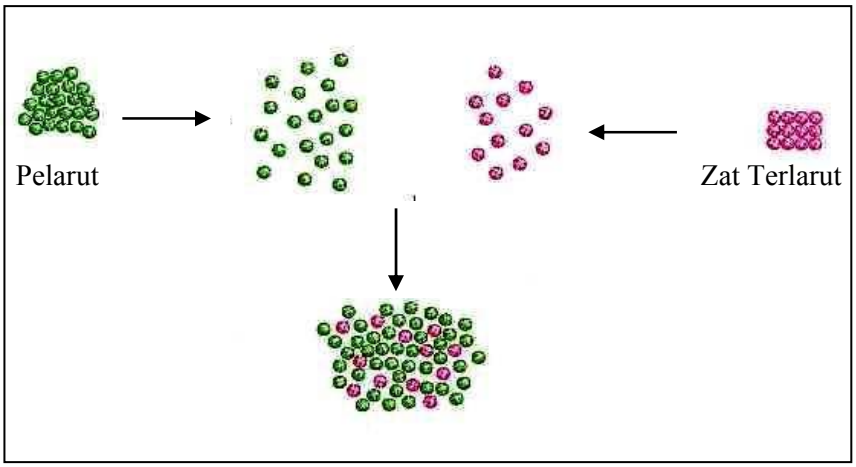
5 Larutan



Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Memahami konsep larutan elektrolit dan elektrokimia	Membedakan larutan elektrolit dan non elektrolit
	Mengidentifikasi dan mengklasifikasi berbagai larutan
	Menerapkan konsep reaksi redoks dalam elektrokimia
	Menggunakan satuan konsentrasi dalam membuat larutan

Tujuan pembelajaran	
	1. Siswa dapat mengelompokkan larutan ke dalam larutan elektrolit dan non-elektrolit berdasarkan sifat hantaran listrik.
	2. Siswa dapat menghitung konsentrasi larutan.
	3. Siswa mampu menjelaskan sifat koligatif larutan.
	4. Siswa mampu menjelaskan pengaruh zat terlarut terhadap tekanan uap pelarut dan menghitung tekanan uap larutan.
	5. Siswa dapat menghitung penurunan titik beku dan tekanan osmosis larutan.
	6. Siswa dapat menghubungkan tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) dengan tingkat kelarutan atau pengendapannya berdasarkan percobaan.

5.1 Pendahuluan



Gambar 5.1 Proses pelarutan secara umum

Larutan merupakan fase yang setiap hari ada disekitar kita. Suatu sistem homogen yang mengandung dua atau lebih zat yang masing-masing komponennya tidak bisa dibedakan secara fisik disebut larutan, sedangkan suatu sistem yang heterogen disebut campuran. Biasanya istilah larutan dianggap sebagai cairan yang mengandung zat terlarut, misalnya padatan atau gas dengan kata lain larutan tidak hanya terbatas pada cairan saja.

Komponen dari larutan terdiri dari dua jenis, **pelarut** dan **zat terlarut**, yang dapat dipertukarkan tergantung jumlahnya. **Pelarut** merupakan komponen yang utama yang terdapat dalam jumlah yang banyak, sedangkan komponen minornya merupakan **zat terlarut**. Larutan terbentuk melalui pencampuran dua atau lebih zat murni yang molekulnya berinteraksi langsung dalam keadaan tercampur. Semua gas bersifat dapat bercampur dengan sesamanya, karena itu campuran gas adalah larutan. Proses pelarutan dapat diilustrasikan seperti Gambar 6.1 di atas.

Jenis-jenis larutan

- Gas dalam gas - seluruh campuran gas
- Gas dalam cairan – oksigen dalam air
- Cairan dalam cairan – alkohol dalam air
- Padatan dalam cairan – gula dalam air
- Gas dalam padatan – hidrogen dalam paladium
- Cairan dalam padatan - Hg dalam perak
- Padatan dalam padatan - alloys

5.2 Larutan elektrolit

Berdasarkan kemampuan menghantarkan arus listrik (didasarkan pada daya ionisasi), larutan dibagi menjadi dua, yaitu larutan elektrolit, yang terdiri dari elektrolit kuat dan elektrolit lemah serta larutan non elektrolit. Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan arus listrik, sedangkan larutan non elektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik.

5.2.1 Larutan Elektrolit Kuat

Larutan elektrolit kuat adalah larutan yang mempunyai daya hantar arus listrik, karena zat terlarut yang berada didalam pelarut (biasanya air), seluruhnya dapat berubah menjadi ion-ion dengan harga derajat ionisasi adalah satu ($\alpha = 1$). Yang tergolong elektrolit kuat adalah :

- Asam kuat, antara lain: HCl, $HClO_3$, $HClO_4$, H_2SO_4, HNO_3 dan lain-lain.
- Basa kuat, yaitu basa-basa golongan alkali dan alkali tanah, antara lain : NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ dan lain-lain.
- Garam-garam yang mempunyai kelarutan tinggi, antara lain : NaCl, KCl, KI, $Al_2(SO_4)_3$ dan lain-lain.

5.2.2 Larutan Elektrolit Lemah

Larutan elektrolit lemah adalah larutan yang mampu menghantarkan arus listrik dengan daya yang lemah, dengan harga derajat ionisasi lebih dari nol tetapi kurang dari satu ($0 < \alpha < 1$). Yang tergolong elektrolit lemah adalah:

- Asam lemah, antara lain: CH_3COOH, HCN, H_2CO_3, H_2S dan lain-lain.
- Basa lemah, antara lain: NH_4OH, $Ni(OH)_2$ dan lain-lain.
- Garam-garam yang sukar larut, antara lain: AgCl, $CaCrO_4$, PbI_2 dan lain-lain.

5.2.3 Larutan non-Elektrolit

Larutan non-elektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik, hal ini disebabkan karena larutan tidak dapat menghasilkan ion-ion (tidak

meng-ion). Yang termasuk dalam larutan non elektrolit antara lain :

- Larutan urea
- Larutan sukrosa
- Larutan glukosa
- Larutan alkohol dan lain-lain

Aktivitas siswa :

- Susunlah alat penguji elektrolit di laboratoriummu sehingga berfungsi dengan baik.
- Tuangkan 100 mL air destilasi ke dalam beker glass, kemudian uji daya hantar listriknya. Amati apakah lampu menyala atau timbul gelembung pada elektroda.
- Ujilah beberapa larutan di bawah ini dengan cara yang sama :
  Larutan garam dapur
  Larutan HCl
  Larutan H_2SO_4
  Larutan NaOH
  Larutan gula
  Larutan asam cuka
  Air sumur
  Air sungai

Selanjutnya jawablah pertanyaan berikut :

1. Apa yang menunjukkan adanya hantaran arus listrik melalui larutan?
2. Dari semua larutan yang Anda uji, kelompokkanlah ke dalam larutan elektrolit kuat, lemah, dan non-elektrolit!

5.3 Konsentrasi Larutan

Catatan bahwa : per kilogram pelarut bukan kilogram larutan

Konsetrasi larutan merupakan cara untuk menyatakan hubungan kuantitatif antara zat terlarut dan pelarut.

- Konsentrasi : jumlah zat tiap satuan volum (besaran intensif)
- Larutan encer : jumlah zat terlarut sangat sedikit
- Larutan pekat : jumlah zat terlarut sangat banyak
- Cara menyatakan konsentrasi: molar, molal, persen, fraksi mol, bagian per sejuta (ppm), dll

5.3.1 Molaritas (M)

Molaritas adalah jumlah mol zat terlarut dalam satu liter *larutan*.
Rumus Molaritas adalah :

$$M = \frac{\text{Mol zat terlarut}}{\text{Liter larutan}}$$

Contoh :
Berapakah molaritas 0.4 gram NaOH (Mr = 40) dalam 250 mL larutan ?
Jawab :

$$M = \frac{(0{,}4/40)mol}{0{,}25L}$$

= 0.4 M

5.3.2 Normalitas (N)

Normalitas merupakan jumlah mol-ekivalen zat terlarut per liter larutan.

Terdapat hubungan antara Normalitas dengan Molaritas, yaitu :

$$N = M \times \text{Valensi}$$

Mol-ekivalen :

- **Asam / basa** : jumlah mol proton/OH^- yang diperlukan untuk menetralisir suatu asam / basa.
  Contoh :
  1 mol $Ca(OH)_2$ akan dinetralisir oleh 2 mol proton;
  1 mol $Ca(OH)_2$ setara dengan 1 mol-ekivalen;
  $Ca(OH)_2$ 1M = $Ca(OH)_2$ 2N

- **Redoks** : jumlah mol elektron yang dibutuhkan untuk mengoksidasi atau mereduksi suatu unsur
  Contoh :
  1 mol Fe^{+3} membutuhkan 3 mol elektron untuk menjadi Fe;
  1 mol Fe^{+3} setara dengan 3 mol-ekivalen;
  Fe^{+3} 1 M = Fe^{+3} 3 N atau Fe_2O_3 6 N

5.3.3 Molalitas (m)

Molalitas adalah jumlah mol zat terlarut dalam 1000 gram *pelarut*.

Massa pelarut yang tepat berarti juga jumlah mol yang tepat, jadi molalitas dapat menunjukkan perbandingan secara tidak langsung mol zat telarut terhadap mol pelarut

Rumus Molalitas adalah :

$$m = \text{mol terlarut} \times \frac{1000}{\text{Gram Pelarut}}$$

Contoh :
Berapa molalitas 4 gram NaOH (Mr = 40) dalam 500 gram air ?
Jawab :
molalitas NaOH
= (4/40)/500 g air
= (0.1 x 2 mol)/1000 g air
= 0,2 m

5.3.4 Fraksi Mol (X)

Fraksi mol adalah perbandingan antara jumlah mol suatu komponen dengan jumlah total seluruh komponen dalam *satu larutan*. Fraksi mol total selalu satu. Konsentrasi dalam bentuk ini tidak mempunyai satuan karena merupakan perbandingan.

Contoh :
suatu larutan terdiri dari 2 mol zat A, 3 mol zat B, dan 5 mol zat C. Hitung fraksi mol masing-masing zat !

Jawab :

$X_A = 2 / (2+3+5) = 0.2$

$X_B = 3 / (2+3+5) = 0.3$

$X_C = 5 / (2+3+5) = 0.5$

$\mathbf{X_A + X_B + X_C = 1}$

5.3.5 Persen Berat (% w/w)

Persen berat menyatakan jumlah gram berat zat terlarut dalam 100 gram *larutan*.

Contoh :

larutan gula 5%, berarti dalam 100 gram larutan gula terdapat :

- (5/100) x 100 gram gula
  = 5 gram gula
- (100 – 5) gram air
  = 95 gram air

5.3.6 Bagian per juta (part per million, ppm)

ppm = massa komponen larutan (g) per 1 juta g larutan

- untuk pelarut air : 1 ppm setara dengan 1 mg/liter.

5.4 Stoikiometri Larutan

Pada stoikiometri larutan, di antara zat-zat yang terlibat reaksi, sebagian atau seluruhnya berada dalam bentuk larutan.

Soal-soal yang menyangkut bagian ini dapat diselesaikan dengan cara hitungan kimia sederhana yang menyangkut kuantitas antara suatu komponen dengan komponen lain dalam suatu reaksi. Langkah-langkah yang perlu dilakukan adalah :

a) Menulis persamaan reaksi
b) Menyetarakan koefisien reaksi
c) Memahami bahwa perbandingan koefisien reaksi menyatakan perbandingan mol

Karena zat yang terlibat dalam reaksi berada dalam bentu larutan, maka mol larutan dapat dinyatakan sebagai:

$$\mathbf{n = V \cdot M}$$

keterangan:
n = jumlah mol
V = volume (liter)
M = molaritas larutan

Contoh :

1. Hitunglah volume larutan 0,05 M HCl yang diperlukan untuk melarutkan 2,4 gram logam magnesium (Ar = 24 g/mol).

Jawab :

$Mg_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

Mol Mg = $\frac{g}{Ar}$

= $\frac{2{,}4g}{24g/mol}$

= 0,1 mol

Satu mol Mg setara dengan 2 mol HCl (lihat persamaan reaksi).

Mol HCl = 2 x mol Mg

= 2 x 0,1 mol

= 0,2 mol

Volume HCl = $\frac{n}{M}$

= $\frac{0{,}2}{0{,}05}$ = 4 L

2. Berapa konsentrasi larutan akhir yang dibuat dari larutan dengan konsentrasi 5 Molar sebanyak 10 mL dan diencerkan sampai dengan volume 100 mL.

Jawab :

$V_1 . M_1 = V_2 . M_2$

$M_2 = V_1 \frac{M_1}{V_2}$

$= 10mL \frac{5M}{100mL}$

= 0,5M

3. Berapa konsentrasi larutan NaCl akhir yang dibuat dengan melarutkan dua larutan NaCl, yaitu 200 mL NaCl 2M dan 200 mL NaCl 4M.

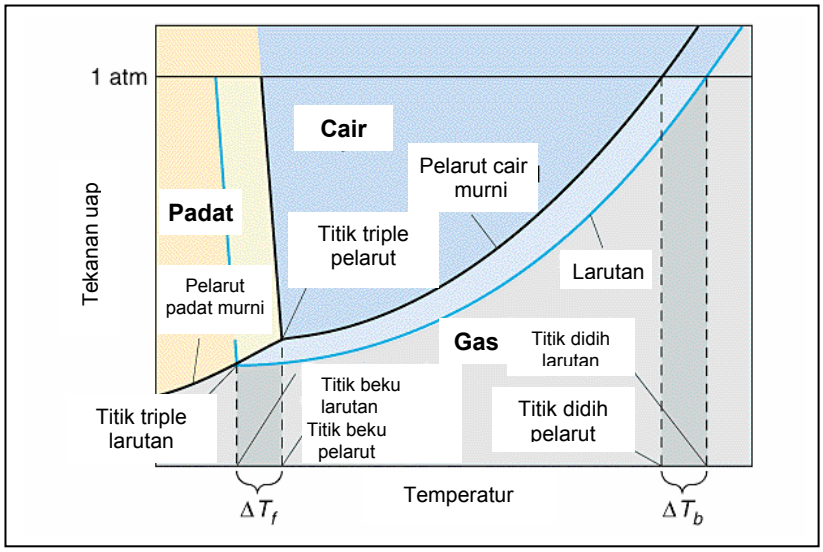
Jawab :

$M = \frac{(V_1 . M_1 + V_2 . M_2)}{(V_1 + V_2).}$

$M = \frac{200mL.2M + 200mL.4M}{200mL + 200mL}$ $M = \frac{400mmol + 800mmol}{400mL}$

= 3 M

5.5 Sifat Koligatif Larutan



Gambar 5.2 Gambaran umum sifat koligatif

Sifat koligatif larutan adalah sifat larutan yang tidak tergantung pada macamnya zat terlarut tetapi semata-mata hanya ditentukan oleh banyaknya zat terlarut (konsentrasi zat terlarut).

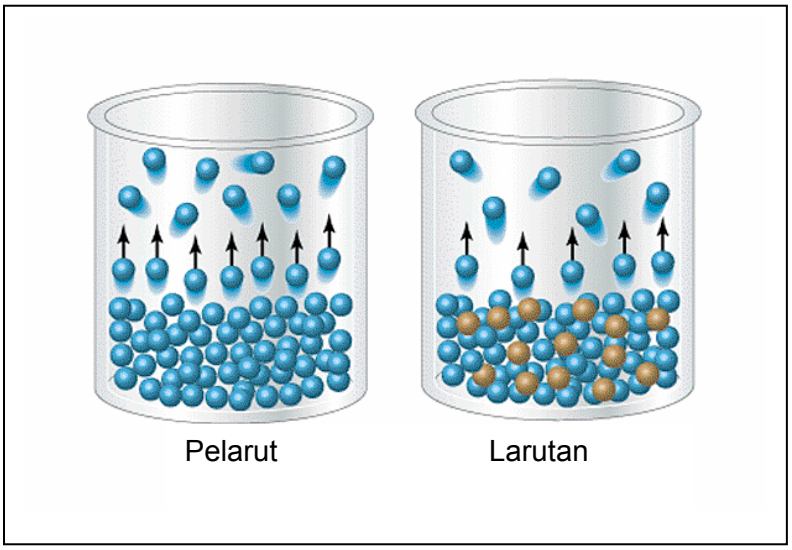
Apabila suatu pelarut ditambah dengan sedikit zat terlarut (Gambar 6.2), maka akan didapat suatu larutan yang mengalami:

1) Penurunan tekanan uap jenuh
2) Kenaikan titik didih
3) Penurunan titik beku
4) Tekanan osmosis

Banyaknya partikel dalam larutan ditentukan oleh konsentrasi larutan dan sifat Larutan itu sendiri. Jumlah partikel dalam larutan non elektrolit tidak sama dengan jumlah partikel dalam larutan elektrolit, walaupun konsentrasi keduanya sama. Hal ini dikarenakan larutan elektrolit terurai menjadi ion-ionnya, sedangkan larutan non elektrolit tidak terurai menjadi ion-ion. Dengan demikian sifat koligatif larutan dibedakan atas sifat koligatif larutan non elektrolit dan sifat koligatif larutan elektrolit.

5.5.1 Penurunan Tekanan Uap Jenuh

Pada setiap suhu, zat cair selalu mempunyai tekanan tertentu. Tekanan ini adalah tekanan uap jenuhnya pada suhu tertentu. Penambahan suatu zat ke dalam zat cair menyebabkan penurunan tekanan uapnya. Hal ini disebabkan karena zat terlarut itu mengurangi bagian atau fraksi dari pelarut, sehingga kecepatan penguapan berkurang (Gambar 5.3).



Gambar 5.3 Gambaran penurunan tekanan uap

Menurut Roult :

$$p = p^o \cdot X_B$$

P_A dan P_B adalah tekanan parsial yang dihitung dengan hukum Raoult's

keterangan:
p : tekanan uap jenuh larutan
p^o : tekanan uap jenuh pelarut murni
X_B : fraksi mol pelarut

Karena $X_A + X_B = 1$, maka persamaan di atas dapat diperluas menjadi :

$$P = P^o (1 - X_A)$$
$$P = P^o - P^o \cdot X_A$$
$$P^o - P = P^o \cdot X_A$$

Sehingga :

$$\Delta P = p^o \cdot XA$$

keterangan:
ΔP : penunman tekanan uap jenuh pelarut
p^o : tekanan uap pelarut murni
X_A : fraksi mol zat terlarut

Contoh :
Hitunglah penurunan tekanan uap jenuh air, bila 45 gram glukosa (Mr = 180) dilarutkan dalam 90 gram air ! Diketahui tekanan uap jenuh air murni pada 20°C adalah 18 mmHg.

Jawab :

mol glukosa = $\frac{45}{180}$ = 0,25 mol

mol air = $\frac{90}{18}$ = 5 mol

fraksi mol glukosa = $\frac{0,25}{0,25+5}$

= 0.048

Penurunan tekanan uap jenuh air :

$\Delta P = P^o . X_A$
= 18 x 0.048
= 0.864 mmHg

5.5.2 Kenaikan Titik Didih

Adanya penurunan tekanan uap jenuh mengakibatkan titik didih larutan lebih tinggi dari titik didih pelarut murni.
Untuk larutan non elektrolit kenaikan titik didih dinyatakan dengan:

$$\Delta T_b = m . K_b$$

keterangan:
ΔT_b = kenaikan titik didih (^oC)
m = molalitas larutan
K_b = tetapan kenaikan titik didih molal

Karena $m = \left(\frac{W}{Mr}\right)\left(\frac{1000}{p}\right)$;
(W menyatakan massa zat terlarut), maka kenaikan titik didih larutan dapat dinyatakan sebagai :

$$\Delta T_b = \left(\frac{W}{Mr}\right)\left(\frac{1000}{p}\right)K_b$$

Apabila pelarutnya air dan tekanan udara 1 atm, maka titik didih larutan dinyatakan sebagai :

$$T_b = (100 + \Delta T_b)\ ^oC$$

5.5.3 Penurunan Titik Beku

Untuk penurunan titik beku persamaannya dinyatakan sebagai:

$$\Delta T_f = m \cdot K_f$$
$$= \left(\frac{W}{Mr}\right)\left(\frac{1000}{p}\right)K_f$$

keterangan:
ΔT_f = penurunan titik beku
m = molalitas larutan
K_f = tetapan penurunan titik beku molal
W = massa zat terlarut
Mr = massa molekul relatif zat terlarut
p = massa pelarut

Apabila pelarutnya air dan tekanan udara 1 atm, maka titik beku larutannya dinyatakan sebagai:

$$T_f = (O - \Delta T_f)^oC$$

5.5.4 Tekanan Osmosis

Tekanan osmosis adalah tekanan yang diberikan pada larutan yang dapat menghentikan perpindahan molekul-molekul pelarut ke dalam larutan melalui membran semi permeabel (proses osmosis) seperti ditunjukkan pada Gambar 6.4.

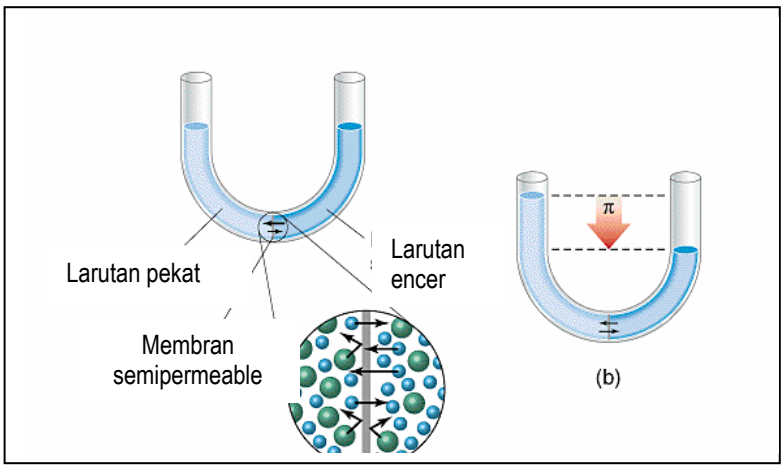
Menurut Van't hoff tekanan osmosis mengikuti hukum gas ideal:

$$PV = nRT$$

Karena tekanan osmosis = π , maka :

$$\pi = \frac{n}{VRT} = C\ R\ T$$

keterangan:
π = tekanan osmosis (atmosfir)
C = konsentrasi larutan (M)
R = tetapan gas universal
= 0,082 L.atm/mol K
T = suhu mutlak (K)



Gambar 5.4 Tekanan osmosis

- Larutan yang mempunyai tekanan osmosis lebih rendah dari yang lain disebut larutan Hipotonis.
- Larutan yang mempunyai tekanan lebih tinggi dari yang lain disebut larutan Hipertonis.
- Larutan yang mempunyai tekanan osmosis sama disebut Isotonis.

Seperti yang telah dijelaskan sebelumnya bahwa larutan elektrolit di dalam pelarutnya mempunyai kemampuan untuk mengion. Hal ini mengakibatkan larutan elektrolit mempunyai jumlah partikel yang lebih banyak daripada larutan non elektrolit pada konsentrasi yang sama

Contoh :

Larutan 0.5 molal glukosa dibandingkan dengan iarutan 0.5 molal garam dapur.

- Untuk larutan glukosa dalam air jumlah partikel (konsentrasinya) tetap, yaitu 0.5 molal.
- Untuk larutan garam dapur: $NaCl_{(aq)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$ karena terurai menjadi 2 ion, maka konsentrasi partikelnya menjadi 2 kali semula = 1.0 molal.

Yang menjadi ukuran langsung dari keadaan (kemampuannya) untuk mengion adalah derajat ionisasi.
Besarnya derajat ionisasi ini dinyatakan sebagai :

α = jumlah mol zat yang terionisasi/jumlah mol zat mula-mula

Untuk larutan elektrolit kuat, harga derajat ionisasinya mendekati 1, sedangkan untuk elektrolit lemah, harganya berada di antara 0 dan 1 ($0 < \alpha < 1$). Atas dasar kemampuan ini, maka larutan elektrolit mempunyai pengembangan di dalam perumusan sifat koligatifnya.

1. Untuk Kenaikan Titik Didih dinyatakan sebagai :

$\Delta T_b = m \cdot K_b [1 + \alpha(n-1)]$

$$= \frac{W}{Mr}\frac{1000}{p}K_b\left[1+\alpha(n-1)\right]$$

n menyatakan jumlah ion dari larutan elektrolitnya.

2. Untuk Penurunan Titik Beku dinyatakan sebagai :

$\Delta T_f = m \cdot K_f [1 + \alpha(n-1)]$

$$= \frac{W}{Mr}\frac{1000}{p}K_f\left[1+\alpha(n-1)\right]$$

3. Untuk Tekanan Osmosis dinyatakan sebagai :

$\pi = C\ R\ T\ [1+ \alpha(n-1)]$

Contoh :

Hitunglah kenaikan titik didih dan penurunan titik beku dari larutan 5.85 gram garam dapur (Mr = 58.5) dalam 250 gram air ! (untuk air, K_b= 0.52 dan K_f= 1.86)

Jawab :
Larutan garam dapur,

$NaCl_{(aq)} \rightarrow NaF^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

jumlah ion = n = 2.

$\Delta T_b = \frac{5,85}{58,5} \times \frac{1000}{250} \times 0,52\left[1+1(2-1)\right]$
= 0,208 x 2
= 0,416 °C

$\Delta T_f = \frac{5,85}{58,5} \times \frac{1000}{250} \times 0,86\left[1+1(2-1)\right]$
= 0.744 x 2
= 1.488 °C

Catatan:

Jika di dalam soal tidak diberi keterangan mengenai harga derajat ionisasi, tetapi kita mengetahui bahwa larutannya tergolong elektrolit kuat, maka harga derajat ionisasinya dianggap 1.

5.6 Hasil Kali Kelarutan

Fenomena apa yang dapat dijelaskan saat penambahan kristal gula dalam air untuk membuat teh ? Dan apa yang akan terjadi jika gula ditambahkan terus-menerus ?
Untuk memahami hal tersebut, lakukanlah kegiatan berikut!

Aktivitas siswa :

1. Ambil 10 g kristal NaCl (garam dapur), kemudian masukkan ke dalam 50 mL air. Aduk hingga larut. Masukkan lagi 10 g NaCl dan diaduk. Ulangi terus sampai NaCl tidak dapat larut. Catat berapa gram NaCl yang ditambahkan.
2. Ulangi percobaan di atas dengan air panas bertemperatur 50, 70, dan 90 °C. Catat hasilnya.
3. Buat grafik temperatur vs kelarutan (g terlarut/50 mL air)
4. Dari hasil percobaan, diskusikan dengan teman kelompok!

Bila sejumlah garam AB yang sukar larut dimasukkan ke dalam air maka akan terjadi beberapa kemungkinan:

- Garam AB larut semua lalu jika ditambah garam AB lagi masih dapat larut → larutan tak jenuh.
- Garam AB larut semua lalu jika ditambah garam AB lagi tidak dapat larut → larutan jenuh.
- Garam AB larut sebagian → larutan kelewat jenuh.

K_{sp} = HKK = hasil perkalian [kation] dengan [anion] dari larutan jenuh suatu elektrolit yang sukar larut menurut kesetimbangan heterogen.

Kelarutan suatu elektrolit ialah banyaknya mol elektrolit yang sanggup melarut dalam tiap liter larutannya.

Contoh :

$AgCl_{(s)} \rightarrow Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

$$K = \frac{\left[Ag^{+}\right]\left[Cl^{-}\right]}{\left[AgCl\right]}$$

$K\,[AgCl] = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

$K_{sp\ AgCl} = [Ag^{+}]\,[Cl^{-}]$

Bila K_{sp} AgCl = 10^{-10} , maka berarti larutan jenuh AgCl dalam air pada suhu 25 ^{o}C, Mempunyai nilai $[Ag^{+}]\,[Cl^{-}] = 10^{-10}$

5.7 Kelarutan

1. Kelarutan zat AB dalam pelarut murni (air).

$A_nB_{(s)} \rightarrow nA^+_{(aq)} + B^{n-}_{(aq)}$

s → n.s s

K_{sp} $A_nB = (n.s)^n.s$

K_{sp} $A_nB = n^n.s^{n+1}$

$s = n+i\ Ksp\ A_nB/n^n$

keterangan: s = kelarutan

Kelarutan tergantung pada :

- Suhu
- pH larutan
- Ion sejenis

2. Kelarutan zat AB dalam larutan yang mengandung ion sejenis

$AB_{(s)} \rightarrow A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)}$

s → n.s s

Larutan AX :

$AX_{(aq)} \rightarrow A^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$

b → b b

maka dari kedua persamaan reaksi di atas: $[A^+]$ = s + b = b, karena nilai s cukup kecil bila dibandingkan terhadap nilai b sehingga dapat diabaikan. $B^{-1}]$ = s

Jadi : Ksp AB = b . s

Contoh :
Bila diketahui Ksp AgCl = 10^{-10}, berapa mol kelarutan (s) maksimum AgCl dalam 1 liter larutan 0.1 M NaCl ?
Jawab:

$AgCl_{(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

s → s s

$NaCl_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Ksp AgCl = $[Ag^+]$ $[Cl^-]$
= s . 10^{-1}
Maka s = $10^{-10}/10^{-1}$
= 10^{-9} mol/liter

Dari contoh di atas kita dapat menarik kesimpulan bahwa makin besar konsentrasi ion sojenis maka makin kecil kelarutan elektrolitnya.

a. Pembentukan garam-garam
   Contoh:
   kelarutan $CaCO_{3(s)}$ pada air yang berisi CO_2 > daripada dalam air.
   $CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightarrow Ca(HCO_3)_{2(aq)}$
   larut

b. Reaksi antara basa amfoter dengan basa kuat
   Contoh:
   kelarutan $Al(OH)_3$ dalam KOH > daripada kelarutan $Al(OH)_3$ dalam air.
   $Al(OH)_{3(s)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KAlO_{2(aq)} + 2\ H_2O_{(l)}$
   larut

c. Pembentukan senyawa kompleks
   Contoh:
   kelarutan $AgCl_{(s)}$ dalam NH_4OH > daripada AgCl dalam air.
   $AgCl_{(s)} + NH_4OH_{(aq)} \rightarrow Ag(NH_3)_2Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
   larut

Untuk suatu garam AB yang sukar larut berlaku ketentuan, jika:

- $[A^+] \times [B^-] < K_{sp} \rightarrow$
  larutan tak jenuh; tidak terjadi pengendapan
- $[A^+] \times [B^-] = K_{sp} \rightarrow$
  larutan tepat jenuh; larutan tepat mengendap
- $[A^+] \times [B^-] > K_{sp} \rightarrow$
  larutan kelewat jenuh; terjadi pengendapan zat

Contoh :
Apakah terjadi pengendapan $CaCO_3$. jika ke dalam 1 liter 0.05 M Na_2CO_3 ditambahkan 1 liter 0.02 M $CaCl_2$, dan diketahui harga Ksp untuk $CaCO_3$ adalah 10^{-6}.

Jawab :

$Na_2CO_{3(aq)} \rightarrow 2\ Na^+_{(aq)} + CO_3^{-}{}_{(aq)}$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{1 \times 0{,}05}{1+1}$$
$= 0.025$ M
$= 2.5 \times 10^{-2}$ M

$CaCl_{2(aq)} \rightarrow Ca_2^{+}{}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$

$$[Ca^{2+}] = \frac{1 \times 0{,}02}{1+1}$$
$= 0.01$
$= 10^{-2}$ M

maka :
$[Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}] = 2.5 \times 10^{-2} \times 10^{-2}$
$= 2.5 \times 10^{-4}$

karena :
$[Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}] > Ksp\ CaCO_3$, maka akan terjadi endapan $CaCO_3$

Ringkasan:

1. Larutan yang dapat menghantarkan listrik disebut larutan elektrolit, sedangkan larutan yang tidak dapat menghantarkan listrik disebut larutan nonelektrolit.
2. Larutan elektrolit dapat ditunjukkan dengan alat penguji elektrolit. Hantaran listrik melalui larutan elektrolit ditandai oleh nyala lampu atau timbulnya gelembungpada elektrode.
3. Larutan elektrolit dapat menghantar listrik karena mengandung ion-ion yang dapat bergerak bebas.
4. Elektrolit dapat berupa (i) senyawa ion, atau (ii) senyawa kovalen polar yang dapat mengalami hidrolisis.
5. Elektrolit kuat dalam air mengion sempurna, sedangkan elektrolit lemah hanya mengion sebagian kecil.
6. Pengertian oksidasi dan reduksi telah mengalami perkembangan dalam urutan sebagai berikut :
   Oksidasi: Pengikatan oksigen
   Pelepasan elektron
   Pertambahan bilangan oksidasi
   Reduksi: Pelepasan oksigen
   Penyerapan elektron
   Penurunan bilangan oksidasi
7. Bilangan oksidasi adalah muatan yang diemban oleh suatu atom jika elektron ikatan didistribusikan kepada unsur yang lebih elektronegatif.
8. Bilangan oksidasi ditentukan dengan aturan-aturan tertentu
9. Oksidator adalah zat yang menyerap elektron, mengalami reduksi; Reduktor menyerap elektron, mengalami oksidasi.
10. Metode lumpur aktif dapat digunakan untuk menguraikan limbah organik dalam air kotor

SOAL

1. Tulislah pengertian oksidasi dan reduksi berdasarkan :
   a. pengikatan/pelepasan oksigen
   b. serah terima elektron
   c. perubahan bilangan oksidasi

2. Tentukan bilangan oksidasi masing-masing unsur dalam senyawa berikut :
   a. NH_3
   b. CF_4
   c. $CHCl_3$

d. O_2F_2
e. KO_2
f. CaH_2
g. BaO_2
h. SnO
i. Cu_2O
j. Fe_2S_3

3. Tentukan oksidator dan reduktor dalam reaksi redoks berikut :
   a. $3CuO_{(s)} + 8NH_{3\ (aq)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_{2\ (aq)} + 2NO_{(g)} + 4H_2O_{\ (l)}$
   b. $MnO_2 + 2H_2SO_4 + 2NaI \rightarrow MnSO_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O + I_2$
   c. $Bi_2O_{3(s)} + NaOH_{(aq)} + NaOCl_{\ (aq)} \rightarrow NaBiO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} + H_2O_{\ (l)}$

6 KOLOID

Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Memahami koloid, suspensi dan larutan	Mengidentifikasi koloid, suspensi dan larutan
	Membedakan macam dan sifat koloid
	Menerapkan sistem koloid dalam kehidupan
Tujuan pembelajaran	
1. membedakan suspensi kasar, larutan sejati, dan koloid berdasarkan data pengamatan (efek Tyndall, homogen/heterogen, penyaringan)	
2. mengelompokkan jenis koloid berdasarkan fase terdispersi dan fase pendispersi	
3. mendeskripsikan sifat-sifat koloid	
4. menjelaskan proses pembuatan koloid	

Perhatikan gambar di bawah!
Berikan pendapat anda!



Sirup
(larutan)



Susu
(koloid)



Kopi
(suspensi)

Gambar 6.1 Contoh larutan, koloid, dan suspensi

Koloid melibatkan zat terdispersi dan zat pendispersi

Pendahuluan

Pada bab sebelumnya, kita sudah belajar tentang larutan, campuran yang homogen antara dua macam zat atau lebih. Pada bab

ini, kita akan mempelajari koloid. Sistem koloid sebenarnya terdiri atas dua fase, yaitu fase *terdispersi* dengan ukuran tertentu dalam medium *pendispersi*. Zat yang didispersikan disebut fase terdispersi sedangkan sedangkan medium yang digunakan untuk mendispersikan disebut medium pendispersi.

Dalam kehidupan sehari-hari kita sering bersinggungan dengan sistem koloid sehingga sangat penting untuk dikaji. Sebagai contoh, hampir semua bahan pangan mengandung partikel dengan ukuran koloid, seperti protein, karbohidrat, dan lemak. Emulsi seperti susu juga termasuk koloid. Dalam bidang farmasi, kebanyakan produknya juga berupa koloid, misalnya krim, dan salep yang termasuk emulsi. Dalam industri cat, semen, dan industri karet untuk membuat ban semuanya melibatkan sistem koloid. Semua bentuk seperti *spray* untuk serangga, cat, *hair spray*, dan sebagainya adalah juga koloid. Dalam bidang pertanian, tanah juga dapat digolongkan sebagai koloid. Jadi sistem koloid sangat berguna bagi kehidupan manusia.

Sistem Dispersi

Perbandingan sifat antara larutan, koloid, dan suspensi dijelaskan dalam Tabel 6.1

Tabel 6.1 Perbandingan sifat antara larutan, koloid, dan suspensi

Larutan, koloid dan suspensi dapat dibedakan dari sifat-sifatnya

Larutan (Dispersi Molekuler)	Koloid (Dispersi Koloid)	Suspensi (Dispersi Kasar)
Contoh : Larutan gula dalam air, larutan alkohol	**Contoh** : Campuran susu dengan air	**Contoh** : Campuran tepung dengan air, kopi dalam air
1) Homogen, tak dapat dibedakan walaupun menggunakan mikroskop ultra 2) Semua partikel berdimensi (panjang, lebar, atau tebal) <1 nm 3) Satu fase 4) Stabil 5) Tidak dapat disaring	1) Secara makroskopis bersifat homogen, tetapi heterogen jika diamati dengan mikroskop ultra 2) Partikel berdimensi antara 1 nm - 100 nm 3) Dua fase 4) Pada umumnya stabil 5) Dapat disaring dengan penyaring ultra	1) Heterogen 2) Salah satu atau semua dimensi partikelnya >100 nm 3) Dua fase 4) Tidak stabil 5) Dapat disaring dengan kertas saring biasa

Pengelompokan Koloid

Berdasarkan pada fase terdispersi dan medium pendisfersinya, sistem koloid dapat digolongkan sebagaimana seperti dalam Tabel 6.2, dengan contoh pada Gambar 6.2

Tabel 6.2 Jenis-jenis koloid

Fase Terdispersi	Fase Pendispersi	Jenis Koloid	Contoh
Padat	Gas	Aerosol Padat	Asap (*smoke*), debu di udara
Padat	Cair	Sol	Sol emas, tinta, cat
Padat	Padat	Sol Padat	Kaca berwarna, gabungan logam, intan hitam
Cair	Gas	Aerosol Cair	Kabut (*fog*), awan, spray serangga
Cair	Cair	Emulsi	Susu, es krim, santan, minyak ikan, kecap
Cair	Padat	Emulsi Padat	Jelly, mayones, mutiara, mentega
Gas	Cair	Buih	Buih sabun, krim kocok
Gas	Padat	Buih Padat	Karet busa, batu apung



Gambar 6.2 Contoh koloid

Macam-macam Koloid

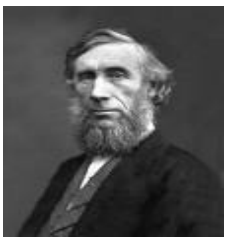
- Aerosol : suatu sistem koloid, jika partikel padat atau cair terdispersi dalam gas.
  Contoh : debu, kabut, dan awan.
- Sol : suatu sistem koloid, jika partikel padat terdispersi dalam zat cair.
- Emulsi : suatu sistem koloid, jika partikel cair terdispersi dalam zat cair.
- Emulgator : zat yang dapat menstabilkan emulsi.
  - Sabun adalah emulgator campuran air dan minyak.
  - Kasein adalah emulgator lemak dalam air.
- Gel : koloid liofil yang setengah kaku.
  Gel terjadi jika medium pendispersi di absorbs oleh partikel koloid sehingga terjadi koloid yang agak padat. Larutan sabun dalam air yang pekat dan panas dapat berupa cairan tapi jika dingin membentuk gel yang relatif kaku. Jika dipanaskan akan mencair lagi.

Sifat-Sifat Koloid

Efek Tyndall

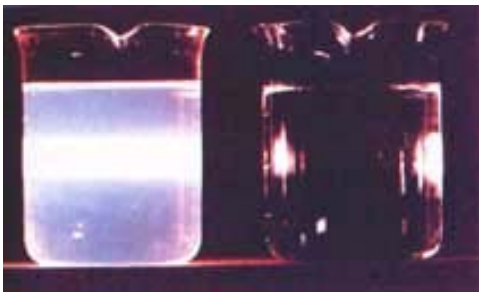
Sifat-sifat koloid dapat diaplikasikan pada kehidupan sehari-hari

Efek Tyndall merupakan satu bentuk sifat optik yang dimiliki oleh sistem koloid. Pada tahun 1869, Tyndall (Gambar 6.3) menemukan bahwa apabila suatu berkas cahaya dilewatkan pada sistem koloid maka berkas cahaya tadi akan tampak. Tetapi apabila berkas cahaya yang sama dilewatkan pada dilewatkan pada larutan sejati, berkas cahaya tadi tidak akan tampak. Singkat kata efek Tyndall merupakan efek penghamburan cahaya oleh sistem koloid.



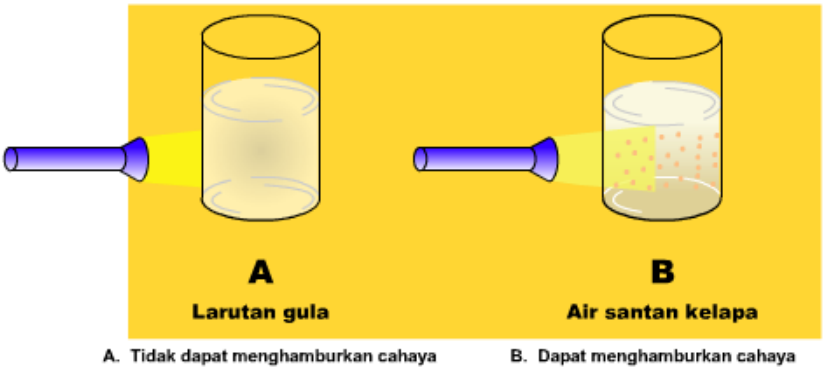
Gambar 6.3
John Tyndall

Pengamatan mengenai efek Tyndall dapat dilihat pada gambar 6.4 – 6.6 di bawah.



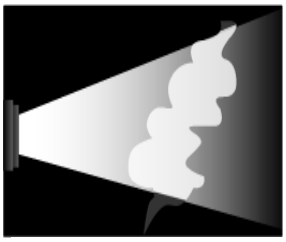
Koloid Larutan

Gambar 6.4 Efek Tyndal koloid



Gambar 6.5 Hamburan cahaya oleh koloid

Dalam kehidupan sehari-hari, efek Tyndall dapat kita amati seperti:



Gambar 6.6 Hamburan cahaya oleh asap

- Di bioskop, jika ada asap mengepul maka cahaya proyektor akan terlihat lebih terang.
- Di daerah berkabut, sorot lampu mobil terlihat lebih jelas.
- Sinar matahari yang masuk melewati celah ke dalam ruangan berdebu, maka partikel debu akan terlihat dengan jelas.

Pengamatan ini dapat dilakukan dengan melakukan percobaan sebagai berikut:

Aktivitas siswa :

Alat dan Bahan :

1. 1 buah senter
2. 10 ml air + pasir
3. 10 ml air gula
4. 10 ml air sabun
5. 10 ml koloid Fe_2O_3
6. 10 ml sol $Fe(OH)_3$
7. 10 ml susu
8. 10 ml tinta
9. 8 buah tabung reaksi
10. 1 buah rak tabung reaksi

Cara Kerja :

1. Menyiapkan 10 ml suspensi, larutan dan koloid, seperti yang tertera pada alat dan bahan, pada tabung reaksi yang berbeda, diaduk rata, didiamkan sebentar. Kemudian mengamati apakah zat tersebut homogen/heterogen dan stabil atau tidak selama didiamkan.
2. Menyinari dan mengarahkan sinarnya pada masing-masing tabung reaksi dengan menggunakan senter.
3. Mengamati apakah berkas sinarnya dihamburkan atau tidak oleh larutan atau koloid tersebut dan mencatat hasilnya.
4. Menyaring campuran tersebut, dan mengamati mana yang meninggalkan residu.

Tabel 6.3 Tabel hasil pengamatan

No	Campuran	arut/tidak		tabil/tidak		Mengham-burkan cahaya/tidak		Meninggalkan residu/tidak	
		Ya	Tidak	Ya	Tidak	Ya	Tidak	Ya	Tidak
1	Air + pasir								
2	Air Gula								
3	Air Sabun								
4	Koloid Fe_2O_3								
5	Sol $Fe(OH)_3$								
6	Susu								
7	Tinta								

Gerak Brown

Sistem koloid juga mempunyai sifat kinetik selain sifat optik yang telah dijelaskan diatas. Sifat kinetik ini dapat terjadi karena disebabkan oleh gerakan termal dan gravitasi. Dua hal ini menyebabkan sistem koloid dapat bergerak *zig-zag*.



Gambar 6.7 Robert Brown

Gerakan ini pertama ditemukan oleh seorang ahli biologi yang bernama Robert Brown (Gambar 6.7) yang melakukan pengamatan pada serbuk sari dengan menggunakan mikroskop, sehingga dinamakan gerak Brown.

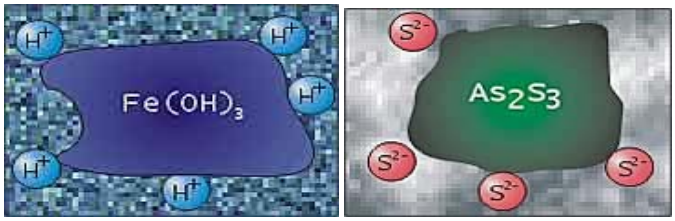
Pengamatan mengenai gerak Brown dapat dilihat pada gambar 6.8 dibawah.



Gambar 6.8 Gerak Brown

Adsorbsi

Beberapa sistem koloid mempunyai sifat dapat melakukan penyerapan (adsorbsi) terhadap partikel atau ion atau senyawa lain (Gambar 6.9). Penyerapan pada permukaan disebut adsorbsi, sedangkan penyerapan sampai pada lapisan dalam disebut absorbsi. Daya penyerapan ini menyebabkan beberapa sistem koloid mempunyai muatan tertentu sesuai muatan yang diserap.



Sistem koloid $Fe(OH)_3$ bermuatan positif karena meng-adsorbsi ion H^+

Sistem koloid As_2S_3 bermuatan positif karena meng-adsorbsi ion S^{2-}

Gambar 6.9 Adsorbsi ion oleh koloid

Koagulasi

Koagulasi atau pengendapan/penggumpalan yang disebabkan oleh gaya gravitasi akan terjadi jika sistem koloid dalam keadaan tidak bermuatan. Ada beberapa hal yang dapat menyebabkan koloid bersifat netral, yaitu:

1. Menggunakan Prinsip Elektroforesis
   Proses elektroforesis adalah pergerakan partikel-partikel koloid yang bermuatan ke elektrode dengan muatan yang berlawanan. Ketika partikel ini mencapai elektrode, maka sistem koloid akan kehilangan muatannya dan bersifat netral.

2. Penambahan koloid lain dengan muatan yang berlawanan
   Ketika koloid bermuatan positif dicampurkan dengan koloid bermuatan negatif, maka muatan tersebut akan saling menghilangkan dan bersifat netral.
3. Penambahan Elektrolit
   Jika suatu elektrolit ditambahkan pada sistem koloid, maka partikel koloid yang bermuatan negatif akan mengadsorpsi koloid dengan muatan positif (kation) dari elektrolit. Begitu juga sebaliknya, partikel positif akan mengadsorpsi partikel negatif (anion) dari elektrolit. Dari adsorpsi diatas, maka terjadi koagulasi.
4. Pendidihan
   Kenaikan suhu sistem koloid menyebabkan tumbukan antar partikel-partikel sol dengan molekul-molekul air bertambah banyak. Hal ini melepaskan elektrolit yang teradsorpsi pada permukaan koloid. Akibatnya partikel tidak bermuatan.

Koloid Liofil dan Koloid Liofob

Sistem koloid dimana fase terdispersinya mempunyai daya adsorbsi relatif lebih besar disebut koloid liofil yang bersifat lebih stabil. Sedangkan jika partikel terdispersinya mempunyai daya adsorbsi relatif lebih lemah disebut koloid liofob yang bersifat kurang stabil. Sol liofil/liofob mudah terkoagulasi dengan sedikit penambahan larutan elektrolit.

- Koloid liofil (suka cairan)
  Koloid dimana terdapat gaya tarik menarik yang cukup besar antara fase terdispersi dengan medium pendispersi. Contoh, disperse kanji, sabun, dan deterjen.
- Koloid liofob (tidak suka cairan)

Koloid dimana terdapat gaya tarik menarik antara fase terdispersi dengan medium pendispersi yang cukup lemah atau bahkan tidak ada sama sekali. Contoh, dispersi emas, belerang dalam air.

Tabel 6.4 Perbedaan antara sol liofil dan liofob

Sifat-Sifat	Sol Liofil	Sol Liofob
Pembuatan	Dapat dibuat langsung dengan mencampurkan fase terdispersi dengan medium pendispersi	Tidak dapat dibuat hanya dengan mencampur fase terdispersi dengan medium pendispersi
Muatan Partikel	Mempunyai muatan yang kecil atau tidak bermuatan	Memiliki muatan positif atau negatif
Adsorpsi Medium Pendispersi	Partikel-partikel sol liofil mengadsorpi medium pendispersi. Terdapat proses solvasi/hidrasi, yaitu terbentuknya lapisan medium pendispersi yang teradsorpsi disekeliling partikel sehingga menyebabkan partikel sol liofil tidak saling bergabung	Partikel-partikel sol liofob tidak mengadsorpsi medium pendispersi. Muatan partikel diperoleh dari adsorpsi partikel-partikel ion yang bermuatan listrik
Viskositas (kekentalan)	Viskositas sol liofil > viskositas medium pendispersi	Viskositas sol liofob hampir sama dengan viskositas medium pendispersi
Penggumpalan	Tidak mudah menggumpal dengan penambahan elektrolit	Mudah menggumpal oleh penambahan elektrolit
Sifat reversibel	Reversibel, artinya fase terdispersi sol liofil dapat dipisahkan dengan koagulasi, kemudian dapat diubah kembali menjadi sol dengan penambahan medium pendispersinya	Irreversibel, artinya sol liofob yang sudah menggumpal tidak dapat diubah lagi menjadi sol
Efek Tyndall	Memberikan efek Tyndall yang lemah	Memberikan efek Tyndall yang jelas
Migrasi dalam medan listrik	Dapat bermigrasi ke anode, katode, atau tidak bermigrasi sama sekali	Akan bergerak ke anode, katode tergantung jenis muatan partikel

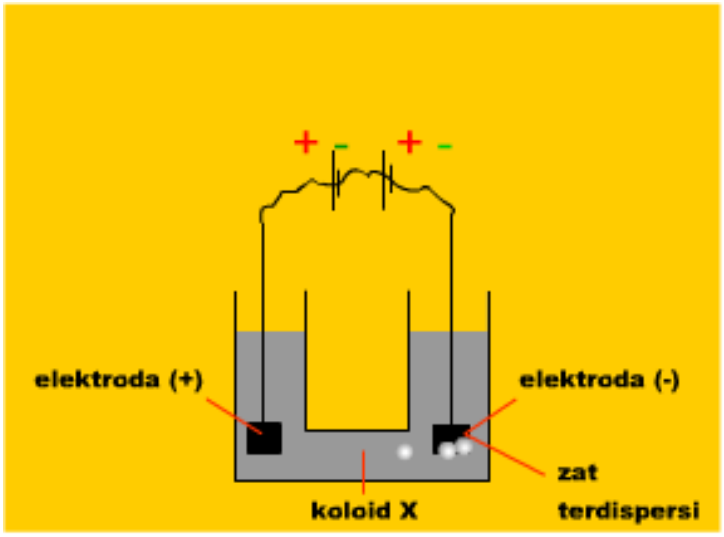
Pemisahan Koloid

- **Elektroforesis**
  Telah disinggung pada pembahasan sebelumnya, elektroforesis merupakan peristiwa pergerakan partikel koloid yang bermuatan ke salah satu elektroda dalam suatu sistem sejenis elektrolisis.

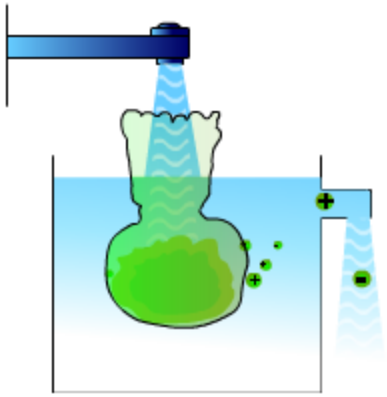
Elektroforesis dapat digunakan untuk mendeteksi muatan suatu sistem koloid. Jika koloid bergerak menuju elektroda positif maka koloid yang dianalisa mempunyai muatan negatif. Begitu juga sebaliknya, jika koloid bergerak menuju elektroda negatif maka koloid yang dianalisa mempunyai muatan positif. Salah satu proses yang menggunakan sistem elektroforesis adalah proses membersihkan asap dalam suatu industri dengan menggunakan alat Cottrell. Penggunaan elektroforesis tidak hanya sebatas itu, melainkan meluas untuk memisahkan partikel yang termasuk dalam ukuran koloid, antara lain pemisahan protein yang mempunyai muatan yang berbeda. Contoh percobaan elektroforesis sederhana untuk menentukan jenis muatan dari koloid X diperlihatkan pada Gambar 6.10.

- **Dialisis**
  Dialisis merupakan proses pemurnian suatu sistem koloid dari partikel-partikel bermuatan yang menempel pada permukaan Pada proses digunakan selaput Semipermeabel (Gambar 6.11). Proses pemisahan ini didasarkan pada perbedaan laju transport partikel. Prinsip dialisis digunakan dalam alat cuci darah bagi penderita gagal ginjal, di mana fungsi ginjal digantikan oleh dialisator.

- **Penyaringan Ultra**
  Penyaringan ultra digunakan untuk memisahkan koloid melewati membran. Proses pemisahan ini didasarkan pada perbedaan tekanan osmosis.



Gambar 6.10 Rangkaian untuk elektrolisis



Gambar 6.11 Prinsip dialisis

Pembuatan Koloid

A. **Kondensasi**
Merupakan cara kimia.
Prinsip umum:
Terjadinya kondensasi partikel molekular membentuk partikel koloid

Kondensasi partikel → koloid

Reaksi kimia untuk menghasilkan koloid meliputi:

- Reaksi Redoks

$2H_2S_{(g)} + SO_{2(aq)} \rightarrow 3S_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$

- Reaksi Hidrolisis

$FeCl_{3(aq)} + 3\ H_2O_{(l)} \rightarrow Fe(OH)_{3(s)} + 3\ HCl_{(aq)}$

- Reaksi Substitusi/Agregasi Ionik

$2H_3AsO_{3(aq)} + 3H_2S_{(g)} \rightarrow As_2S_{3(s)} + 6\ H_2O_{(l)}$

- Reaksi Penggaraman

B. **Dispersi**
Dapat dilakukan dengan cara mekanik maupun dengan cara kimia.

Prinsip umum :

Partikel Besar → Partikel Koloid

Yang termasuk cara dispersi:

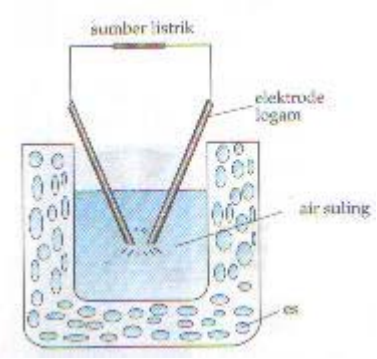
- Cara Mekanik

Cara ini dilakukan dari gumpalan partikel yang besar kemudian dihaluskan dengan cara penggerusan atau penggilingan.

- ❖ Cara Busur Bredig
  Digunakan untuk membuat sol-sol logam dengan loncatan bunga listrik. Instrument Busur Bredig dapat dilihat pada Gambar 6.12.
- ❖ Cara Peptisasi
  Cara peptisasi adalah pembutan koloid dari butir-butir kasar atau dari suatu endapan dengan bantuan pemeptisasi (pemecah).

Contoh :

i. Agar-agar dipeptisasi oleh air ; Karet oleh bensin.
ii. Endapan NiS dipeptisasi oleh H_2S, Endapan $Al(OH)_3$ oleh $AlCl_3$.



Gambar 6.12 Busur Bredig

Ringkasan

Sistem koloid sebenarnya terdiri atas dua fase, yaitu fase *terdispersi* dengan ukuran tertentu dalam medium *pendispersi*. Zat yang didispersikan disebut fase terdispersi sedangkan sedangkan medium yang digunakan untuk mendispersikan disebut medium pendispersi. Sistem koloid dapat digolongkan berdasarkan pada fase terdispersi dan medium pendisfersinya. Koloid mempunyai sifat-sifat seperti gerak Brown, efek Tyndal, adsorpsi, koagolasi. Koloid dapat dipisahkan dengan dialisis, elektroforesis dan penyaringan ultra. Koloid dapat dibuat dengan kondensasi dan dispersi.

Latihan

1. Jelaskan definisi koloid?
2. Jelaskan perbedaan koloid, larutan dan suspensi?
3. Sebutkan macam-macam koloid.
4. Jelaskan sifat-sifat koloid.
5. jelaskan apa yang dimaksud dengan elektroforesis?
6. sebutkan aplikasi koloid dalam kehidupan sehari-hari.

7 Kesetimbangan







Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Memahami konsep kesetimbangan reaksi	Menguasai reaksi kesetimbangan
	Menguasai faktor-faktor yang mempengaruhi pergeseran kesetimbangan
	Menentukan hubungan kuantitatif antara pereaksi dan hasil reaksi dari suatu reaksi kesetimbangan
	Menggunakan satuan konsentrasi dalam membuat larutan

Tujuan pembelajaran	
	1. menjelaskan pengertian reaksi kesetimbangan serta tetapan kesetimbangan.
	2. menentukan hubungan kuantitatif antara pereaksi dan hasil reaksi dalam menghitung Kc dan Kp dari suatu reaksi kesetimbangan.
	3. menentukan pengaruh faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan dalam suatu reaksi kesetimbangan.

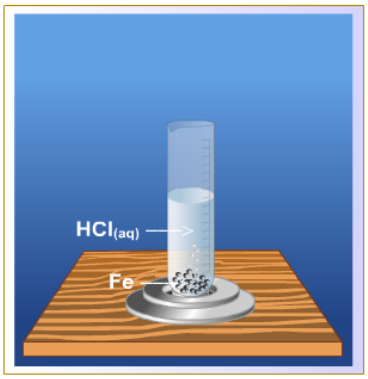
7.1. Definisi

Kesetimbangan dinamis adalah keadaan dimana dua proses yang berlawanan terjadi dengan laju yang sama, akibatnya tidak terjadi perubahan *bersih* dalam sistem pada kesetimbangan.

Contoh :

$Fe_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

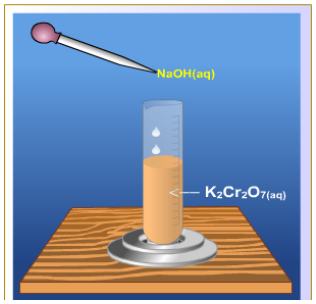
Reaksi dapat berlangsung tuntas, yaitu zat yang direaksikan habis dan terbentuk zat baru.



Gambar 9.1 Reaksi Tuntas

- ✓ Uap mengembun dengan laju yang sama dengan air menguap.
- ✓ Pelarutan padatan, sampai pada titik laju padatan yang terlarut sama dengan padatan yang mengendap saat konsentrasi larutan jenuh (tidak ada perubahan konsentrasi)

Reaksi yang dapat berlangsung dalam dua arah disebut reaksi dapat balik.



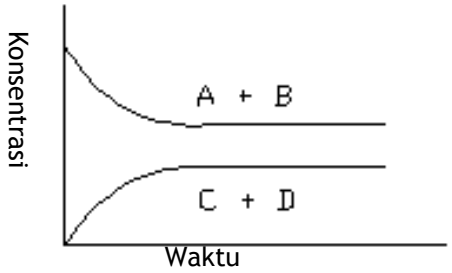
Gambar 9.2 Reaksi Bolak-Balik

Reaksi dapat berlangsung bolak balik, zat semula (reaktan) direaksikan akan habis dan terbentuk zat baru (produk). Zat baru yang terbentuk dapat dapat direaksikan dengan zat lain menghasilkan zat semula. Reaksi ini disebut reaksi bolak-balik.

Hal ini juga bisa digambarkan dengan hal sebagai berikut, yaitu apabila dalam suatu reaksi kimia, kecepatan reaksi ke kanan sama dengan kecepatan reaksi ke kiri maka, reaksi dikatakan dalam keadaan setimbang. Secara umum reaksii kesetimbangan dapat dinyatakan sebagai :

$$A + B \longleftrightarrow C + D$$

Mula-mula zat A dan zat B sebagai reaktan (tidak harus dalam jumlah yang sama) dicampur dalam suatu tabung reaksi. Konsentrasi A dan B kemudian diukur pada selang waktu tertentu. Bila hasil pengukuran itu digambarkan dalam sebuah grafik konsentrasi sebagai fungsi dari waktu maka akan tampak gambar sebagai berikut:



Gambar 9.3 Perubahan konsentrasi terhadap waktu

Penurunan konsentrasi A dan B mula-mula terjadi dengan cepat, makin lama semakin lambat sampai pada akhirnya konstan. Sebaliknya yang terjadi pada produk zat C dan D. Pada awal reaksi konsentrasinya = 0, kemudian bertambah dengan cepat tapi makin lama semakin lambat sampai akhirnya menjadi konstan. Pada waktu t = t~ konsentrasi masing-masing zat A, B, C, dan D menjadi konstan, yang berarti bahwa laju reaksi kekiri = laju reaksi kekanan.

7.2 Karakteristik keadaan kesetimbangan

Ada empat aspek dasar keadaan kesetimbangan, yaitu :

1. Keadaan kesetimbangan tidak menunjukkan perubahan makroskopik yang nyata
2. Keadaan kesetimbangan dicapai melalui proses yang berlangsung spontan
3. Keadaan kesetimbangan menunjukkan keseimbangan dinamik antara proses maju atau balik
4. Keadaan kesetimbangan adalah sama walaupun arah pendekatannya berbeda

7.3 Macam - macam sistem kesetimbangan, yaitu :

1. Kesetimbangan dalam sistem homogen
   a. Kesetimbangan dalam sistem gas-gas
   Contoh : $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow \quad 2SO_{3(g)}$

   b. Kesetimbangan dalam sistem larutan-larutan
   Contoh : $NH_4OH_{(aq)} \leftrightarrow NH^{4+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$

2. Kesetimbangan dalam sistem heterogen
   a. Kesetimbangan dalam sistem padat gas
   Contoh : $CaCO_{3(s)} \leftrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

   b. Kesetimbangan sistem padat larutan
   Contoh : $BaSO_{4(s)} \leftrightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

   c. Kesetimbangan dalam sistem larutan padat gas
   Contoh : $Ca(HCO_3)_{2(aq)} \leftrightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$

7.4 Konstanta kesetimbangan

Konstanta ksetimbangan yang dinyatakan dengan term konsentrasi (Kc) dapat mempunyai harga yang sangat besar atau sangat kecil. Bila konstanta kesetimbangan (Kc) kecil (Kc < 1), berarti bahwa pada keadaan kesetimbangan konsentrasi dari produk adalah kecil, sehingga konstanta kesetimbangan yang kecil menunjukkan reaksi bolak-balik tidak berlangsung dengan baik. Misalnya jika reaksi :

$$\mathbf{A_{(g)} + B_{(g)} \leftrightarrow C_{(g)} + D_{(g)}}$$

Dengan Kc = 10^{-5} berarti bahwa campuran A dan B tidak banyak menghasilkan C dan D pada kesetimbangan. Bila konstanta kesetimbangan besar (Kc > 1) berarti bahwa konsentrasi reaktan yang tinggal pada kesetimbangan adalah kecil, sehingga harga konstanta kesetimbangan yang besar menunjukkan bahwa reaksi berlangsung ke kanan dengan baik. Misalnya untuk reaksi :

$$\mathbf{E_{(g)} + F_{(g)} \leftrightarrow G_{(g)} + H_{(g)}}$$

Dengan harga Kc = 10^5 berarti campuran E dan F akan berubah hampir sempurna menjadi G dan H. Harga konstanta kesetimbangan dapat ditentukan berdasarkan data eksperimen.

7.5 Hukum Guldberg dan Wange :



Gambar 9.4 Guldberg

Dalam keadaan kesetimbangan pada suhu tetap, maka hasil kali konsentrasi zat-zat hasil reaksi dibagi dengan hasil kali konsentrasi pereaksi yang sisa dimana masing-masing konsentrasi itu dipangkatkan dengan koefisien reaksinya adalah tetap.

Pernyataan tersebut juga dikenal sebagai hukum kesetimbangan.

Untuk reaksi kesetimbangan :

$a\ A + b\ B \leftrightarrow c\ C + d\ D$

maka:

$$Kc = (C)^c \times (D)^d / (A)^a \times (B)^b$$

K_c adalah konstanta kesetimbangan yang ***harganya tetap selama suhu tetap***.

Berikut adalah contoh soal tentang pergeseran kimia.

Contoh 1 :

$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$

$$Kc = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$$

$2N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

$$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^2[H_2]^3}$$

Contoh 2 :

Dalam ruang 2 L pada suhu t °C direaksikan 0,7 mol gas N_2 dan 1 mol gas H_2. pada saat kesetimbangan dalam ruang terdapat 0,4 mol gasNH3. tentukan harga Kc pada suhu tersebut !!!

Jawaban :

Reaksinya adalah :	$2N_{2(g)}$	+	$3H_{2(g)}$	↔	$2NH_{3(g)}$
Σ mol mula-mula	0,7		1		
Σ mol yang berubah	½ x 0,4		2/3 x 0,4	~	0,4
	0,2		0,6		---
Σ mol dalam keadaan setimbang	0,5 mol		0,4 mol		0,4 mol

$[N_2] = \frac{0,5}{2} mol/L$ = 0,25 M

$[H_2] = \frac{0,4}{2} mol/L$ = 0,2 M

$[NH_3] = \frac{0,4}{2} mol/L$ = 0,2 M

$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^2[H_2]^3} = \frac{[0,2]^2}{[0,25][0,2]^3}$ = 20 M

7.6 beberapa hal yang harus diperhatikan



Gambar 9.5 kesetimbangan gas

- Jika zat-zat terdapat dalam kesetimbangan berbentuk padat dan gas, maka yang dimasukkan dalam persamaan kesetimbangan hanya zat-zat yang berbentuk *gas* saja sebab konsentrasi zat padat adalah tetap dan nilainya telah terhitung dalam harga Kc itu.

  Contoh : $C_{(s)} + CO_{2(g)} \leftrightarrow 2CO_{(g)}$
  $K_c = (CO)^2 / (CO_2)$

- Jika kesetimbangan antara zat padat dan larutan yang dimasukkan dalam perhitungan K_c hanya konsentrasi zat-zat yang *larut* saja.

  Contoh : $Zn(s) + Cu^{2+}_{(aq)} \leftrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
  $K_c = (Zn^{2+}) / (CO^{2+})$

- Untuk kesetimbangan antara zat-zat dalam larutan jika pelarutnya tergolong salah satu reaktan atau hasil reaksinya maka konsentrasi dari pelarut itu tidak dimasukkan dalam perhitungan Kc.

  Contoh : $CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
  $K_c = (CH_3COOH) \times (OH^-) / (CH_3COO^-)$

Contoh soal:

1. Satu mol AB direaksikan dengan satu mol CD menurut persamaan reaksi :

   $AB_{(g)} + CD_{(g)} \leftrightarrow AD_{(g)} + BC_{(g)}$

   Setelah kesetimbangan tercapai ternyata 3/4 mol senyawa CD berubah menjadi AD dan BC. Kalau volume ruangan 1 liter, tentukan tetapan kesetimbangan untuk reaksi ini !

   Jawab:

   Perhatikan reaksi kesetimbangan di atas jika ternyata CD berubah (bereaksi) sebanyak 3/4 mol maka AB yang bereaksi juga 3/4 mol (karena koefsiennya sama).
   Dalam keadaan kesetimbangan:

   (AD) = (BC) = 3/4 mol/l
   (AB) sisa = (CD) sisa = 1 - 3/4 = 1/4 n mol/l

$K_c = [(AD) \times (BC)]/[(AB) \times (CD)] = [(3/4) \times (3/4)]/[(1/4) \times (1/4)] = 9$

2. Jika tetapan kesetimbangan untuk reaksi :
   $A_{(g)} + 2B_{(g)} \leftrightarrow 4C_{(g)}$

   sama dengan 0.25, maka berapakah besarnya tetapan kesetimbangan bagi reaksi:
   $2C_{(g)} \leftrightarrow 1/2A_{(g)} + B_{(g)}$

   Jawab:
   - Untuk reaksi pertama:
     $K_1 = (C)^4/[(A) \times (B)^2]$
     $= 0.25$
   - Untuk reaksi kedua :
     $K_2 = [(A)^{1/2} \times (B)]/(C)^2$
   - Hubungan antara K_1 dan K_2 dapat dinyatakan sebagai : $K_1 = 1 / (K_2)^2$ & $K_2 = 2$

7.7 Azas Le Chatelier

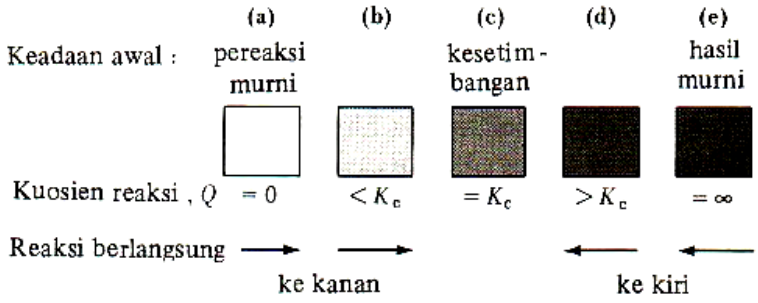
Pengaruh dari luar sering dikatakan dengan memasukkan gangguan pada kesetimbangan. sistem akan mengatur untuk mengurangi gangguan.



Gambar 9.6 Le Chatelier

Bila pada sistem kesetimbangan diadakan aksi, maka sistem akan mengadakan reaksi sedemikian rupa sehingga pengaruh aksi itu menjadi sekecil-kecilnya.

Perubahan dari keadaan kesetimbangan semula ke keadaan kesetimbangan yang baru akibat adanya aksi atau pengaruh dari luar itu dikenal dengan pergeseran kesetimbangan.



Gambar 9.7 Pergeseran kesetimbangan

Bagi reaksi:

A + B ↔ C + D

Contoh :

Dalam ruang tertutup yang volumenya 5 L pada suhu t °C, terdapat dalam kesetimbangan 0,4 mol gas H_2, 0,5 mol gas Cl_2 dan 0,6 mol gas HCl. Pada suhu tetap dimasukkan 0,4 mol gas HCl. Tentukan susunan gas dalam kesetimbangan yang baru !!

Jawaban :

Reaksinya : $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$

	$H_{2(g)}$	$Cl_{2(g)}$	$2HCl_{(g)}$
	0,4	0,5	0,6
Ditambahkan :			+ 0,4
Pergeseran :	+x mol	+x mol	-2x mol
Kesetimbangan baru :	(0,4 + x) mol	(0,5 + x) mol	(1 - 2x) mol

$$[H_2] = \frac{0,4 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,08 \text{ M}$$

$$[Cl_2] = \frac{0,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

$$[HCl] = \frac{0,6 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,12 \text{ M}$$

$$Kc = \frac{[HCl]^2}{[H_2]\,[Cl_2]} = \frac{[0,12]^2}{[0,08]\,[0,1]} = 1,8 \text{ M}$$

$$Kc = \frac{\frac{(0,4 + x)^2}{5}}{\frac{(0,4 + x)}{5}\ \frac{(1 - 2x)}{5}} = 1,8 \text{ M}$$

$x = 0.12$ mol

Susunan gas dalam kesetimbangan baru :

$H_2 = 0,4 \text{ mol} + 0,12 \text{ mol} = 0,52 \text{ mol}$

$Cl_2 = 0,5 \text{ mol} + 0,12 \text{ mol} = 0,62 \text{ mol}$

$HCl = 1 - 2\,(0,12 \text{ mol}) = 0,76 \text{ mol}$

Kemungkinan terjadinya pergeseran

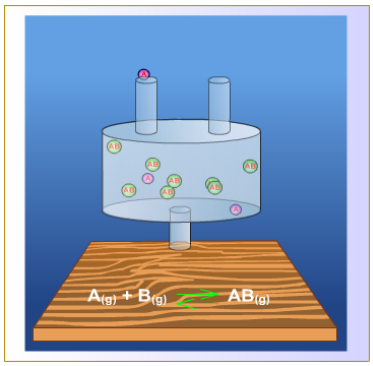
Reaksi bergeser ke arah zat yang ditambahkan atau diganti dengan zat yang dihilangkan

1. **Dari kiri ke kanan,** berarti A bereaksi dengan B memhentuk C dan D, sehingga jumlah mol A dan Bherkurang, sedangkan C dan D bertambah.
2. **Dari kanan ke kiri,** berarti C dan D bereaksi membentuk A dan B. sehingga jumlah mol C dan D berkurang, sedangkan A dan B bertambah.

7.8 Faktor-faktor yang dapat menggeser letak kesetimbangan

a. Perubahan konsentrasi salah satu zat
b. Perubahan volume atau tekanan
c. Perubahan suhu

7.8.1. Perubahan Konsentrasi Salah Satu Zat



Gambar 7.8 Pengaruh Konsentrasi dalam Pergeseran Kimia

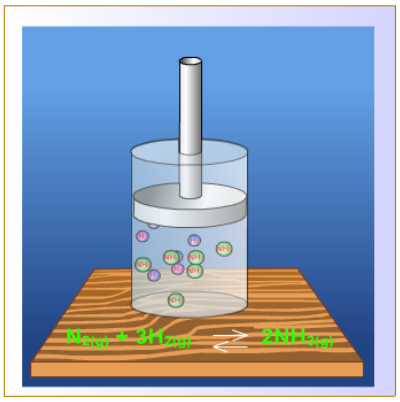
Apabila dalam sistem kesetimbangan homogen, konsentrasi salah satu zat diperbesar, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah yang berlawanan dari zat tersebut. Sebaliknya, jika konsentrasi salah satu zat diperkecil, maka kesetimbangan akan bergeser ke pihak zat tersebut.

Contoh : $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)}$

Bila pada sistem kesetimbangan ini ditambahkan gas SO_2, maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan.

- Bila pada sistem kesetimbangan ini dikurangi gas O_2, maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri.

7.8.2. Perubahan volume atau tekanan



Gambar 7.9 Pengaruh Volume / Tekanan dalam Pegeseran kesetimbangan

Jika dalam suatu sistem kesetimbangan dilakukan aksi yang menyebabkan perubahan volume (bersamaan dengan perubahan tekanan), maka dalam sistem akan mengadakan berupa pergeseran kesetimbangan.

- Jika tekanan diperbesar = volume diperkecil, kesetimbangan akan bergeser ke arah jumlah ***Koefisien Reaksi Kecil***.

- Jika tekanan diperkecil = volume diperbesar, kesetimbangan akan bergeser ke arah jumlah ***Koefisien reaksi besar***.

- Pada sistem kesetimbangan dimana jumlah koefisien reaksi sebelah kiri = jumlah koefisien sebelah kanan, maka perubahan tekanan/volume ***tidak menggeser*** letak kesetimbangan.

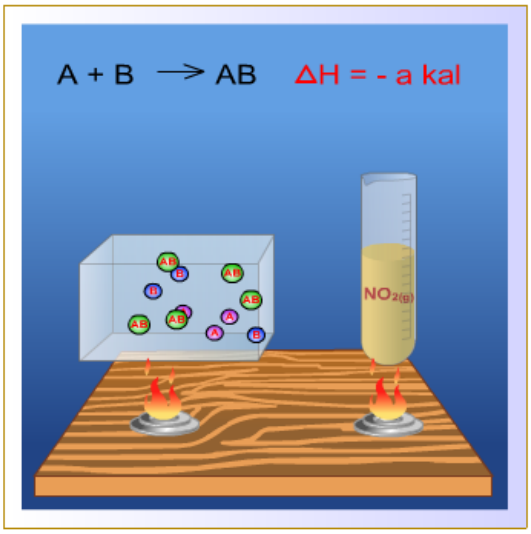
  Contoh : $N_2(g)+3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$

  Koefisien reaksi di kanan = 2

  Koefisien reaksi di kiri = 4

- Bila pada sistem kesetimbangan tekanan diperbesar (=volume diperkecil), maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan.
- Bila pada sistem kesetimbangan tekanan diperkecil (=volume diperbesar), maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri.

7.8.3. Perubahan suhu



Gambar 7.10 Pengaruh suhu dalam pergeseran kimia.

Menurut Van't Hoff:



Gambar 7.11 Van't Hoff

- Bila pada sistem kesetimbangan subu dinaikkan, maka kesetimbangan reaksi akan bergeser ke arah yang *membutuhkan kalor* (ke arah reaksi endoterm).

- Bila pada sistem kesetimbangan suhu diturunkan, maka kesetimbangan reaksi akan bergeser ke arah yang *membebaskan kalor* (ke arah reaksi eksoterm).
  Contoh: $2NO(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$; $\Delta H = -216$ kJ
- Jika suhu dinaikkan, maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri.

- Jika suhu diturunkan, maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan.

7.8.4. Pengaruh Katalisator Terhadap Kesetimbangan



Gambar 7.12 pengaruh katalisator

Fungsi katalisator dalam reaksi kesetimbangan adalah mempercepat tercapainya kesetimbangan dan *tidak* merubah letak kesetimbangan (harga tetapan kesetimbangan K_c tetap), hal ini disebabkan katalisator mempercepat reaksi ke kanan dan ke kiri sama besar.

7.9 Hubungan Antara Harga K_c Dengan K_p

Untuk reaksi umum:

$$a\ A_{(g)} + b\ B_{(g)} \leftrightarrow c\ C_{(g)} + d\ D_{(g)}$$

Harga tetapan kesetimbangan:

$$K_c = [(C)^c . (D)^d] / [(A)^a . (B)^b]$$
$$K_p = (P_C^c \times P_D^d) / (P_A^a \times P_B^b)$$

Dimana : P_A, P_B, P_C dan P_D merupakan tekanan parsial masing-masing gas A, B, C dan D.
Untuk gas ideal berlaku :
pV = nRt
C = p/RT
C_A = pA/RT
C_B = pA/RT dan seterusnya.

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

$$= \frac{(pC/RT)^c (pD/RT)^d}{(pA/RT)^a (pB/RT)^b}$$

$$K_c = \frac{pC^c pD^d}{pA^a pB^b} (1/RT)^{c+d-a-b}$$

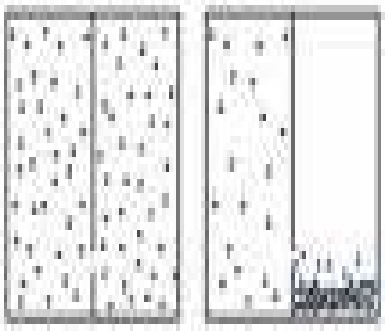
$K_c = K_p(1/RT)^{\Delta n}$
Secara matematis, hubungan antara K_c dan K_p dapat diturunkan sebagai:

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

dimana Δn adalah selisih (jumlah koefisien gas kanan) dan (jumlah koefisien gas kiri).
Contoh:
Jika diketahui reaksi kesetimbangan:
$CO_2(g) + C(s) \leftrightarrow 2CO(g)$
Pada suhu 300^o C, harga K_p= 16. Hitunglah tekanan parsial CO_2, jika tekanan total dalaun ruang 5 atm!

Jawab:
Misalkan tekanan parsial gas CO = x atm, maka tekanan parsial gas CO_2 = (5 - x) atm.
$K_p = (PCO)^2 / PCO_2 = x^2 / (5 - x) = 16 \rightarrow x = 4$
Jadi tekanan parsial gas CO_2 = (5 - 4) = 1 atm

7.9.1. Kesetimbangan Heterogen



Gambar 7.13 kesetimbangan heterogen

Perhatikan reaksi dekomposisi berikut :
$CaCO_{3(p)} \leftrightarrow CaO_{(p)} + CO_{2(g)}$
Campuran dua zat padat yang tidak membentuk larutan padat terdiri dari dua fasa, masing-masing adalah senyawa yang murni dan mempunyai komposisi yang konstan.
$K_c = CO_2$
$K_p = P_{CO2}$
$K_p = K_c \,.\, RT^{\Delta n}$

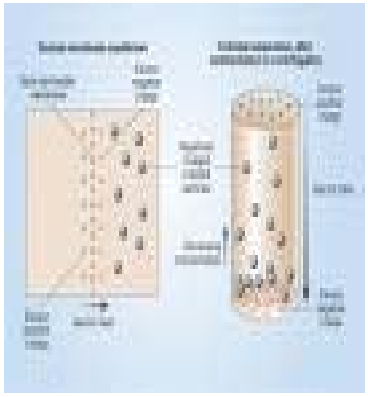
7.9.2. Kesetimbangan Donnan



Gambar 7.14 Frederick G. donnan

Teori kesetimbangan Donnan (1911) adalah mengenai kesetimbangan antara dua elektrolit yang terpisah oleh suatu selaput ataupun jel, bilamana sekurang-kurangnya satu dari kedua elektrolit itu mengandung suatu ion misalnya ion koloid yang tidak dapat mendifusi melalui selaput itu.

Kesetimbanagn Donnan berperan pada berbagai gejala biologi dan bukan biologi.



Gambar 7.15 Kesetimbangan donan dalam membran

Sebagai contoh elektrolit NaCl dengan konsentrasi awal c_1 dan NaR dengan konsentrasi awal c_2, terpisah oleh suatu membran MM yang tak dapat dilalui oleh ion besar R^-.ion R^- misalnya ion protein, ion kongo merah, atau suatu zat pewarna koloid. NaCl dengan aktivitas a_1 diruang I akan berdifusi keruang II menjadi aktivitas a_2 dengan perubahan energi bebas Gibbs :

$G = RT \ln a_1/a_2$

Pada akhirnya terjadi kesetimbanagn jika :

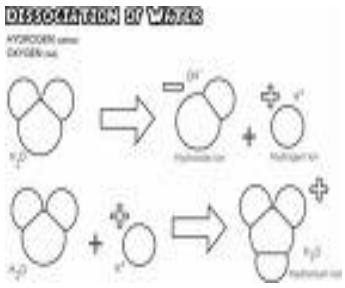
$\Delta G = 0$

$a_1 = a_2$

Dengan kesetimbangan Donnan dapat dipahami secara kualitatif terjadinya potensial biolistrik dalam sel-sel dan badan hewan namun potensial itu kerap lebih besar dari yang dapat dihitung dengan menggunakan rumus diatas. Belut listrik mempunyai potensial listrik ampai 100 Volt yang digunakannya sebagai senjata.

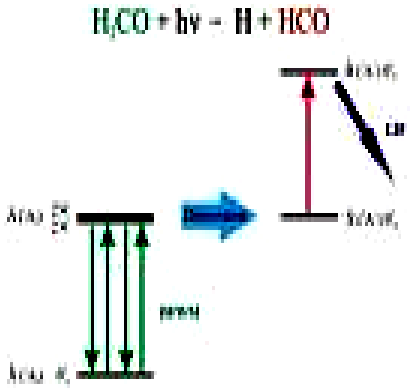
7.10 Dissosiasi

Disosiasi adalah penguraian suatu zat menjadi beberapa zat lain yang lebih sederhana.



Gambar 7.16 dissosiasi

Derajat disosiasi adalah perbandingan antara jumlah mol yang terurai dengan jumlah mol mula-mula.



Gambar 7.17 Dissosiasi Unimolecular

Contoh:
$2NH_3(g) \leftrightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$
besarnya nilai derajat disosiasi (α):

α = mol NH_3 yang terurai / mol NH_3 mula-mula

Harga derajat disosiasi terletak antara 0 dan 1, jika:

a = 0 berarti tidak terjadi penguraian
a = 1 berarti terjadi penguraian sempurna
0 < α < 1 berarti disosiasi pada reaksi setimbang (disosiasi sebagian).

Contoh:
Dalam reaksi disosiasi N_2O_4 berdasarkan persamaan

$N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$

banyaknya mol N_2O_4 dan NO_2 pada keadaan setimbang adalah sama. Pada keadaan ini berapakah harga derajat disosiasinya ?

Jawab:
Misalkan mol N_2O_4 mula-mula = a mol
mol N_2O_4 yang terurai = a α mol → mol N_2O_4 sisa = a (1 - α) mol
mol NO_2 yang terbentuk = 2 x mol N_2O_4 yang terurai = 2 a α mol

Pada keadaan setimbang:
mol N_2O_4 sisa = mol NO_2 yang terbentuk
a(1 - α) = 2a α → 1 - α = 2 α → α = 1/3

KESIMPULAN

Kesetimbangan dinamik. ketika dua zat kimia yang berbeda bereakasi pada laju yang sama, maka sistem tersebut berada dalam keadaan kesetimbangan dinamik dan konsentrasi dari reaktan dan produk konstan.

Prinsip Le Chatelier's. Prinsip ini adalah suatu keadaan dimana ketika kesetimbangan terganggu, perubahan kimia terjadi pada arah yang berlawanan dengan gangguan yang mempengaruhi dan membawa sistem ke keadaan kesetimbangan lagi.

SOAL-SOAL

1. Pada suhu 21,5^{0}C dan total tekanan 0,0787 atm N_2O_4 terdisosias sebanyak 48,3% menjadi NO_2. tentukan harga K_c. Pada tekanan berapa disosiasi menjadi 10%?

2. Tetapan kesetimbangan pada 350 K untuk reaksi :

   $Br_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow\square\square 2\ IBr_{(g)}$

Adalah 322. Brom ini dengan tekanan parsial awal 0,05 atm dicampur dengan iodin dengan tekanan parsial 0,04 atm dan dijaga keadaanya pada suhu 350 K sampai kesetimbangan tercapai. Hitung tekanan parsial kesetimbanagn untuk tiap-tiap gas.

3. Sebuah kotak bejana yang berisi CO, Cl_2, dan $COCl_2$ ada dalam kesetimbangan pada suhu 1000 K. Tunjukkan secara kualitatif bagaimana pengaruh
   a. Konsentrasi
   b. Jumlah mol masing-masing komponen bila kedalam bejana :
      - dimasukkan CO
      - diberi tambahan tekanan
      - CO dihilangkan

4. Diketahui reaksi kesetimbangan :
   A. $NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \leftrightarrow NH_4Cl_{(g)}$
   B. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_3Cl_{(g)}$
   C. $N_2O_{4(g)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$
   D. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2Hl_{2(g)}$
   a. A dan B
   b. A dan D
   c. A dan C
   d. C
   e. D
   f.
5. Pada kesetimbangan $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)}$ +189,64 kj Konsentrasi SO_3 dalam ruang akan bertambah jika.....
   a. Volume ruang diperbesar
   b. Konsentrasi gas O_2 dikurangi
   c. Tekanan ruang dikurangi
   d. Suhu diturunkan
   e. Konsentrasi gas SO_2 dikurangi

6. Reaksi kesetimbangan
   $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)}$
   Tekanan dalam sistem diperbesar, maka kesetimbangan ....
   a. Bergeser ke kanan
   b. Bergeser ke kiri
   c. Tidak bergeser
   d. Berhenti sementara
   e. Berhenti selamanya

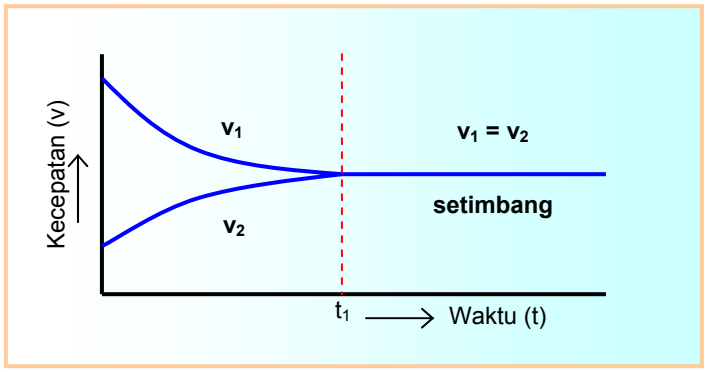
7. Reaksi kesetimbangan
   $NH_{3(g)} + CO_{2(g)} \leftrightarrow CO(NH_2)_{2(s)}$
   Pada suhu dan volume tetap, ditambahkan katalis, maka ...
   a. Kesetimbangan tidak bergeser
   b. Kesetimbangan bergeser ke kiri
   c. Kesetimbangan bergeser ke kanan

d. Kesetimbangan terhenti
e. Terjadi perubahan katalis

8. Reaksi kesetimbangan
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$
Pada 27 ºC mempunyai harga Kp = 2,5 x 10^{-3} atm^{-2}, maka harga Kc-nya adalah.....
a. 1,26 mol^{-2} L^2
b. 4,10 mol^{-2} L^2
c. 16,81 mol^{-2} L^2
d. 250 mol^{-2} L^2
e. 400 mol^{-2} L^2

SOAL :

1. Perhatikan grafik berikut ini :



Jelaskan grafik hubungan perubahan laju reaksi terhadap waktu pada reaksi kesetimbangan, seperti yang digambarkan pada grafik diatas

2. Tetapan kesetimbangan $2HI \leftrightarrow H_2 + I_2$ adalah ¼ . Dari ½ mol HI pada volume 1 dm^3, berapa mol H_2 yang dihasilkan ?
3. Contoh aplikasi reaksi kesetimbangan dalam industri adalah pembuatan ammonia yang reaksinya sebagai berikut :
$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$ ΔH = -92 kJ
Menurut proses Haber-Bosch, pembuatan ammonia tersebut harus dilakukan pada tekanan dan suhu yang tinggi. Jelaskan mengapa!

8 Termokimia



Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Menentukan perubahan entalpi berdasarkan konsep termokimia	Menjelaskan entalpi dan perubahan entalpi
	Menentukan perubahan entalpi reaksi
	Menentukan kalor pembakaran berbagai bahan bakar
Tujuan pembelajaran	
	1. Siswa mampu mendefinisikan pengertian istilah-istilah dalam reaksi termokimia beserta contohnya
	1. 2. Siswa mampu menjelaskan pengertian entalpi suatu zat dan perubahannnya.
	3. Siswa mampu menentukan ΔH reaksi berdasarkan hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan standar, eksperimen dan data energi ikatan

8.1 Definisi

Termokimia dapat didefinisikan sebagai bagian ilmu kimia yang mempelajari dinamika atau perubahan reaksi kimia dengan mengamati panas/termal nya saja. Salah satu terapan ilmu ini dalam kehidupan sehari-hari ialah reaksi kimia dalam tubuh kita dimana produksi dari energi-energi yang dibutuhkan atau dikeluarkan untuk semua tugas yang kita lakukan. Pembakaran dari bahan bakar seperti minyak dan batu bara dipakai untuk pembangkit listrik. Bensin yang dibakar dalam mesin mobil akan menghasilkan kekuatan yang menyebabkan mobil berjalan. Bila kita mempunyai kompor gas berarti kita membakar gas metan (komponen utama dari gas alam) yang menghasilkan panas untuk memasak. Dan melalui urutan reaksi yang

disebut metabolisme, makanan yang dimakan akan menghasilkan energi yang kita perlukan untuk tubuh agar berfungsi.
Hampir semua reaksi kimia selalu ada energi yang diambil atau dikeluarkan. Mari kita periksa terjadinya hal ini dan bagaimana kita mengetahui adanya perubahan energi.



Gambar 8.1 peristiwa termokimia

Misalkan kita akan melakukan reaksi kimia dalam suatu tempat tertutup sehingga tak ada panas yang dapat keluar atau masuk kedalam campuran reaksi tersebut. Atau reaksi dilakukan sedemikian rupa sehingga energi total tetap sama. Juga misalkan energi potensial dari hasil reaksi lebih rendah dari energi potensial pereaksi sehingga waktu reaksi terjadi ada penurunan energi potensial. Tetapi energi ini tak dapat hilang begitu saja karena energi total (kinetik dan potensial) harus tetap konstan. Sebab itu, bila energi potensialnya turun, maka energi kinetiknya harus naik berarti energi potensial berubah menjadi energi kinetik. Penambahan jumlah energi kinetik akan menyebabkan harga rata-rata energi kinetik dari molekul-molekul naik, yang kita lihat sebagai kenaikan temperatur dari campuran reaksi. Campuran reaksi menjadi panas.

Kebanyakan reaksi kimia tidaklah tertutup dari dunia luar. Bila campuran reaksi menjadi panas seperti digambarkan dibawah, panas dapat mengalir ke sekelilingnya. Setiap perubahan yang dapat melepaskan energi ke sekelilingnya seperti ini disebut perubahan eksoterm. Perhatikan bahwa bila terjadi reaksi eksoterm, temperatur dari campuran reaksi akan naik dan energi potensial dari zat-zat kimia yang bersangkutan akan turun.

Kadang-kadang perubahan kimia terjadi dimana ada kenaikan energi potensial dari zat-zat bersangkutan. Bila hal ini terjadi, maka energi kinetiknya akan turun sehingga temperaturnya juga turun. Bila sistem tidak tertutup di sekelilingnya, panas dapat mengalir ke campuran reaksi dan perubahannya disebut perubahan endoterm. Perhatikan bahwa bila terjadi suatu reaksi endoterm, temperatur dari campuran reaksi akan turun dan energi potensial dari zat-zat yang ikut dalam reaksi akan naik.



Gambar 8.2 Peristiwa kebakaran menghasilkan panas

8.2 Pengukuran energi dalam reaksi kimia

Satuan internasional standar untuk energi yaitu Joule (J) diturunkan dari energi kinetik. Satu joule = 1 kgm^2/s^2. Setara dengan jumlah energi yang dipunyai suatu benda dengan massa 2 kg dan kecepatan 1 m/detik (bila dalam satuan Inggris, benda dengan massa 4,4 lb dan kecepatan 197 ft/menit atau 2,2 mile/jam).

1 J = 1 kg m^2/s^2

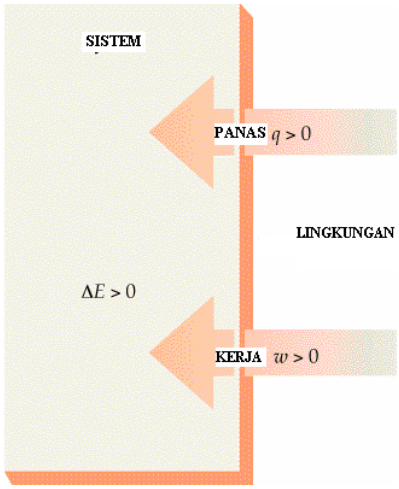
Satuan energi yang lebih kecil yang dipakai dalam fisika disebut erg yang harganya = $1x10^{-7}$ J. Dalam mengacu pada energi yang terlibat dalam reaksi antara pereaksi dengan ukuran molekul biasanya digantikan satuan yang lebih besar yaitu kilojoule (kJ). Satu kilojoule = 1000 joule (1 kJ = 1000J).

Semua bentuk energi dapat diubah keseluruhannya ke panas dan bila seorang ahli kimia mengukur energi, biasanya dalam bentuk kalor. Cara yang biasa digunakan untuk menyatakan panas disebut kalori (singkatan kal). Definisinya berasal dari pengaruh panas pada suhu benda. Mula-mula kalori didefinisikan sebagai jumlah panas yang diperlukan untuk menaikkan temperatur 1 gram air dengan suhu asal 15^0C sebesar 1^0C. Kilokalori (kkal) seperti juga kilojoule merupakan satuan yang lebih sesuai untuk menyatakan perubahan energi dalam reaksi kimia. Satuan kilokalori juga digunakan untuk menyatakan energi yang terdapat dalam makanan.

Dengan diterimanya SI, sekarang juga joule (atau kilojoule) lebih disukai dan kalori didefinisi ulang dalam satuan SI. Sekarang kalori dan kilokalori didefinisikan secara eksak sebagai berikut :

1 kal = 4,184 J
1 kkal = 4,184 kJ

8.3 Panas reaksi dan termokimia



Gambar 8.3 Hubungan sistem dengan lingkungan

Pelajaran mengenai panas reaksi dinamakan termokimia yang merupakan bagian dari cabang ilmu pengetahuan yang lebih besar yaitu termodinamika. Sebelum pembicaraan mengenai prisip termokimia ini kita lanjutkan, akan dibuat dulu definisi dari beberapa istilah. Salah satu dari istilah yang akan dipakai adalah sistim. Sistim adalah sebagian dari alam semesta yang sedang kita pelajari. Mungkin saja misalnya suatu reaksi kimia yang terjadi dalam suatu gelas kimia. Di luar sistim adalah lingkungan. Dalam menerangkan suatu sistim, kita harus memperinci sifat-sifatnya secara tepat. Diberikan suhunya, tekanan, jumlah mol dari tiap zat dan berupa cairan, padat atau gas. Setelah semua variabel ini ditentukan berarti semua sifat-sifat sistim sudah pasti, berarti kita telah menggambarkan keadaan dari sistim.

Bila perubahan terjadi pada sebuah sistim maka dikatakan bahwa sistim bergerak dari keadaan satu ke keadaan yang lain. Bila sistim diisolasi dari lingkungan sehingga tak ada panas yang dapat mengalir maka perubahan yang terjadi di dalam sistim adalah *perubahan adiabatik*. Selama ada perubahan adiabatik, maka suhu dari sistim akan menggeser, bila reaksinya eksotermik akan naik sedangkan bila reaksinya endotermik akan turun. Bila sistim tak diisolasi dari lingkungannya, maka panas akan mengalir antara keduanya, maka bila terjadi reaksi, suhu dari sistim dapat dibuat tetap. Perubahan yang terjadi pada temperatur tetap dinamakan *perubahan isotermik*. Telah dikatakan, bila terjadi reaksi eksotermik atau endotermik maka pada zat-zat kimia yang terlibat akan terjadi perubahan energi potensial. Panas reaksi yang kita ukur akan sama dengan perubahan energi potensial ini. Mulai sekarang kita akan menggunakan perubahan ini dalam beberapa kuantitas sehingga perlu

ditegakkan beberapa peraturan untuk menyatakan perubahan secara umum.

Simbol Δ (huruf Yunani untuk delta) umumnya dipakai untuk menyatakan perubahan kuantitas. Misalnya perubahan suhu dapat ditulis dengan ΔT, dimana T menunjukkan temperatur. Dalam praktek biasanya dalam menunjukkan perubahan adalah dengan cara mengurangi temperatur akhir dengan temperatur mula-mula.

$\Delta T = T_{akhir} - T_{mula\text{-}mula}$

Demikian juga, perubahan energi potensial (Ep)

$\Delta(E.P) = EP_{akhir} - EP_{awal}$

Dari definisi ini didapat suatu kesepakatan dalam tanda aljabar untuk perubahan eksoterm dan endoterm. Dalam perubahan eksotermik, energi potensial dari hasil reaksi lebih rendah dari energi potensial pereaksi berarti EP_{akhir} lebih rendah dari $EP_{mula\text{-}mula}$. Sehingga harga ΔEP mempunyai harga negatif. Kebalikannya dengan reaksi endoterm, dimana harga ΔEP adalah positif.

8.3.1 Reaksi eksoterm dan endoterm



Gambar 8.4 Peristiwa endoterm (kanan) dan eksoterm (kiri)

a. Reaksi Eksoterm

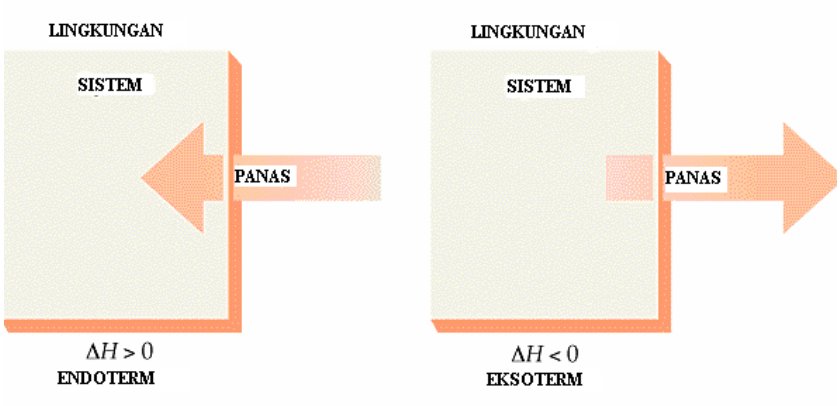
Pada reaksi eksoterm terjadi perpindahan kalor dari sistem ke lingkungan atau pada reaksi tersebut dikeluarkan panas.
Pada reaksi eksoterm harga ΔH = negatif (-)
Contoh :
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 393.5\ kJ$;
ΔH = -393.5 kJ

b. Reaksi endoterm

Pada reaksi terjadi perpindahan kalor dari lingkungan ke sistem atau pada reaksi tersebut dibutuhkan panas.
Pada reaksi endoterm harga ΔH = positif (+)

Contoh :

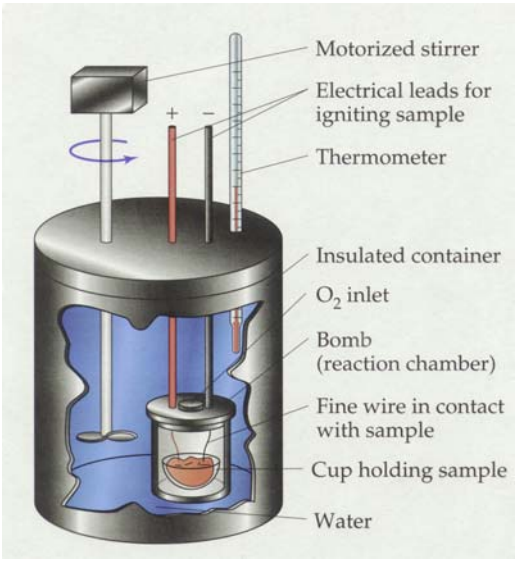
$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ - 178.5 kJ ; ΔH = +178.5 kJ



Gambar 8.5 Proses eksoterm dan proses endoterm

8.4 Entalpi (H) dan perubahan entalpi (ΔH)

Nama lain dari entakpi adalah panas.



Gambar 8.6 Kalorimeter Bomb

Reaksi yang terjadi dalam ”kalorimeter bomb” berada pada volume yang tetap karena bejana bomb tak dapat membesar atau mengecil. Berarti bila gas terbentuk pada reaksi di sini, tekanan akan membesar maka tekanan pada sistim dapat berubah. Karena pada keadaan volume yang tetap maka panas reaksi yang diukur dengan kalorimeter bomb disebut panas reaksi pada volume tetap. Kalorimeter cangkir kopi berhubungan dengan udara dan bila ada

reaksi yang menghasilkan gas, gasnya dapat menguap ke udara dan tekanan pada sistim dapat tetap konstan. Maka perubahan energi diukur dengan kalorimeter cangkir kopi adalah panas reaksi pada tekanan tetap.

Pengukuran panas reaksi pada reaksi pada volume tetap dan tekanan tetap tak banyak berbeda tapi tidak sama. Karena kebanyakan reaksi yang ada kepentingannya bagi kita dilakukan dalam wadah terbuka jadi berhubungan dengan tekanan udara yang tetap dari atmosfir, maka akan dibicarakan hanya panas reaksi pada tekanan tetap.

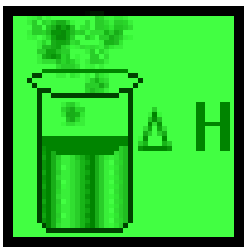
H = atom hidrogen
H = entalpi

Panas reaksi pada tekanan tetap disebut perubahan entalpi dan reaksi dan diberikan dengan simbol ΔH. Definisinya :

$$\Delta H = H_{akhir} - H_{mula\text{-}mula}$$

Walaupun ini merupakan definisi yang biasa dari ΔH, keadaan entalpi H, mula-mula dan akhir (yang sebenarnya berhubungan dengan jumlah energi yang ada pada keadaan ini) tak dapat diukur. Ini disebabkan karena jumlah energi dari sistem termasuk jumlah dari semua energi kinetik dan energi potensialnya. Jumlah energi total ini tidak dapat diketahui karena kita tidak mengetahui secara pasti berapa kecepatan pergerakan molekul-molekul dari sistim dan juga berapa gaya tarik menarik dan tolak menolak antara molekul dalam sistim tersebut. Bagaimanapun definisi yang diberikan oleh persamaan yang diatas sangat penting karena telah menegakkan tanda aljabar ΔH untuk perubahan eksoterm dan endotermik. Perubahan eksotermik H_{akhir} lebih kecil dari $H_{mula\text{-}mula}$. Sehingga harga ΔH adalah negatif. Dengan analisis yang sama kita mendapatkan harga ΔH untuk perubahan endotermik harganya positif.

8.5 Istilah yang digunakan pada perubahan entalpi :



Gambar 8.7 Perubahan Entalphi

1. Entalpi Pembentakan Standar (ΔH_f): ΔH untuk membentuk 1 mol persenyawaan langsung dari unsur-unsurnya yang diukur pada 298 K dan tekanan 1 atm.

   Contoh : $H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$; ΔH_f = -285.85 kJ

2. Entalpi Penguraian:
ΔH dari penguraian 1 mol persenyawaan langsung menjadi unsur-unsurnya (= Kebalikan dari ΔH pembentukan).

Contoh : $H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)}$; ΔH = +285.85 kJ.

3. Entalpi Pembakaran Standar (ΔH_c):
ΔH untuk membakar 1 mol persenyawaan dengan O_2 dari udara yang diukur pada 298 K dan tekanan 1 atm.

Contoh: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$; ΔHc = -802 kJ.

4. Entalpi Reaksi:
ΔH dari suatu persamaan reaksi di mana zat-zat yang terdapat dalam persamaan reaksi dinyatakan dalam satuan mol dan koefisien-koefisien persamaan reaksi bulat sederhana.

Contoh: $2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$; ΔH = -1468 kJ

5. Entalpi Netralisasi:
ΔH yang dihasilkan (selalu eksoterm) pada reaksi penetralan asam atau basa. *Contoh:* $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$; ΔH = -890.4 kJ/mol

6. Hukum Lavoisier-Laplace
"Jumlah kalor yang dilepaskan pada pembentukan 1 mol zat dari unsur-unsurnya sama dengan jumlah kalor yang diperlukan untuk menguraikan zat tersebut menjadi unsur-unsur pembentuknya." Artinya : Apabila reaksi dibalik maka tanda kalor yang terbentuk juga dibalik dari positif menjadi negatif atau sebaliknya.

P_A dan P_B adalah tekanan parsial yang dihitung dengan hukum Raoult's

Contoh:
$N_{2(g)} + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ ΔH = - 112 kJ
$2NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$; ΔH = + 112 kJ

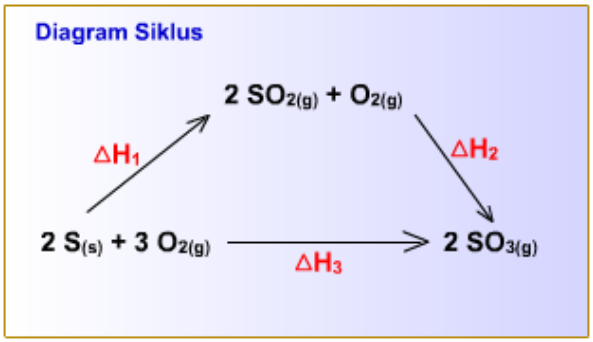
8.6 Hukum Hess mengenai jumlah panas



Gambar 8. 8 Hess

Contoh Soal : Diketahui diagram siklus sebagai berikut :

nilai dari ΔH^0 di ambil dari sumber referensi yang tersedia

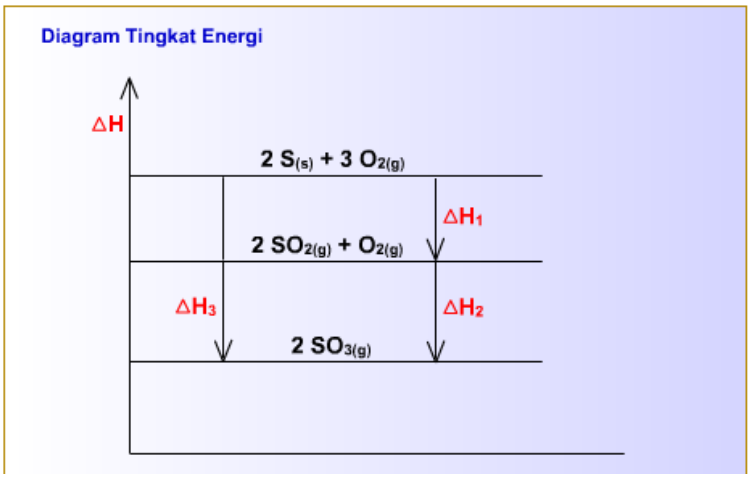


Gambar 8.9 Diagram siklus panas reaksi

Maka reaksinya bisa digambarkan sebagai berikut :

$$2S_{(s)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{2(g)}; \Delta H_1$$
$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}; \Delta H_2$$
$$\overline{2S_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}; \Delta H_3}$$

Jadi $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$



Gambar 8.10 Siklus Hess

Karena entalpi adalah fungsi keadaan, maka besaran ΔH dari reaksi kimia tak tergantung dari lintasan yang dijalani pereaksi untuk membentuk hasil reaksi. Untuk melihat pentingnya pelajaran mengenai panas dari reaksi ini, kita lihat perubahan yang sudah dikenal yaitu penguapan dari air pada titik didihnya. Khususnya, kita perhatikan perubahan 1 mol cairan air, $H_2O_{(l)}$ menjadi 1 mol air berupa gas, $H_2O_{(g)}$ pada 100^0C dan tekanan 1 atm. Proses ini akan

mengabsorbsi 41 kJ, maka ΔH = +41 kJ. Perubahan keseluruhan dapat ditulis dengan persamaan :

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$
$$\Delta H = +41kJ$$

Persamaan yang ditulis diatas, dimana perubahan energi juga diperlihatkan, dinamakan persamaan termokimia. Dalam persamaan termokimia koefisiennya diambil sebagai jumlah mol dari pereaksi dan hasil reaksi. Persamaan termokimia di atas ini menyatakan bahwa 1 mol cairan air telah berubah manjadi 1 mol air berbentuk uap dengan mengabsorbsi 41 kJ kalori.

Perubahan 1 mol cairan air menjadi 1 mol uap air selalu akan mengabsorbsi jumlah energi yang sama ini, tentunya bila keadaan mula-mula dan akhirnya sama tak menjadi soal bagaimana kita melakukan perubahan itu. Caranya dapat juga sedemikian jauh yaitu dengan cara menguraikan air tersebut menjadi uap H_2 dan O_2 lalu menggabungkan kedua unsur ini kembali menjadi uap air. Keseluruhan perubahan entalpinya tetap sama yaitu +41 kJ. Sehingga kita dapat melihat keseluruhan perubahan sebagai hasil urutan langkah-langkah dan harga ΔH untuk keseluruhan proses adalah jumlah dari perubahan entalpi yang terjadi selama perjalanan ini. Pernyataan terakhir ini merupakan bagian dari **Hukum Hess mengenai jumlah panas**.

8.6.1 Tahap-tahap reaksi

1. Keadaan awal	→	Keadaan transisi-1, ΔH_2
2. Keadaan transisi-1	→	Keadaan transisi-2, ΔH_3
3. Keadaan transisi-2	→	Keadaan akhir, ΔH_4(+)
4. Keadaan awal	→	Keadaan akhir, ΔH_1

Jadi, $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$

kita membalik persamaan dengan merubah reaktan dan produk. hal ini berarti reaksi berjalan dari kiri ke kanan.

Keadaan transisi mungkin saja lebih dari dua

Persamaan termokimia berlaku sabagai alat alat yang penting untuk menggunakan hukum Hess. Misalnya persamaan termokimia yang berhubungan dengan cara tak langsung yang baru saja diperlihatkan untuk menguapkan air pada 100^0C

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \quad \Delta H = +283kJ$$
$$H_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -242kJ$$

Perhatikan bahwa koefisien pecahan dapat digunakan dalam persamaan termokimia. Ini disebabkan karena koefisien ½ berarti ½ mol (dalam persamaan kimia biasa, koefisien ½ biasanya dihindarkan

karena untuk tingkat molekuler tak ada artinya ; setengah atom atau molekul tak ada artinya dalam suatu zat kimia).

Kedua persamaan di atas menunjukkan bahwa diperlukan 283 kJ untuk menguraikan 1 mol $H_2O_{(l)}$ menjadi unsur-unsurnya dan 242 kJ dikeluarkan ketika unsur-unsur tersebut bergabung lagi membentuk 1 mol $H_2O(g)$. Hasil akhir perubahan (penguapan dari satu mol air) didapat dengan menjumlahkan kedua persamaan reaksi dan menghilangkan zat-zat yang ada di kedua belah pihak.

$$H_2O_{(l)} + H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow$$
$$H_2O_{(g)} + H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

Atau

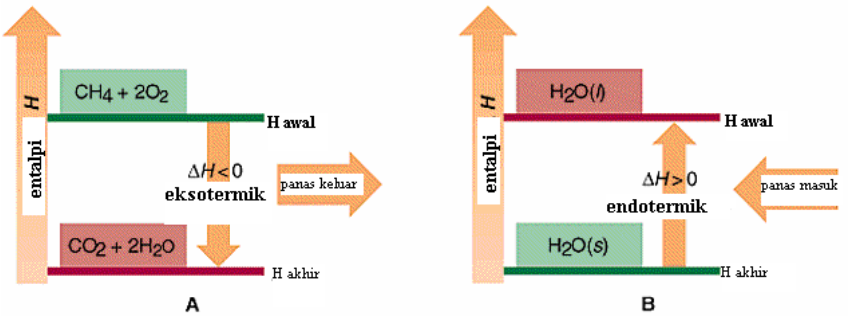
$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

Kita dapat juga mengatakan bahwa panas dari keseluruhan reaksi sama dengan jumlah aljabar dari panas reaksi untuk kedua langkah reaksi tersebut.

$$\Delta H = +283kJ + (-242kJ)$$

$$\Delta H = +41kJ$$

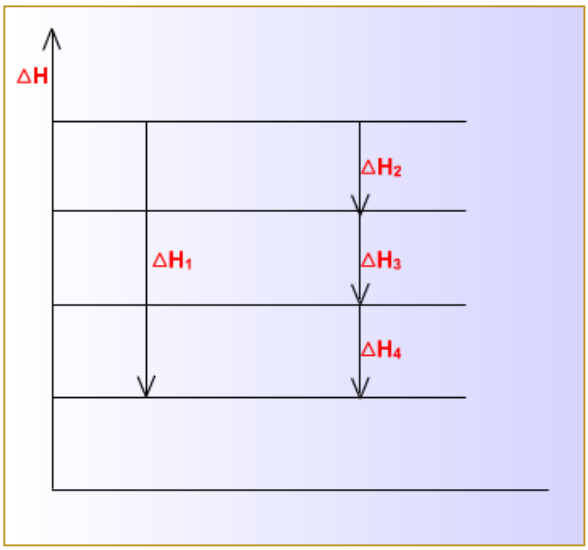
Jadi bila kita menjumlahkan persamaan kimia untuk mendapatkan hasil akhir perubahan harus juga menjumlahkan panas reaksi yang berhubungan.



Gambar 8.11 Diagram Endoterm dan Eksoterm

Untuk menerangkan perubahan termokimia, dapat juga digambarkan secara grafik. Gambar semacam ini biasa disebut diagram entalpi. Perhatikan bahwa titik 0,0 nya adalah entalpi dari unsur-unsur bebasnya. Pemilihan ini hanya secara kesepakatan sebab

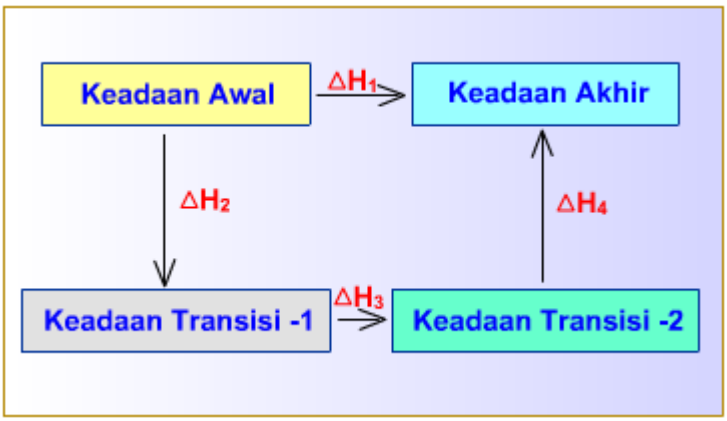
yang penting adalah menentukan perbedaan dari H. Harga yang pasti dari entalpi absolut tak bisa diketahui. Hanya perbedaan entalpi (ΔH) yang bisa diukur.



Gambar 8.12 Diagram tingkat energi Hess

Dimana $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$
Keadaan transisi mungkin saja lebih dari dua

Diagram Siklus



Gambar 8.13 Diagram siklus Hess

Dimana $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$
Keadaan transisi mungkin saja lebih dari dua

8.7 Panas pembentukan

Ada suatu macam persamaan termokimia yang penting yang berhubungan dengan pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya. Perubahan entalpi yang berhubungan dengan reaksi ini disebut panas pembentukan atau entalpi pembentukan yang diberi simbol ΔH_f. Misalnya persamaan termokimia untuk pembentukan air dan uap air pada 100^0C dan 1 atm masing-masing.

$$H_{2(l)} \rightarrow H_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(l)}$$
$$\Delta H = +283kJ$$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -242kJ$$

Bagaimana dapat kita gunakan persamaan ini untuk mendapatkan panas penguapan dari air? Yang jelas persamaan (1) harus kita balik, lalu dijumlahkan dengan persamaan (2). Jangan lupa untuk mengubah tanda ΔH. (Jika pembentukan H_2O (l) eksoterm, seperti dicerminkan oleh ΔH_f yang negatif, proses kebalikannya haruslah endoterm) yang berarti eksoterm menjadi positif yang berarti menjadi endoterm.

a. Eksoterm



Gambar 8.14 Eksoterm (menghasilkan panas)

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H = \Delta H_f = -283kJ$$

b. Endoterm

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \quad \Delta H = -\Delta H_f = +283kJ$$

Bila kita jumlahkan persamaan (1) dan (2), kita dapat

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

Dan panas reaksinya =

$$\Delta H = \Delta H_{fH_2O(g)} - \Delta H_{fH_2O(l)}$$

$$\Delta H = -242kJ - (-283kJ) = +41kJ$$

Perhatikan bahwa panas reaksi untuk seluruh perubahan sama dengan panas pembentukan hasil reaksi dikurangi panas pembentukan dari pereaksi. Secara umum dapat ditulis :

$$\Delta H_{reaksi} = \begin{pmatrix} jumlah \Delta H_f \\ hasil reaksi \end{pmatrix} - \begin{pmatrix} jumlah \Delta H_f \\ pereaksi \end{pmatrix}$$

8.8 Keadaan standard

Besarnya ΔH_f tergantung dari keadaan suhu, tekanan dan bentuk fisik (gas, padat, cair, bentuk kristal) dari pereaksi dan hasil reaksi. Misalnya pada temperatur 100^0C dan tekanan 1 atm, panas pembentukan cairan air =-283 kJ/mol. Sedangkan pada 25^0C dan tekanan 1 atm, ΔH_f untuk $H_2O(l)$ adalah -286 kJ/mol. Untuk menghindarkan pengulangan menyebutkan keadaan dimana ΔH_f diukur, juga agar dapat dibandingkan harga ΔH_f bermacam-macam senyawa dibuat keadaan standard pada 25^0C dan tekanan 1 atm. Pada keadaan ini dikatakan suatu zat berada dalam keadaan standar. Panas pembentukan untuk zat-zat pada keadaan standar dinyatakan dengan ΔH_f^0. Misalnya panas pembentukan dalam keadaan standar untuk cairan cair

$$\Delta H^0_{f\,H_2O(l)} = -286kJ/mol$$

adalah panas yang dilepaskan ketika H_2 dan O_2 dalam bentuk murninya pada temperatur 25^0C dan 1 atm bereaksi untuk menghasilkan $H_2O(l)$ pada 25^0C dan 1 atm

Tabel 8.1 Entalpi pembentukan Standard

No	Zat	ΔH_f (kj/mol)
1	$Al_{(s)}$	0
2	$AlCl_{2(s)}$	-704
3	$Al_2O_{3(s)}$	-1676
4	$Ba_{(s)}$	0
5	$BaCO_{3(s)}$	-1219
6	$BaCl_{2(s)}$	-860,2
7	$Ba(OH)_2$	-998,22
8	$BaSO_{4(s)}$	-2465
9	$Ca_{(s)}$	0
10	$CaCO_{3(s)}$	-1207
11	$CaCl_{2(s)}$	-795,8
12	$CaO_{(s)}$	-635,5
13	$Ca(OH)_{2(s)}$	-986,6
14	$Ca_3(PO_4)_{2(s)}$	-4119
15	$CaSO_{3(s)}$	-1156
16	$CaSO_{4(s)}$	-1433
17	C(s, grafit)	0
18	C(s, diamond)	+1,88
19	$CCl_{4(l)}$	-134
20	$CO_{(g)}$	-110
21	$CO_{2(g)}$	-394
22	$CO_{2(aq)}$	-413,8
23	$H_2CO_{3(aq)}$	-699,65
24	$CS_{2(g)}$	+117
25	$CH_{4(g)}$	-74,9

Tabel Entalpi pembentukan standard tersebut mengandung panas pembentukan standar untuk berbagai macam zat. Tabel semacam ini sangat berguna agar persamaan (2) dapat digunakan untuk menghitung panas reaksi standar, ΔH^0, untuk berbagai perubahan kimia. Dalam mengerjakan perhitungan ini, kita anggap ΔH_f^0 untuk setiap unsur pada keadaan murninya paling stabil pada suhu 25^0C dan 1 atm = 0. Harga panas pembentukan standar untuk tiap elemen, ΔH_f^0=0.

Hal ini dapat dimengerti, karena tidak aada perubahan bila kita membentuk bentuk stabil dari unsurnya sendiri. Maka unsur dipakai sebagai titik rujukan dan untuk sampai pada titik rujukan dari titik rujukan tidak memerlukan energi. Berikut adalah contoh-contoh pemakaian ΔH_f^0 dalam perhitungan.

Contoh : menghitung ΔH^0 suatu reaksi dari panas pembentukan keadaan standar

Soal :

Tukang masak yang pandai selalu menyimpan natrium bikarbonat (soda kue) karena dapat dipakai untuk mematikan api yang berasal dari lemak. Hasil urainya dapat menolong mematikan api. Reaksi penguraiannya adalah :

$$2NaHCO_{3(s)} \rightarrow Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

Hitung ΔH^0 reaksi ini dalam kilojoule bila diketahui panas pembentukan standar dari pereaksi dan hasil reaksinya.

ANALISIS: Kita gunakan persamaan (2) yang menyatakan

ΔH^0 = (jumlah ΔH_f^0 dari hasil reaksi) – (jumlah ΔH_f^0 pereaksi)

Berarti kita harus menjumlahkan semua panas yang diberikan atau yang diterima selama pembentukan hasil reaksi dari unsur-unsurnya lalu dikurangi dengan panas yang diberikan atau diterima oleh pereaksi selama pembentukan dari unsur-unsurnya. Tapi harus diingat satuannya. Panas pembentukan adalah energi yag berhubungan dengan pembentukan satu mol suatu senyawa yang mempunyai satuan kJ/mol. Koefisien dari persamaan menunjukkan jumlah mol dari tiap pereaksi sehingga untuk mendapatkan jumlah energi yang diberikan oleh tiap senyawa, kita kalikan panas pembentukan dengan koefisiennya seperti diperlihatkan sebagai berikut ini :

Penyelesaian :

Dengan Memakai data pada tabel kita dapat :

$$1molNa_2CO_{3(s)}x\left[\frac{-1131kJ}{1molNa_2CO_3}\right] = -1131kJ$$

$$1molH_2O_{(g)}x\left[\frac{-242kJ}{1molH_2O_{(g)}}\right] = 242kJ$$

$$1molCO_{2(g)}x\left[\frac{-394kJ}{1molCO_{2(g)}}\right] = -394kJ$$

Jumlah ΔH_f^0 dari hasil reaksi = -1767 kJ. Untuk pereaksinya (yang tunggal) :

$$2molNaHCO_{3(s)}x\left[\frac{-947,7kJ}{1molNaHCO_{3(s)}}\right] = -1895kJ$$

Harga-harga ini kita masukkan ke dalam persamaan

$$\Delta H^0 = (-1767kJ) - (-1895kJ) \qquad = +128kJ$$

8.9 Kapasitas panas dan panas spesifik

Sifat-sifat air yang memberikan definisi asal dari kalori adalah banyaknya perubahan temperatur yang dialami air waktu mengambil atau melepaskan sejumlah panas. Istilah umum untuk sifat ini disebut kapasitas panas yang didefinisikan sebagai ”jumlah panas yang diperlukan untuk mengubah temperatur suatu benda sebesar 1^0C.

Kapasitas panas bersifat ekstensif yang berarti bahwa jumlahnya tergantung dari besar sampel. Misalnya untuk menaikkan suhu 1 g air sebesar 1^0C diperlukan 4,18 J (1 kal), tapi untuk menaikkan suhu 100 g air sebesar 1^0C diperlukan energi 100 kali lebih banyak yaitu 418 J. Sehingga 1 g sampel mempunyai kapasitas panas sebesar 4,18 J/^{0}C sedangkan 100 g sampel 418J/^{0}C.

Sifat intensif berhubungan dengan kapasitas panas adalah kalor jenis (panas spesifik) yang didefinisikan sebagai jumlah panas yang diperlukan untuk menaikkan suhu 1 g zat sebesar 1^0C. Untuk air, panas spesifiknya adalah 4,18 Jg-1C-1. Kebanyakan zat mempunyai panas spesifik yang lebih kecil dari air. Misalnya besi, panas spesifiknya hanya 0,452 J g^{-1} $^0C^{-1}$. Berarti lebih sedikit panas diperlukan untuk memanaskan besi 1 g sebesar 1^0C daripada air atau juga dapat diartikan bahwa jumlah panas yang akan menaikkan suhu 1 g besi lebih besar dari pada menaikkan suhu 1 g air.

Besarnya panas spesifik untuk air disebabkan karena adanya sedikit pengaruh dari laut terhadap cuaca. Pada musim dingin air laut lebih lambat menjadi dingin dari daratan sehingga udara yang bergerak dari laut ke darat lebih panas daripada udara dari darat ke laut. Demikian juga dalam musim panas, air laut lebih lambat menjadi panas daripada daratan.

Rumus :

$$q = m.c.\Delta t$$

Keterangan :
q = jumlah kalor (Joule)
m = massa zat (gram)
Δt = perubahan suhu $t_{akhir} - t_{awal}$)
c = kalor jenis

8.10 Kalorimetri



Gambar 8.15 Kalorimetri

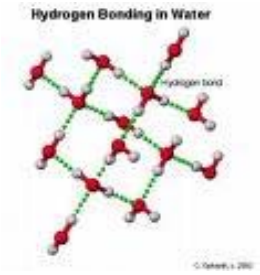
a. Pengukuran perubahan energi dalam reaksi kimia

Perubahan energi dalam reaksi kimia selalu dapat dibuat sebagai panas, sebab itu lebih tepat bila istilahnya disebut panas reaksi. Alat yang dipakai untuk mengukur panas reaksi disebut kalorimeter (sebetulnya kalori meter, walaupun diketahui sekarang panas lebih sering dinyatakan dalam joule daripada kalori). Ada beberapa macam bentuk dari alat ini, salah satu dinamakan Kalorimeter Bomb yang diperlihatkan pada gambar diatas. Kalorimeter semacam ini biasanya dipakai untuk mempelajari reaksi eksotermik, yang tak akan berjalan bila tidak dipanaskan, misalnya reaksi pembakaran dari CH_4 dengan O_2 atau reaksi antara H_2 dan O_2. Alatnya terdiri dari wadah yang terbuat dari baja yang kuat (bombnya) dimana pereaksi ditempatkan. Bomb tersebut dimasukkan pada bak yang berisolasi dan diberi pengaduk serta termometer. Suhu mula-mula dari bak diukur kemudian reaksi dijalankan dengan cara menyalakan pemanas kawat kecil yang berada di dalam bomb. Panas yang dikeluarkan oleh reaksi diabsorpsi oleh bomb dan bak menyebabkan temperatur alat naik. Dari perubahan suhu dan kapasitas panas alat yang telah diukur maka jumlah panas yang diberikan oleh reaksi dapat dihitung.

8.11 Energi Ikatan Dan Entalphi Reaksi



Gambar 8.16 Ikatan persahabatan



Gambar 8.17 Ikatan atom

Reaksi kimia antara molekul-molekul memerlukan pemecahan ikatan yang ada dan pembentukan ikatan baru dengan atom-atom yang tersusun secara berbeda. Para kimiawan telah mengembangkan metode untuk mempelajari spesies antara yang sangat reaktif, yaitu

yaitu spesies yang ikatannya telah pecah dan belum tersusun kembali. Sebagai contoh, atom hidrogen dapat diambil dari molekul metana,

$$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g)$$

Dengan meninggalkan dua fragmen, yang keduanya tidak mempunyai struktur elektron valensi yang stabil dalam gambaran elektron-titik Lewis. Keduanya akan terus bereaksi secara tepat dengan molekul atau fragmen lainnya, lalu mebentuk hasil reaksi yang stabil. Namun demikian, selama keberadaan singkat spesies reaktif tersebut, banyak sifatnya dapat diukur.

Suatu kuantitas penting yang diukur adalah perubahan entalpi ketika suatu ikatan pecah dalam fasa gas yang disebut entalpi ikatan. Entalpi ini selalu positif sebab kalor harus diberikan ke dalam kumpulan moleku-molekul yang stabil untuk memecahkan ikatannya. Sebagai contoh, entalpi ikatan untuk C-H dalam metana adalah 438 $kJmol^{-1}$, perubahan entalpi standar yang diukur untuk reaksi :

$$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g) \quad \Delta H^0 = +438kJ$$

Dimana satu mol ikatan C-H dipecah, satu untuk setiap molekul metana. Entalpi ikatan agak berbeda sari satu senyawa senyawa lainnya.

Contoh soal reaksi endoterm dan eksoterm:

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \quad \Delta H = -242kJ$$

Persamaan di atas dapat diubah sebagai berikut :

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \quad \Delta H = +242kJ$$

Jika ΔH = - , reaksi yang terjadi adalah reaksi ekroterm (melepas kalori)
Pada pembentukan 1 mol $H_2O(g)$, terjadi pelepasan panas sebesar 242 kJ.

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g) + 242kJ$$

Pada pembentukan 2 mol H_2O (g), ΔH = -484 kJ.

$$H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \quad \Delta H = +242kJ$$

Hukum Hess :

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -94kJ$$
$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H = -136kJ$$
$$4C(s) + 4H_2(g) + O_2(g) \rightarrow C_3H_7COOH(aq) \quad \Delta H = -125kJ$$

Maka ΔH reaksinya sebagai berikut

$$C_3H_7COOH(aq) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 4H_2O(l)$$

Tips :
Posisi Unsur-unsur harus bersesuaian (arah reaksi dibalik jika tidak sesuai sehingga ΔH berubah tanda)
Koefisien reaksi harus sebanding dengan besar ΔH
Hasil akhir harus sesuai dengan reaksi yang terjadi
Sehingga :
Reaksi ke-1 dikalikan 4 ($4CO_2(g)$)
Reaksi ke-2 dikalikan 2 ($4H_2O(l)$)

Arah reaksi ke-3 dibalik :

$$C_3H_7COOH(aq) \rightarrow 4C(s) + 4H_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H = +125kkal$$
$$4C(s) + 4O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) \quad \Delta H = -376kkal$$
$$4H_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow 4H_2O(l) \quad \Delta H = -272kkal$$

$$C_3H_7COOH(aq) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 4H_2O(l) \qquad \Delta H = -523kkal$$

Contoh entalpi pembentukan :
1. $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$
Maka ΔH pembentukan H_2O $= \frac{-572}{2}$
= -286 kJ
(Lihat arah reaksi dan kosfisien reaksi dari H_2O)

2.ΔH reaksi dari
$3V_2O_3 \rightarrow V_2O_5 + 4VO$
Jika diketahui :
ΔH_f V_2O_3 = -290 kkal
ΔH_f V_2O_5 = -370 kkal
ΔH_f VO = -100 kkal
ΔH reaksi = {(-370 kkal) + 4(-100 kkal)}-{3(-290 kkal)} = -770 kkal + 870 kkal
= 100 kkal

Contoh energi ikatan :
Entalpi pembentukan NH_3 adalah -46 kJ. Jika energi ikatan H-H = 436 kJ, energi ikatan N-H = 390 kJ, berapakah energi ikatan $N \equiv N$?
Penyelesaian :

$$\frac{1}{2}N_2 + \frac{3}{2}H_2 \rightarrow NH_3$$
$$\Delta H = -46kJ$$
$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$
$$\Delta H = -92kJ$$
$$N \equiv N + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

ΔH_{reaksi}={(energiIkatan $N \equiv N$) + 3 (energi ikatan H-H))-{2(3 energi ikatan N-H)}- 92 kJ
= {(energi ikatan $N \equiv N$) +3(436))-{2(3x390)}- 92 kJ
= {(energi ikatan $N \equiv N$) +1308)-{2340}

Jadi energi ikatan $N \equiv N$ sebagai berikut = - 92 + 2340 – 1308 kJ = 940 kJ.
Contoh Entalpi pembakaran :
Entalpi pembakaran C_2H_2 adalah -1300 kJ dapat dituliskan sebagai berikut :

$$C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O \quad \Delta H = -1300kJ$$

Contoh Soal :

$$1.1/2H_{2(g)} + 1/2F_{2(g)} \rightarrow HF_{(g)}; \Delta H_1 = -268{,}61kj/mol$$
$$C_{(s)} + 2F_{2(g)} \rightarrow CF_{4(g)}; \Delta H_2 = -679{,}9kj/mol$$
$$2C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{4(g)}; \Delta H_3 = 52{,}3kj/mol$$

Tentukan ΔH reaksi (ΔH_4)

$$C_2H_{4(g)} + 6F_{2(g)} \rightarrow 2CF_{4(g)} + 4HF_{(g)}$$

Buatlah diagram siklus dan diagram tingkat energinya!

Jawab :
Ada 4 tahapan reaksi
Keadaan awal : $C_2H_{4(g)}$ + 6 $F_{2(g)}$
Keadaan akhir : $2CF_{4(g)}$+ 4 $HF_{(g)}$

Tahap reaksi 1,2 dan 3 diatur letaknya (kiri/kanan) dan koefisiennya dicocokkan (dikalikan dengan suatu bilangan) agar jika dijumlahkan hasilnya menjadi tahap reaksi 4.

$\Delta H_4 = 2H_1 + 2\Delta H_2 - \Delta H_3$

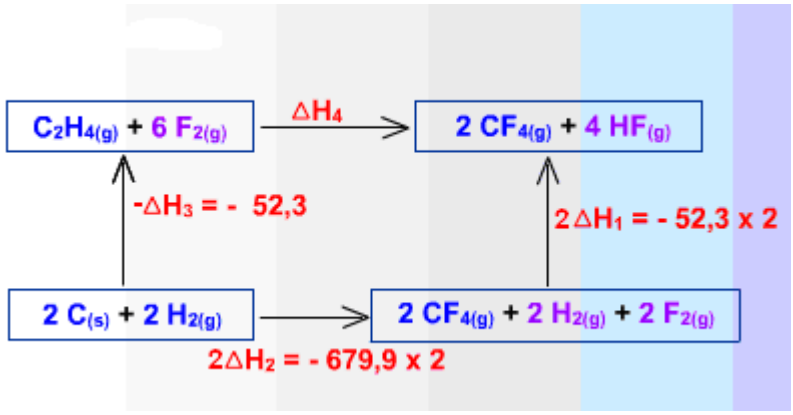
= {2(-268,61) + 2(-679,9) – 52,3} kj/mol
= -1949,32 kj/mol

Tahap-tahap reaksi :

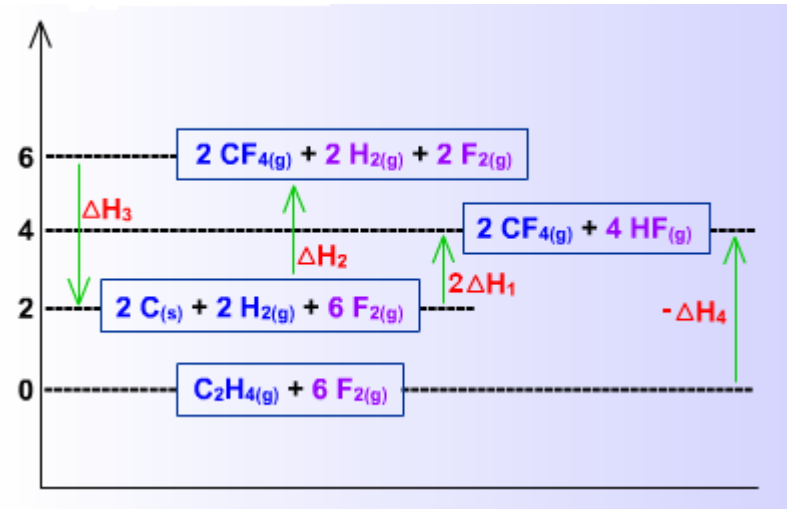
1. $H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2HF_{(g)}$; ΔH_1 x 2
2. $C_{(s)} + 2F_{2(g)} \rightarrow CF_{4(g)}$; ΔH_2 x 2
3. $C_2H_{4(g)} + 2C_{(s)} \rightarrow 2H_{2(g)}$; ΔH_3 x -1

---

4. $C_2H_{4(g)} + 2C_{(s)} \rightarrow 2CF_{4(g)} + 4HF_{(g)}$; ΔH_4



Gambar 8.18 Diagram siklus



Gambar 8.19 Diagram tingkat energi

2. Diketahui :

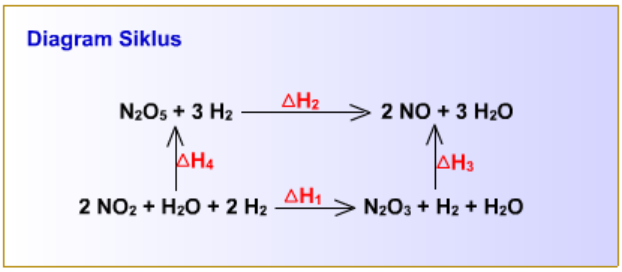
$Zn_{(s)} + S_{(g)} \rightarrow ZnS_{(s)}$; ΔH_1 = -48 kkal
Entalpi pembentukan (ΔH_3) $ZnSO_{4(s)}$ = -238 kkal
Tentukan ΔH_2 $ZnS_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow ZnSO_{4(s)}$ dalam kkal

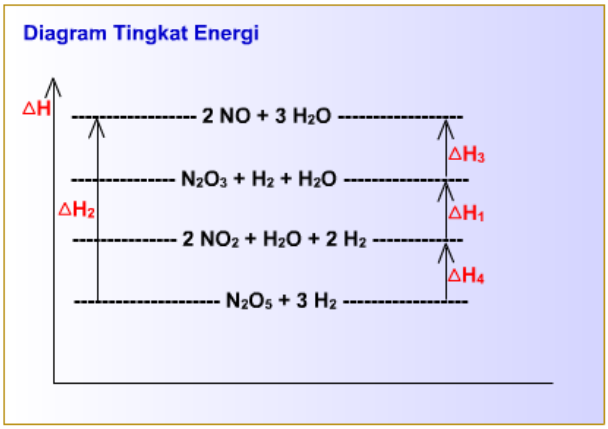
$Zn(s) + S(g) \rightarrow ZnS(s)$; $\Delta H_1 = -48$ kkal
$ZnS(s) + O_{2(g)} \rightarrow ZnSO_4$; $\Delta H_2 = ?$ kkal

---

$Zn(s) + S(g) + 2O2(g) \rightarrow ZnSO_4$; $\Delta H_3 = -238$ kkal
$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$
$\Delta H_2 = \Delta H_3 - \Delta H_1$
$= -238-(-48)$
$= -190$ kkal

3. Diketahui tahap reaksi berikut :
$2NO_2 + H_2 \rightarrow N_2O_3 + H_2O$; $\Delta H_1 = 20$ kkal
$N_2O_5 + 3H_2 \rightarrow 2NO + 3H_2O$; $\Delta H_2 = 60$ kkal
$N_2O_3 + H_2 \rightarrow 2NO + H_2O$; $\Delta H_3 = 10$ kkal
Tentukan ΔH_4 $N_2O_5 + H_2 \rightarrow 2NO_2 + H_2O$!!!
Buatlah diagram siklus dan diagram tingkat energinya!!!





KESIMPULAN

Panas spesifik dan kapasitas panas. dua sifat termal pada semua zat adalah Panas spesifik dan kapasitas panas. kapasitas panas seperti massa, yaitu fungsi dari ukuran sampel. kapasitas panas adalah jumlah Joule yang dibutuhkan untuk merubah suhu dari sampel yang masuk oleh 1 derajat celcius. panas spesifik adalah kapasitas panas per gram.

Termokimia. panas rekasi, q, dapat dihitung dari perubahan suhu ketika diketahui jumlah reaktan menuju reaksi pada sistem yang diketahui sebagai kapasitas panas.

Latihan Soal :

1. Diketahui reaksi-reaksi :

$$Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2; \Delta H_1$$

$$Mg + \tfrac{1}{2} O_2 \rightarrow MgO; \Delta H_2$$

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O; \Delta H_3$$

Maka ΔH_4 reaksi :

$$MgO + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2 + \tfrac{1}{2} O_2$$ adalah...

a. $\Delta H_3 + \Delta H_1 + \Delta H_2$
b. $\Delta H_3 - \Delta H_1 + \Delta H_2$
c. $\Delta H_1 - \Delta H_3 - \Delta H_2$
d. $\Delta H_3 + \Delta H_1 + \Delta H_2$
e. $\Delta H_3 + \Delta H_1 + \Delta H_2$

2. Diketahui reaksi-reaksi :

$$CO_{(g)} + SiO_{2(s)} \rightarrow SiO_{(g)} + CO_{2(g)}; \Delta H = +520{,}90kj$$

$$8CO_{2(g)} + Si_3N_{4(s)} \rightarrow 3SiO_{2(s)} + 2N_2O_{(g)} - 8CO_{(g)}; \Delta H = +461{,}05kj$$

Maka ΔH untuk reaksi :

$$5CO_{2(g)} + Si_3N_{4(s)} \rightarrow 3SiO_{(g)} + 2N_2O_{(g)} + 5CO_{(g)}$$ adalah...

a. 58,95 kj
b. 981,95 kj
c. 1101,65 kj
d. 1904,05 kj
e. 2023,75kj

3. Perubahan entalpi yang diukur pada pembakaran keton,

$$CH_2CO_{(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}; \Delta H_1 = -981{,}1kj$$

Perubahan entalpi pada pembakaran metana,

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}; \Delta H_2 = -802{,}3kj$$

Perubahan entalpi untuk reaksi :

$$2CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CH_2CO_{(g)} + 3H_2O_{(g)}; \Delta H_3$$ adalah.

a. -623,5 kj
b. -178,8 kj
c. -2585,7 kj
d. -1783,4 kj
e. +178,8 kj

4. Perubahan entalpi pembakaran belerang monoklin menjadi $SO_{2(g)}$ adalah -9,376 kj/g, dalam kondisi yang sama

pembakaran belerang berbentuk rombik menjadi $SO_{2(g)}$ adalah -9,293 kj/g. Maka ΔH/g untuk perubahan $S_{(monoklin)} \rightarrow S_{(rombik)}$ adalah...

a. -0,083 kj
b. -0,991 kj
c. -1,009 kj
d. -18,669 kj
e. -87,132 kj

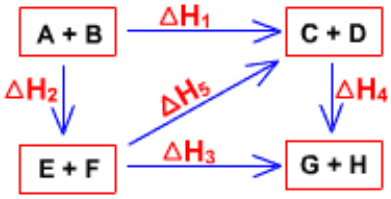
5. Diketahui :

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_3O_{(l)}; \Delta H = -285{,}8kj$$
$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}; \Delta H = -393{,}5kj$$
$$C_2H_5Cl_{(g)} \rightarrow C_2H_{4(g)} + HCl_{(g)}; \Delta H = +71{,}3kj$$
$$2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)}; \Delta H = +1410{,}8kj$$
$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}; \Delta H = -184{,}9kj$$

Berdasarkan data ini, maka entalpi pembentukan kloroetana, $C_2H_5Cl(g)$ dalam kj/mol adalah ...

a. -112,3
b. -164,4
c. -252,3
d. -566,9
e. -2429,2

6. Perhitungan ΔH berikut ini yang benar adalah ...



a. $\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta H_5$
b. $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_5$
c. $\Delta H_3 + \Delta H_4 = \Delta H_5$
d. $\Delta H_1 + \Delta H_4 = \Delta H_2 + \Delta H_3$
e. $\Delta H_1 + \Delta H_3 = \Delta H_2 + \Delta H_4$

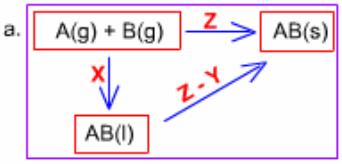
7. Dua unsur gas A dan B dapat bereaksi membentuk senyawa AB sebagai berikut :

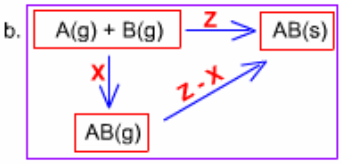
$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow AB_{(g)}; \Delta H = +X$$
$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow AB_{(l)}; \Delta H = +Y$$
$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow AB_{(s)}; \Delta H = +Z$$

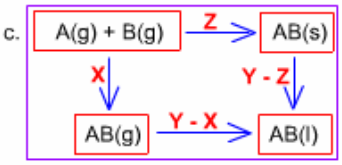
Maka kalor penghabluran AB, adalah ...

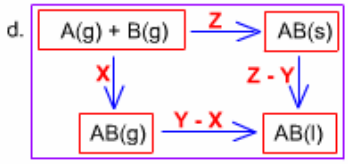
a. Z
b. X-Y-Z
c. Z-X
d. X-Z
e. X+Y+Z

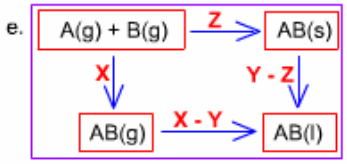
8. Jika gas A dan gas B dapat bersenyawa membentuk AB(g), AB(l), AB(s) dengan ΔH berturut adalah +X,+Y, +Z maka diagram siklus yang ΔHnya tidak tepat adalah ...

a.


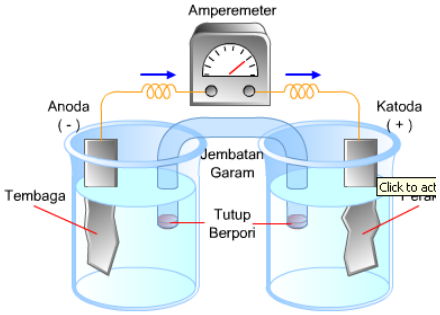
b.


c.


d.


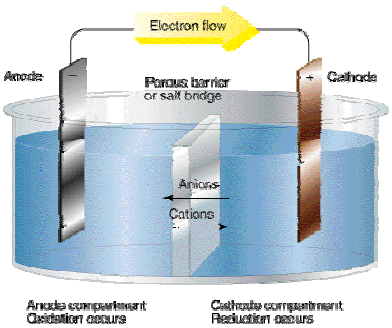
e.


9 Elektrokimia









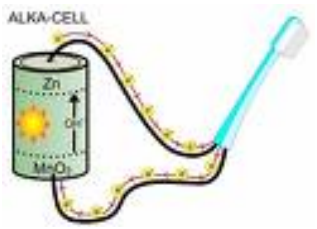
Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
	Menjelaskan perbedaan reaksi oksidasi dan reduksi
	Menjelasakan cara penyetaraan reaksi redoks
	Menentukan potensial sel elektrokimia

Tujuan pembelajaran	
	1. Mempelajari dan memahami peristiwa reaksi reduksi dan oksidasi.
	2. Mempelajari dan menghafal harga bilangan oksidasi unsur-unsur kimia berdasarkan golongannya.
	3. Mempelajari dan memahami langkah-langkah penyetaraan reaksi redoks.
	4. Mempelajari dan memahami penyetaraan persamaan redoks.
	5. Mempelajari dan memahami perbedaan oksidasi dan reduksi.
	6. Mengamati dan mempelajari reaksi-reaksi yang terjadi pada sel elektrokimia, komponen-komponen yang terlibat dan aplikasinya.

	7. Mempelajari dan mengamati potensial elektroda yang melibatkan reaksi, penghitungan dan aplikasi.
	8. Mempelajari hukum Faraday pada reaksi elektrolisis dan aplikasinya dalam penghitungan.
	9. Mempelajari dan memahami fenomena korosi, reaksi yang terjadi, faktor-faktor yang mempengaruhi dan cara menghambat reaksi korosi.

9.1 Reaksi redoks





Gambar 9.1 Peristiwa redoks

Reaksi reduksi adalah reaksi penangkapan elektron atau reaksi terjadinya penurunan bilangan oksidasi. Sedangkan reaksi oksidasi adalah reaksi pelepasan elektron atau reaksi terjadinya kenaikan bilangan oksidasi. Jadi, reaksi redoks adalah (reduksi dan oksidasi) adalah reaksi penerimaan dan pelepasan elektron atau reaksi terjadinya penurunan dan kenaikan bilangan oksidasi.

Contoh soal :

1. Manakah yang termasuk reaksi redoks?
   a. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
   b. $Ag^{+}_{(Aq)} + Cl^{-}_{(Aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}$
   c. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
   d. $CuO + CO \rightarrow Cu + CO_2$
   e. $O_2 + O \rightarrow O_3$

   Jawab : d

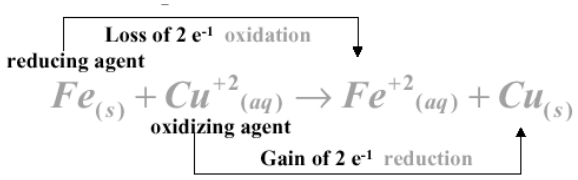
   Perhatikan atom Cu dari biloks +2 (pada CuO) berubah menjadi 0 (pada Cu). Jika satu atom mengalami perubahan, termasuk redoks karena pasti akan diikuti oleh perubahan lainnya.

2. Manakah reaksi berikut yang bukan termasuk reaksi redoks?
   a. $Zn + 2H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
   b. $2CrO_4^{2-} + 2H^{+} \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$
   c. $Cu^{2+} + Ni \rightarrow Cu + Ni^{2+}$
   d. $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
   e. $Cl_2 + 2KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$

Jawab :
Perhatikan pilihan semua jawaban. semuanya ada atomik (biloks 0) membentuk senyawanya. Berarti biloks ada yang positif ada yang negatif. Dari 0 ke positif atau negatif berarti ada perubahan dan ini berarti reaksi redoks. Sedangkan pilihan b biloks pada $Cr_2O_4^{2-}$ sebesar +6 dan pada $Cr_2O_7^{2-}$ sebesar +6 jadi tidak ada perubahan biloks

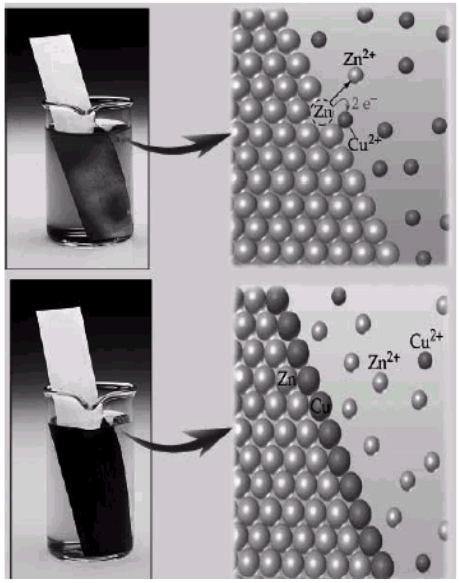
Pengertian Bilangan Oksidasi :
Muatan listrik yang seakan-akan dimiliki oleh unsur dalam suatu senyawa atau ion.

Dasar : reaksi redoks (reduksi oksidasi) Contoh: Dalam reaksi Fe dan Cu^{+2}, Fe mengalami kenaikan bilangan oksidasi (oksidasi); Cu^{+2} mengalami penurunan bilangan oksidasi (reduksi)



Gambar an molekular reaksi redoks :

$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$



Setengah reaksi oksidasi :

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$

Setengan reaksi reduksi :

$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$

Gambar 9.2 Gambaran molekular reaksi redoks

9.2 Harga bilangan oksidasi

1. Unsur bebas bilangan Oksidasi = 0
2. Oksigen
   Dalam Senyawa Bilangan Oksidasi = -2
   Kecuali :
   a. Dalam peroksida, Bilangan Oksidasi = -1
   b. Dalam superoksida, Bilangan Oksida = -1/2
   c. Dalam OF_2, Bilangan Oksidasi = +2
3. Hidrogen dalam senyawa, Bilangan Oksidasi = +1, kecuali dalam hibrida = -1
4. Unsur-unsur Golongan IA
   dalam senyawa, Bilangan Oksidasi = +1
5. Unsur-unsur Golongan IIA dalam senyawa, Bilangan Oksidasi = +2
6. Bilangan Oksidasi
   molekul = 0
7. Bilangan Oksidasi ion = muatan ion
8. Unsur halogen
   F : 0, -1
   Cl : 0, -1, +1, +3, +5, +7
   Br : 0, -1, +1, +5, +7
   I : 0, -1, +1, +5, +7

9.3 Langkah-langkah penyetaraan reaksi redoks

1. Cara bilangan oksidasi
   a. Tentukan mana reaksi oksidasi dan reduksinya.
   b. Tentukan penurunan Bilangan Oksidasi dari oksidator dan kenaikan Bilangan Oksidasi dari reduktor.
   c. Jumlah elektron yang diterima dan yang dilepaskan perlu disamakan dengan mengalikan terhadap suatu faktor.
   d. Samakan jumlah atom oksigen di kanan dan kiri reaksi terakhir jumlah atom hidrogen di sebelah kanan dan kiri reaksi.
2. Cara setengah reaksi
   a. Tentukan mana reaksi oksidasi dan reduksi.
   b. Reaksi oksidasi dipisah- kan dari reaksi reduksi
   c. Setarakan ruas kanan dan kiri untuk jumlah atom yang mengalami perubahan Bilangan Oksidasi untuk reaksi yang jumlah atom-atom kanan dan kiri sudah sama, setarakan muatan listriknya dengan menambahkan elektron.
   d. Untuk reaksi yang jumlah atom oksigen di kanan dan kiri belum sama setarakan kekurangan oksigen dengan menambahkan sejumlah H_2O sesuai dengan jumlah kekurangannya.
   e. Setarakan atom H dengan menambah sejumlah ion H^+ sebanyak kekurangannya.
   f. Setarakan muatan, listrik sebelah kanan dan kiri dengan menambahkan elektron pada ruas yang kekurangan muatan negatif atau kelebihan muatan positif.

g. Samakan jumlah elektron kedua reaksi dengan mengalikan masing-masing dengan sebuah faktor.

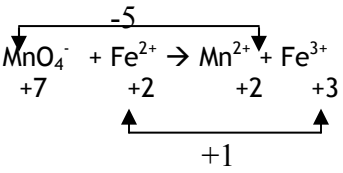
9.4 Penyetaraan persamaan reaksi redoks

Tahapan:

1. Tentukan perubahan bilangan oksidasi.
2. Setarakan perubahan bilangan oksidasi.
3. Setarakan jumlah listrik ruas kiri dan kanan dengan :
   H^+ pada larutan bersifat asam
   OH^- pada larutan bersifat basa
4. Tambahkan H_2O untuk menyetarakan jumlah atom H.

Contoh:

$MnO_4^- + Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+}$ (suasana asam)



2. Angka penyerta = 5

$MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+}$

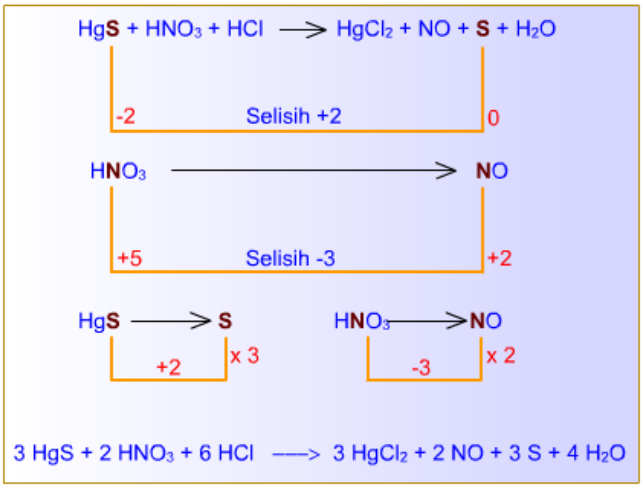
3. $MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+}$

4. $MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4\ H_2O$

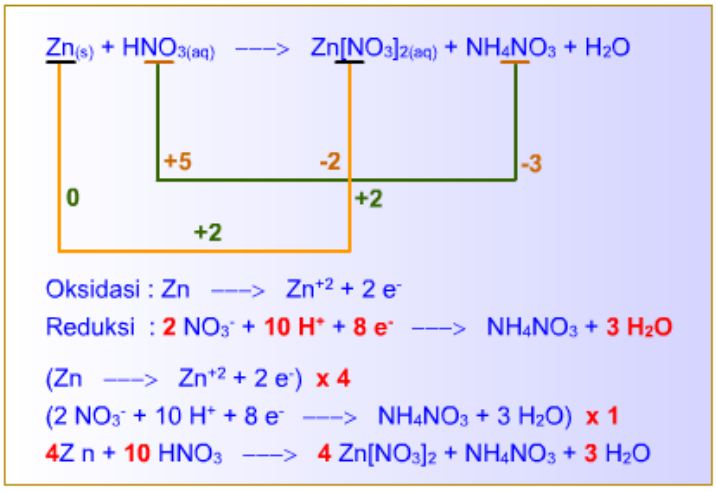
Contoh Soal:

1. Setarakan persamaan reaksi redoks dengan cara bilangan oksidasi dan nayatkan unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.

Jawab :



2. Setarakan persamaan reaksi redoks dengan cara setengah reaksi !!!
Jawab :



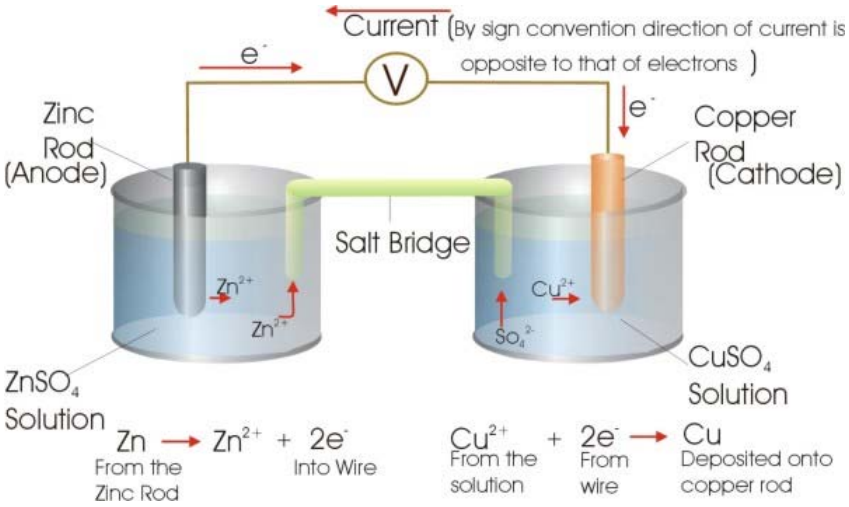
9.5 Perbedaan oksidasi reduksi

Perbedaan oksidasi reduksi lebih jelasnya dapat dilihat pada Tabel 9.1

Tabel 9.1 Perbedaan oksidasi dan reduksi

Klasik	Oksidasi: reaksi antara suatu zat dengan oksigen Reduksi : reaksi antara suatu zat dengan hidrogen
Modern	Oksidasi - Kenaikan Bilangan Oksidasi - Pelepasan Elektron Reduksi - Penurunan Bilangan Oksidasi - Penangkapan Elektron Oksidator - Mengalami Reduksi - Mengalami Penurunan Bilangan Oksidasi - Mampu mengoksidasi - Dapat menangkap elektron Reduktor - Mengalami oksidasi - Mengalami kenaikan Bilangan Oksidasi - Mampu mereduksi - Dapat memberikan elektron Auto Redoks - Reaksi redoks di mana sebuah zat mengalami reduksi sekaligus oksidasi

9.6 Sel elektrokimia



Gambar 9.3. Sel elektrokimia

Elektrokimia : Hubungan Reaksi kimia dengan daya gerak listrik (aliran elektron)

- Reaksi kimia menghasil- kan daya gerak listrik (sel galvani)
- Daya gerak listrik menghasilkan reaksi kimia (sel elektrolisa)

Sel elektrokimia : sistem yang terdiri dari elektroda yang tercelup pada larutan elektrolit.

1. Sel Volta/Galvani

sebuah anoda logam tembaga bereaksi memberikan larutan biru yang mengandung ion tembaga (II) bersamaan dengan ion perak yang melapisi katoda perak dalam sebuah sel Galvani.



Luigi Galvani
(1737 - 1798)



Gambar 9.4. Contoh sel galvani

a. Prinsip-prinsip sel volta atau sel galvani :

- Gerakan elektron dalam sirkuit eksternal akibat adanya reaksi redoks.

- Aturan sel Volta:
- Terjadi perubahan : energi kimia→ energi listrik
- Pada anoda, elektron adalah produk dari reaksi oksidasi; anoda kutub negatif
- Pada katoda, elektron adalah reaktan dari reaksi reduksi; katoda = kutub positif
- Elektron mengalir dari anoda ke katoda

b. Konsep - konsep sel volta:

Sel Volta

1. Deret Volta/Nerst
   a. Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn
   Fe Ni, Sn, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Pt, Au
   b. Makin ke kanan, mudah direduksi dan sukar dioksidasi.
   Makin ke kiri, mudah dioksidasi, makin aktif, dan sukar direduksi.
   Prinsip:
   2. Anoda terjadi reaksi oksidasi ; katoda terjadi reaksi reduksi
   3. Arus elektron : anoda → katoda ; arus listrik : katoda → anoda
   4. Jembatan garam : menyetimbangkan ion-ion dalam larutan
   Contoh dari sel galvani :



Gambar 9.5. Sel Volta

Notasi sel : $Zn/Zn^{+2}//Cu^{+2}/Cu$

/ = potensial ½ sel

// = potensial sambungan Sel (cell junction potential; jembatan garam)

c. Macam-macam sel volta



Alessandro Guiseppe Volta
(1745 - 1827)

Gambar 9.6 Alessandro G. Volta

1. Sel Kering atau Sel Leclance
   - Sel ini sering dipakai untuk radio, tape, senter, mainan anak-anak, dll.
   - Katodanya sebagai terminal positif terdiri atas karbon (dalam bentuk grafit) yang terlindungi oleh pasta karbon, MnO_2 dan NH_4Cl_2
   - Anodanya adalah lapisan luar yang terbuat dari seng dan muncul dibagian bawah baterai sebagai terminal negatif.
   - Elektrolit : Campuran berupa pasta : MnO_2 + NH_4Cl + sedikit Air
   - Reaksi anoda adalah oksidasi dari seng
     $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)} + 2e^-$
   - Reaksi katodanya berlangsung lebih rumit dan suatu campuran hasil akan terbentuk. Salah satu reaksi yang paling penting adalah :
     $2MnO_{2(s)} + 2NH_4^+{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(aq)} + H_2O$
   - Amonia yang terjadi pada katoda akan bereaksi dengan Zn^{2+} yang dihasilkan pada anoda dan memben- tuk ion $Zn(NH_3)_4^{2+}$.

2. Sel Aki
   - Katoda: PbO_2
   - Anoda : Pb
   - Elektrolit: Larutan H_2SO_4
   - Reaksinya adalah :
     $PbO_{2(s)} + 4H^+{}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O$ (katoda)
     $Pb_{(s)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^-$ (anoda)
     $PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 4H^+{}_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O$ (total)
   - Pada saat selnya berfungsi, konsentrasi asam sulfat akan berkurang karena ia terlibat dalam reaksi tersebut.

- Keuntungan dari baterai jenis ini adalah bahwa ia dapat diisi ulang (recharge) dengan memberinya tegangan dari sumber luar melalui proses elektrolisis, dengan reaksi :
  $2PbSO_{4(s)} + 2H_2O \rightarrow PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 4H^+_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)}$
  (total)
- Kerugian dari baterai jenis ini adalah, secara bentuk, ia terlalu berat dan lagi ia mengandung asam sulfat yang dapat saja tercecer ketika dipindah-pindahkan.

3. Sel Bahan Bakar
   - Elektroda : Ni
   - Elektrolit : Larutan KOH
   - Bahan Bakar : H_2 dan O_2

4. Baterai Ni - Cd
   - Disebut juga baterai ni-cad yang dapat diisi ulang muatannya dan yang umum dipakai pada alat-alat elektronik peka. Potensialnya adalah 1,4 Volt.
   - Katoda : NiO_2 dengan sedikit air
   - Anoda : Cd
   - Reaksinya :
     $Cd_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow Cd(OH)_{2(s)} + 2e^-$
     $2e^- + NiO_{2(s)} + 2H_2O \rightarrow Ni(OH)_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)}$
   - Baterai ini lebih mahal dari baterai biasa.

c. Potensial sel :

- Gaya yang dibutuhkan untuk mendorong elektron melalui sirkuit eksternal

Notasi potensial sel = E_{cel};

satuan Volt = Joule/Coulomb

- Potensial sel dihasilkan dari sel Galvani
- Potensial sel tergantung pada suhu, konsentrasi ion dan tekanan parsial gas dalam sel; Potensial sel standar E^0 sel : potensial pada 25^0C, konsentrasi ion 1 M dan tekanan parsial 1 atm
- Potensial sel standar dihitung dengan menggunakan potensial-potensial standar zat-zat yang mengalami redoks
  $E^0sel = E^0oks + E^0red$;
  E^0oks = potensial standar zat yang mengalami oksidasi
  E^0red = potensial standar zat yang mengalami reduksi
- Dalam tabel potensial standar selalu dicantumkan potensial reduksi standar, sehingga $E^0oks = - E^0red$
- Potensial reduksi standar ditentukan dengan *elektroda standar*

d. Reaksi sel

- Reaksi sel = jumlah reaksi ½ sel
- Reaksi redoks sel galvani sistem
  $Zn/Zn^{+2}//Cu^{+2}/Cu$:

$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

- Reaksi ½ sel dapat ditulis:
  $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $Q = 1/\ [Cu^{2+}]$
  $Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ $Q = 1/\ [Zn^{2+}]$
  Secara umum $\Rightarrow Q_{cell} = [Zn^{2+}]\ /\ [Cu^{2+}]$

e. Penentuan potensial reduksi dengan elektroda standar

Potensial Zn/Cu : $Zn/Zn^{+2}//Cu^{+2}/Cu$:
$E^0_{sel} = E^0_{oks\ (Zn)} + E^0_{red\ (H+)}$; + 0.76
$= - E^0$red (Zn) + 0

$E^0_{red\ (Zn)}$ = -0.76 V (tanda negatif menunjukkan bahwa Zn lebih sulit direduksi dibandingkan dengan H_2)

Reaksi yang terjadi adalah :

- $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E^0_1 = + 0.\ 34$ V
  $Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ $E^0_2 = - 0.\ 76$ V
- $E^0_2 < E^0_1$, maka didalam sistem, Cu^{+2} akan mengalami reduksi dan Zn akan teroksidasi :

- $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E^0_1 = + 0.\ 34$ V
  $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$ $E^0_2 = + 0.\ 76$ V
  $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$
  $E^0_{sel} = + 1.10$ V

f. Spontanitas reaksi dan potensial sel

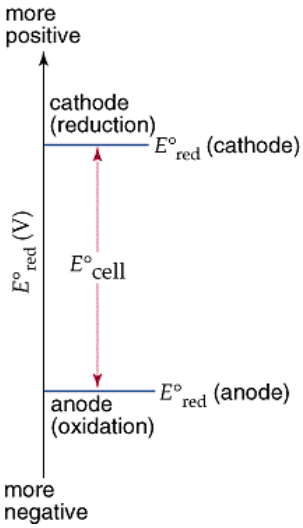
- Reaksi spontan: $\Delta G < 0$
  $\Delta G = - n\ F\ E_{sel}$
  Dimana : $\Delta G^0 = - n\ F\ E^0_{sel}$; n = jumlah elektron (mol); F = muatan 1 mol elektron; 1 F = 96500 C; E_{sel} = potensial sel; E^0_{sel} = potensial sel standar
  $\Delta G < 0$, maka Esel > 0
- Contoh
  $Cr^{+3}_{(aq)} + 3e \rightarrow Cr_{(s)}$ $E^0_{Cr} = - 0.74$ V
  $Zn^{+2}_{(aq)} + 2e \rightarrow Zn_{(s)}$ $E^0_{Zn} = - 0.76$ V

  Karena $E^0_{Zn} < E^0_{Cr}$, Zn akan mengalami oksidasi. Reaksi sel yang akan terjadi
  $Cr^{+3}_{(aq)} + 3e \rightarrow Cr_{(s)}$ } x 2 $E^0_{Cr} = - 0.74$ V
  $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e$ } x 3 $E^0_{Zn} = + 0.76$ V
  $2Cr^{+3}_{(aq)} + 3\ Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{+2} + 2\ Cr_{(s)}$
  $E^0_{sel} = 0.02$ V > 0
  Reaksi spontan

Tabel 9.1. Potensial reduksi standar

Standard Potential (V)	Reduction Half-Reaction
2.87	$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(aq)$
1.51	$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$
1.36	$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(aq)$
1.33	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$
1.23	$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$
1.06	$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(aq)$
0.96	$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + H_2O(l)$
0.80	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$
0.77	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$
0.68	$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$
0.59	$MnO_4^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$
0.54	$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(aq)$
0.40	$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(aq)$
0.34	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$
0	$2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$
−0.28	$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$
−0.44	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$
−0.76	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$
−0.83	$2H_2O(l) + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$
−1.66	$Al^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$
−2.71	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$
−3.05	$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$

g. Fenomena umum sel dengan reaksi spontan (galvani)



- Makin besar perbedaan harga E°red, makin besar harga E°cell.
- Dalam sel galvani dengan reaksi spontan E°red (katoda) lebih positif dari E°red (anoda).

Contoh Soal :
Tuliskan reaksi elektrolisis larutan $CuCl_2$ dengan elektroda Pt.

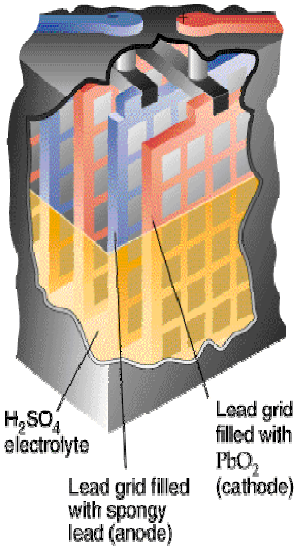
Jawab :
Karena bukan termasuk logam golongan IA dan IIA, maka pada katoda yang direduksi adalah kation logam Cu.
$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$

Anoda dengan elektroda inert (tidak bereaksi) jika anionnya tidak mengandung O, maka yang dioksidasi adalah anion tersebut.
$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$

Katoda : $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$
Anoda : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$
Reaksi total : $Cu^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Cu + Cl_2$
$CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$
Dengan demikian reaksi elektrolisisnya adalah $CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$

Aplikasi sel galvani
a. aki mobil
b. baterai alkalin
c. Proteksi besi oleh Zn terhadap korosi

a. Aki mobil



Gambar 9.7. Aki mobil

- Baterai mobil 12 V dengan 6 pasang katoda/anoda yang masing-masing menghasilkan 2 V.
- Katoda : PbO_2 pada jaringan logam dalam asam sulfat :

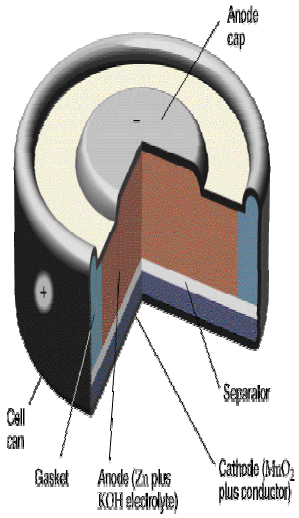
$PbO_{2(s)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4H^+{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$.

- Anode: Pb :

$Pb_{(s)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^-$

b. Baterai alkalin

Baterai bervariasi dalam ukuran dan bahan kimianya, seperti aki mobil, sel alkalin dan sel kering.



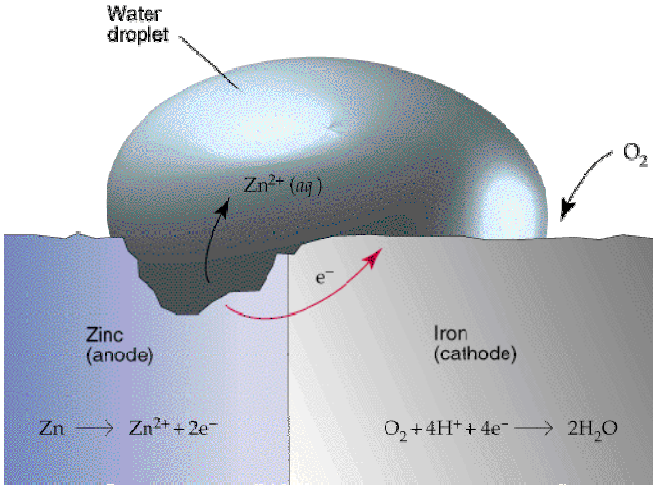
- Anoda: Zn cap:

  $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
- katoda: MnO_2, NH_4Cl dan pasta karbon :

  $2\ NH_4^+{}_{(aq)} + 2\ MnO_{2(s)} + 2e^- \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(aq)} + 2H_2O_{(l)}$
- batang grafit didalam katoda inert dipusat.
- Baterai alkalin NH_4Cl dapat

Gambar 9.8. Baterai alkalin

c. Proteksi besi oleh Zn terhadap korosi



Gambar 9.9. Proteksi Fe oleh Zn terhadap korosi

2. Sel Elektrolisis

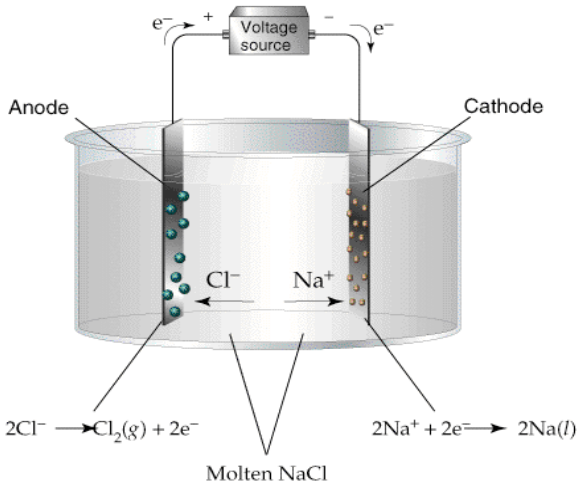
- Terjadi perubahan : energi listrik → energi kimia
- Elektrolisa adalah reaksi non-spontan yang berjalan akibat adanya arus (aliran elektron) eksternal yang dihasilkan oleh suatu pembangkit listrik..
- Pada sel elektrolitik

– Katoda bermuatan negatif
atau disebut elektroda –
Terjadi reaksi reduksi
Jenis logam tidak diper- hatikan, kecuali logam Alkali (IA) dengan Alkali tanah(IIA), Al dan Mn
- Reaksi :
$2\ H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$
ion golongan IA/IIA tidak direduksi; dan penggantinya air
$2\ H_2O_{(l)} + 2\ e^- \rightarrow$ basa + $H_{2(g)}$
ion-ion lain direduksi

– Anoda bermuatan positif (+) atau disebut elektroda +
- Terjadi reaksi oksidasi
- Jenis logam diperhatikan

a. Anoda : Pt atau C (elektroda inert)
reaksi :
$4OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)} + 4e^-$
gugus asam beroksigen tidak teroksidasi, diganti oleh
$2\ H_2O_{(l)} \rightarrow$ asam + $O_{2(g)}$
golongan VIIA (halogen) → gas

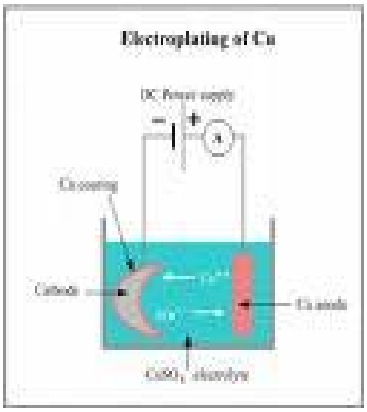
b. Anoda bukan : Pt atau C
reaksi : bereaksi dengan anoda membentuk garam atau senyawa lain.



Gambar 9.10. Elektrolisa cairan NaCl

a. Aplikasi elektrolisis

1. Elektroplatting



Gambar 9.11. Elektroplatting

Elektroplatting adalah aplikasi elektrolisis pada pelapisan suatu logam atas logam yang lain. Teknik ini bisa dipakai untuk memperbaiki penampakan dan daya tahan suatu logam. Contohnya, suatu lapisan tipis logam chromium pada bemper baja mobil untuk membuatnya menarik dan melindunginya dari karat. Pelapisan emas dan perak dilakukan pada barang-barang perhiasan yang berasal dari bahan-bahan logam yang murah. Berbagai lapisan-lapisan tipis logam tersebut ketebalannya berkisar antara 0,03 s/d 0,05 mm.

2. Pembuatan Aluminium

Bauksit adalah biji aluminium yang mengandung $Al_2O_3^-$. Untuk mendapatkan aluminium, bijih tersebut dimurnikan dan Al_2O_3 nya dilarutkan dan didisosiasikan dalam larutan elektrolit ‚eryolite'. Pada katoda, ion-ion aluminium direduksi menghasilkan logam yang terbentuk sebagai lapisan tipis dibagian bawah wadah elektrolit. Pada anoda yang terbuat dari karbon, ion oksida teroksidasi menghasilkan O_2 bebas.
Reaksinya adalah :

$Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al_{(l)}$ (katoda)

$2\ O^{2-} \rightarrow O_{2(g)} + 4\ e^-$ (anoda)

$4\ Al^{3+} + 6\ O^{2-} \rightarrow 4Al_{(l)} + 3\ O_{2(g)}$ (total)

3. Pembuatan Magnesium

Sumber utama magnesium adalah air laut. Mg^{2+} mempunyai kelimpahan terbesar ketiga dalam laut, kalahannya oleh ion natrium dan ion klorida. Untuk

memperoleh magnesium, $Mg(OH)_2$ diendapkan dari air laut. Pemisahan itu dilakukan dengan cara filtrasi dan lalu dilarutkan dalam asam hidroklorit.

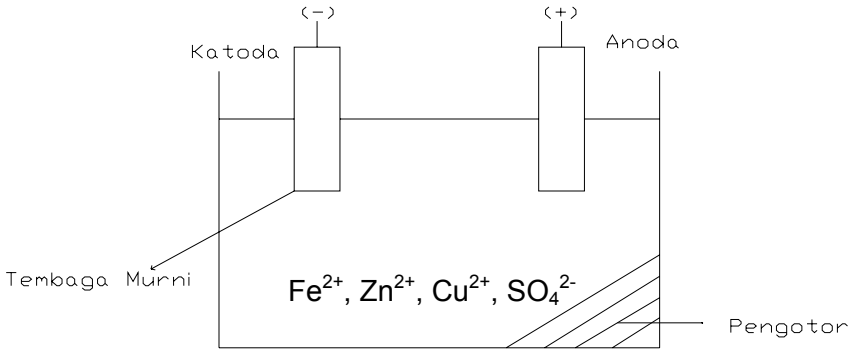
$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

Larutan $MgCl_2$ diuapkan dan menghasilkan $MgCl_2$ padat yang lalu dilelehkan dan akhirnya dielektrolisa. Magnesium bebas akan diendapkan pada katoda dan gas klorin dihasilkan pada anoda.

$MgCl_{2(l)} \rightarrow Mg_{(l)} + Cl_{2(g)}$

4. Penyulingan Tembaga

Salah satu elektrolisis yang paling menarik adalah pemurnian atau penyulingan logam tembaga. Tembaga dapat dimbil dari bijinya, edngan cara ini sampai ke tingkat kemurnian 99%. Pengotornya sebagian besar adalah perak, emas, platina, besi dan seng menurunkan konduktivitas listrik tembaga secara drastis sehingga harus disuling ulang sebelum dipakai sebagai kawat atau kabel.



Gambar 9.12. Sel penyulingan tembaga

Tembaga tidak murni dipakai sebagai elektroda sebagai anoda pada sel elektrolisis yang mengandung larutan tembaga sulfat dan asam sulfat (sebagai elektrolit). Katoda pada sistem ini adalah tembaga dengan kemurnian tinggi. Jika selnya dijalankan pada tegangan yang diperlukan, hanay tembaga dan pengotornya yang lebih mudah teroksidasi daripada tembaga, seng dan besi yang larut disekitar anoda. Logam-logam yang kurang aktif akan runtuh dan mengendap dibagian dasar wadah. Pada katoda, ion tembaga direduksi tetapi ion seng dan ion besi tertinggal dilarutan karena lebih sukar tereduksi dari pada tembaga. Secara pelan-pelan

tembaga anoda terlarut dan tembaga katoda makin tumbuh. Suatu saat tembaga akan mempunyai kemurnian 99,95%!

Kotoran yang terkumpul dibagian bawah biasanya disebut sebgai anoda, dapat dipindahkan secara periodik dan nilai perak, emas dan platina dapat pula dihitung untuk memperoleh total efisiensi pelaksanaan proses penyulingan.

5. Elektrolisis Brine

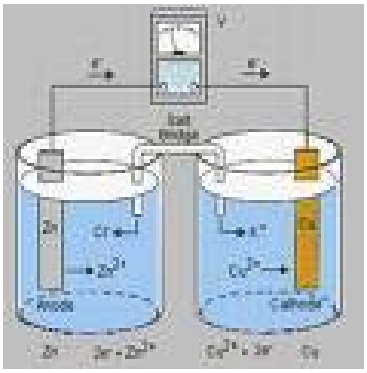
   Brine (='air asin') adalah larutan natrium klorida jenuh. Pada katoda, air lebih mudah direduksi daripada ion natrium dan gas H_2 akan terbentuk.

   Reaksi :

   $2e^- + 2H_2O \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$

   Walaupun air lebih mudah teroksidasi daripada ion klorida, namun seperti telah disebut bahwa ada faktor-faktor yang kompleks yang mempengaruhi sehingga yang teroksidasi adalah ion klorida.

9.7 Potensial elektroda



Gambar 9.13. Potensial elektroda

1. Pengertian
   Merupakan ukuran terhadap besarnya kecenderungan suatu unsur untuk melepaskan atau mempertahankan elektron
2. Elektroda Hidrogen
   - E° H_2 diukur pada 25° C, 1 atm dan $\{H^+\}$ = 1 molar
   - E° H_2 = 0.00 volt
3. Elektroda Logam
   - E° logam diukur terhadap E° H_2
   - Logam sebelah kiri H : E° elektroda < 0
   - Logam sebelah kanan H : E° elektroda > 0
4. Cara Menghitung Potensial Elektroda Sel
   1. E° sel = E° red - E° oks
   2. E sel = E°sel - RT/nF lnC

   Pada 25° C :

   E sel = E°sel - 0.059/n log C

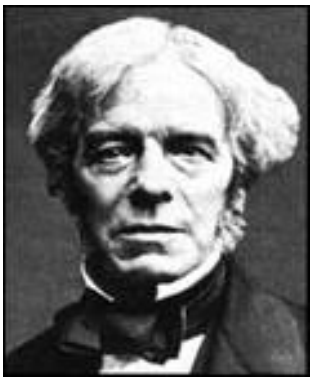
Elektroda tergantung pada :

- Jenis Elektroda
- Suhu
- Konsentrasi ionnya

Catatan :

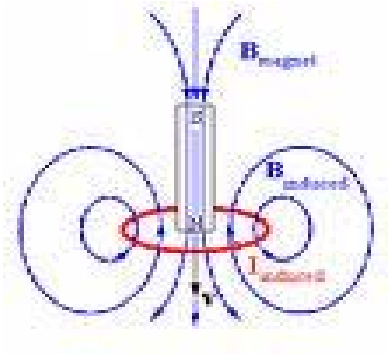
E° = potensial reduksi standar (volt)
R = tetapan gas- volt.coulomb/mol.°K]
= 8.314
T = suhu mutlak (°K)
n = jumlah elektron
F = 96.500 coulomb
C = [bentuk oksidasi]/[bentuk reduksi]

9.8 Hukum faraday



Gambar 9.14. Michael faraday

Banyaknya zat yang dihasilkan dari reaksi elektrolisis sebanding dengan banyaknya arus listrik yang dialirkan kedalam larutan.hal ini dapat diGambar kan dengan hukum faraday 1



Gambar 9.15. Hukum Faraday

$$W = \frac{e.i.t}{F}$$

W = massa zat yang dihasilkan

$e = \frac{A_r}{n}$

i = arus dalam ampere
t = waktu dalam satuan detik
F = tetapan Farady,
1 F = 96500 C
i.t = Q = arus dalam satuan C

$\frac{i.t}{F}$ = arus dalam satuan Farady

$\frac{W}{e}$ = mol elektron

Mol elektron dari suatu reaksi sama dengan perubahan biloks 1 mol zat. Dari rumusan diatas diperoleh :

Jumlah Farady = mol elektron
=perubahan bil.oksidasi 1 mol zat

Dalam penentuan massa zat yang dihasilkan dalam reaksi elektrolisis, biasanya data yang diketahui adalah Ar bukan e, sedangkan $e = \frac{A_r}{n}$ sehingga rumusan Hukum Farady 1 menjadi :

$$W = \frac{A_r.i.t}{n.F}$$

n = valensi atau banyaknya mol elektron untuk setiap mol zat.

9.9 KOROSI



Gambar 9.16. Peristiwa korosi

Korosi adalah peristiwa perusakan logam akibat terjadinya reaksi kimia dengan lingkungan yang menghasilkan produk yang tidak diinginkan. Lingkungan dapat berupa asam, basa, oksigen dari udara, oksigen didalam air atau zat kimia lain. Perkaratan besi adalah peristiwa elektrokimia sebagai berikut :

- Besi dioksidasi oleh H_2O atau ion hydrogen
  $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ (oksidasi)
  $2\ H^+_{(aq)} \rightarrow 2\ H_{(aq)}$ (reduksi)

- Atom-atom H bergabung menghasilkan H_2
  $2\ H_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)}$

- Atom-atom H bergabung dengan oksigen
  $2\ H_{(aq)} + ½\ O_{2(aq)} \rightarrow H_2\ O_{(l)}$

- Jika konsentrasi H+ cukup tinggi (pH rendah), maka reaksi
  $Fe + 2H^+_{(aq)} \rightarrow 2H_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)}$
  $2\ H_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)}$

- Ion Fe^{2+} juga bereaksi dengan oksigen dan membentuk karat (coklat keerah-merahan) dengan menghasilkan ion H^+ yang selanjutnya direduksi menjadi H^{2-}

  $4\ Fe^{2+}_{(aq)} + O_{2(aq)} + 4\ H_2\ O_{(l)} + 2_x\ H_2\ O_{(l)} \rightarrow 2\ Fe_2O_3H_2O)_{x(s)} + 8H^+$

  Reaksi totalnya menjadi
  $4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(aq)} + 2_x\ H_2\ O_{(l)}$

  $\rightarrow \quad 2\ Fe_2O_3H_2O)_{x(s)}$

9.9.1 Korosi dapat dihambat dengan beberapa cara, misalnya :

10. Pemakaian logam alloy dengan cara
    a. Pembentukan lapisan pelindung
    b. Menaikkan tegangan elektrode

11. Pemakaian lapisan pelindung dengan cara :
    a. Pengecatan
    b. Pelapisan senyawa organik (pelumas)
    c. Pelapisan dengan gelas
    d. Pelapisan dengan logam
    e. Dilapisi logam yang lebih mulia
    f. Dilapisi logam yang lebih mudah teroksidasi
    g. Menanam batang-batang logam yang lebih aktif dekat logam besi dan dihubungkan
    h. Dicampur dengan logam lain
12. Elektrokimiawi dengan cara eliminasi perbedaan tegangan :
    a. Menaikkan kemurnian logam
    b. Mencegah kontak 2 logam
    c. Memakai inhibitor
    d. Isolasi logam dari larutan, dan lain-lain.

9.9.2 Faktor yang berpengaruh terhadap korosi

1. Kelembaban udara
2. Elektrolit
3. Zat terlarut pembentuk asam (CO_2, SO_2)
4. Adanya O_2
5. Lapisan pada permukaan logam
6. Letak logam dalam deret potensial reduksi

KESIMPULAN

Elektrolisis. pada sel elektrolisis, aliran listrik menyebabkan reduksi pada muatan negatif di katoda dan oksidasi pada muatan positif di anoda.
Aplikasi elektrolisis. Elektroplatting, produksi Aluminium dan Magnesium, pemurnian tembaga, dan elektrolisis dari pelelehan NaCl.

Korosi logam adalah salah satu masalah yang paling penting yang dihadapi oleh kelompok industri maju. pengaruh korosi dapat terlihat (pembentukan karat pada permukaan besi) dan tidak terlihat (keretakan serta terjadinya pengurangan kekuatan logam di bawah permukaan).

Latihan soal

1. Berapa Faraday arus yang diperlukan untuk mereduksi 40 gram ion kalsium menjadi logam kalsium (Ar Ca = 40)
   a. 1
   b. 1,5
   c. 2
   d. 2,5
   e. 3

2. Pada reaksi elektrolisis larutan CuSO4 dengan elektroda Cu, dianoda yang dioksidasi adalah....
   a. Cu
   b. SO_4^{2-}
   c. Cu^{2+}
   d. H_2O
   e. H_2

3. Diketahui : $Pb^{2+} + 2e \rightarrow Pb$ $E^o = - 0,13$ V
   $Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn$ $E^o = - 0,76$ V
   Potensial sel untuk reaksi Zn | Zn^{2+} || Pb^{2+} | Pb adalah....
   a. - 1,20 V
   b. + 1,20 V
   c. - 0,32 V
   d. – 0,76 V
   e. + 0,32 V

4. Diketahui :

   $Ag^+ + e \longrightarrow Ag$ $E^o = + 0,80$ V
   $Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$ $E^o = + 0,34$ V
   $Pb^{2+} + 2e \longrightarrow Pb$ $E^o = - 0,13$ V
   $Fe^{2+} + 2e \longrightarrow Fe$ $E^o = - 0,44$ V
   $Zn^{2+} + 2e \longrightarrow Zn$ $E^o = - 0,76$ V

   maka,

   a. Zn | Zn^{2+} || Pb^{2+} | Pb
   b. Cu | Cu^{2+} || Fe^{2+} | Fe
   c. Ag | Ag^- || Fe^{2+} | Fe
   d. Ag | Ag^- || Zn^{2+} | Zn
   e. Fe | Fe^{2+} || Zn^{2+} | Zn

5. Pada elektrolisis $PbCl_2$ dengan menggunakan elektroda Pt, di katoda akan dihasilkan…..
   a. Cl_2
   b. Cl^-
   c. Pb
   d. Pb^{2+}
   e. $PbCl_2$

6. Setarakan reaksi redoks berikut :
   a. $BrO_3^- + Fe^{2+} \rightarrow Br^- + Fe^{3+}$
   b. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
   c. $Cl_2 + Br^- \rightarrow Br_2 + Cl^-$

7. Dengan manggunakan potensial standart reduksi dari tabel, tentukan harga potensial sel dan apakah reaksi berlangsung atau tidak?

   a. $2Ag^+ + Zn_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Zn^{2+}$

   b. $3Cd^{2+} + 2Al_{(s)} \rightarrow 3Cd_{(s)} + 2Al^{3+}$

   c. $Cu^{2+} \mid Cu_{(s)} \parallel Pb_{(s)} \mid Pb^{2+}$

8. Tuliskan reaksi elektrolisis berikut :
   a. Larutan KCl dengan katoda baja dan anoda platina
   b.Larutan K_2SO_4 dengan elektrodeaCu.
   c.Larutan $CdSO_4$ dengan elektroda besi

9. Pada elektrolisis larutan $ZnSO_4$, diperoleh 26 gram endapan logam Zn (Ar = 65) selama 2,5 jam. Jika 1 F = 96500 Coulomb, tentukan berapa ampere arus yang dihasilkan?

10. Dua larutan $AgNO_3$ dan larutan LSO_4 yang disusun secara seri dialiri arus listrik sehingga menghasilkan 5,4 gram logam Ag dan 7,2 gram logam L. Jika Ar . Ag = 108, maka tentukan massa atom relatif (Ar) L.

11. Apa yang dimaksud reaksi reduksi dan oksidasi?

12. Berikan contoh peristiwa redoks!
13. Sebutkan berapa saja bilangan oksidasi untuk unsur-unsur halogen!

14. Sebutkan langkah-langkah untuk menyetarakan reaksi redoks!

15. Sebutkan tahapan untuk menyetarakan persamaan redoks!

16. Berikan contoh reaksi redoks dalam suasana asam!

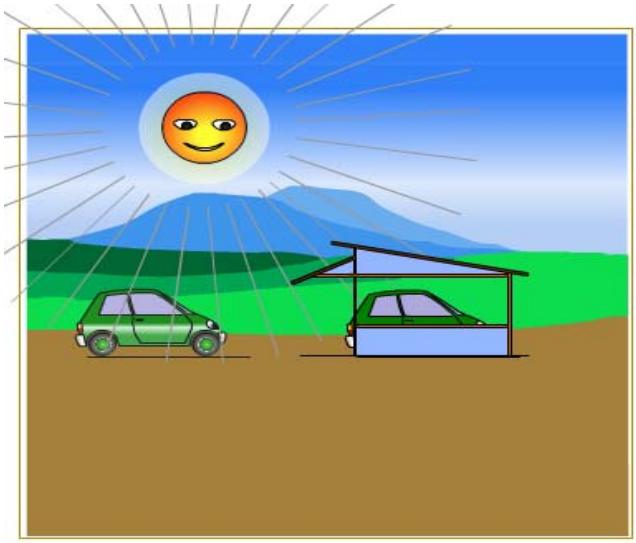
17. Jelaskan perbedaan oksidasi dan reduksi klasik dan modern!

18. Apa beda elektrokimia dan sel elektrokimia, berikan contoh reaksinya?

19. Sebutkan maam dan prinsip sel volta/galvani!

20. Apa yang dimaksud reaksi spontan?
21. Berikan contoh reaksi setengah sel dan tentukan Q!
22. Sebutkan dan jelaskan aplikasi sel galvani!
23. Apa pengertian potensial elektroda?
24. Mengapa E^o H_2 dijadikan energi potensial standar?
25. Bagaimana cara menghitung potensial elektroda sel?
26. Sebutkan 3 hal yang mempengaruhi elektroda!
27. Apa yang dimaksud peristiwa korosi, berikan contoh reaksi korosi pada logam Fe?

10. Kinetika Kimia



Standar Kompetensi	Kompetensi Dasar
Mengidentifikasi faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi	Menentukan laju reaksi dan orde reaksi
	Menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi
	Menentukan kalor pembakaran berbagai bahan bakar

Tujuan pembelajaran	
	1. Mengetahui dan memahami definisi laju reaksi dan menentukan perubahan konsentrasi per satuan waktu dalam bentuk persamaan laju reaksi.
	2. Mengetahui dan memahami prinsip-prinsip reaksi dalam hukum laju.
	3. Mengetahui faktor-faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi, yaitu: konsentrasi, sifat zat yang bereaksi, suhu dan katalisator.
	4. Mengetahui dan memahami teori dan peristiwa tumbukan, serta prinsip-prinsip dan faktor-faktor yang mempengaruhi tumbukan.
	5. Mengetahui dan memahami definisi orde reaksi dan ungkapan orde reaksi pada persamaan laju reaksi, serta cara menentukan orde reaksi.

Mengapa beberapa reaksi kimia berlangsung secepat kilat sementara yang lainnya memerlukan waktu berhari-hari, berbulan-bulan bahkan tahunan untuk menghasilkan produk yang cukup banyak? Bagaimana katalis bisa meningkatkan laju reaksi kimia? Mengapa perubahan suhu yang sedikit saja sering memberikan efek besar pada laju memasak? Bagaimana kajian mengenai laju reaksi kimia memberikan informasi tentang bagaimana cara molekul bergabung membentuk produk? Semua pertanyaan ini menyangkut kinetika kimia belum selengkap seperti termodinamika. Masih banyak reaksi yang tetapan kesetimbangannya telah diketahui dengan cermat, tetapi perincian lintasan reaksinya masih belum dipahami. Ini terutama berlaku untuk reaksi yang melibatkan banyak unsur reaktan yang membentuk produknya.

Kinetika kimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari laju dan mekanisme reaksi kimia. Besi lebih cepat berkarat dalam udara lembab daripada dalam udara kering; makanan lebih cepat membusuk bila tidak didinginkan; kulit bule lebih cepat menjadi gelap dalam musim panas daripada dalam musim dingin. Ini merupakan tiga contoh yang lazim dari perubahan kimia yang kompleks dengan laju yang beraneka menurut kondisi reaksi.

10. 1 Definisi Laju Reaksi



Gambar 10.1 Mobil yang sedang melaju

Laju reaksi rerata analog dengan kecepatan rerata mobil. Jika posisi rerata mobil dicatat pada dua waktu yang berbeda, maka :

$$\text{Kecepatan rerata} = \frac{jarak yang ditempuh}{waktu tempuh} = \frac{perubahan lokasi}{perubahan waktu}$$

Dengan cara yang sama, laju reaksi rerata diperoleh dengan membagi perubahan konsentrasi reaktan atau produk dengan interval waktu terjadinya reaksi :

$$Laju reaksi rerata = \frac{perubahan konsentrasi}{perubahan waktu}$$

Jika konsentrasi diukur dalam mol L^{-1} dan waktu dalam detik, maka laju reaksi mempunyai satuan mol $L^{-1}s^{-1}$. Kita ambil contoh khusus. Dalam reaksi fasa gas

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$$

NO_2 dan CO dikonsumsi pada saat pembentukan NO dan CO_2. Jika sebuah **kuar** dapat mengukur konsentrasi NO, laju reaksi rerata dapat diperkirakan dari nisbah perubahan konsentrasi NO, Δ[NO] terhadap interval waktu, Δt:

$$lajurerata = \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{[NO]_f - [NO]_i}{t_f - t_i}$$

Jadi laju reaksi adalah besarnya perubahan konsentrasi reaktan atau produk dalam satu satuan waktu. Perubahan laju konsentrasi setiap unsur dibagi dengan koefisiennya dalam persamaan yang seimbang/stoikiometri. Laju perubahan reaktan muncul dengan tanda negatif dan laju perubahan produk dengan tanda positif.

Untuk reaksi yang umum:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

Lajunya ialah

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

Hubungan ini benar selama tidak ada unsur antara atau jika konsentrasinya bergantung pada waktu di sepanjang waktu reaksi.

Menentukan Laju Reaksi :

Perhatikan penguraian nitrogen dioksida, NO_2 menjadi nitrogen oksida, NO dan oksigen, O_2 : $2NO_2 \rightarrow 2NO + O_2$

b. Tulislah pernyataan untuk laju rata-rata berkurangnya konsentrasi NO_2 dan laju rata-rata bertambahnya konsentrasi NO dan O_2.
c. Jika laju rata-rata berkurangnya konsentrasi NO_2 ditetapkan dan dijumpai sebesar $4x10^{-13}$ mol L^{-1} s^{-1}, berapakah laju rata-rata padanannya (dari) bertambahnya konsentrasi No dan O_2

Jawaban :

a.Laju rata-rata berkurangnya konsentrasi NO_2 dinyatakan sebagai :

$$-\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t}$$

Laju rata-rata bertambahnya konsentrasi NO dan O_2 dinyatakan sebagai:

$$\frac{\Delta[NO]}{\Delta t} \quad \text{dan} \quad \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

b. Untuk tiap dua molekul NO_2 yang bereaksi terbentuk dua molekul NO. Jadi berkurangnya konsentrasi NO_2 dan bertambahnya konsentrasi NO berlangsung dengan laju yang sama :

$$-\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = 4x10^{-13}\, molL^{-1}s^{-1}$$

10.2 Hukum Laju

Dalam membahas reaksi kesetimbangan kimia telah ditekankan bahwa reaksi ke kanan maupun ke kiri dapat terjadi begitu produk terbentuk, produk ini dapat bereaksi kembali menghasilkan reaktan semula.
Laju bersih ialah:

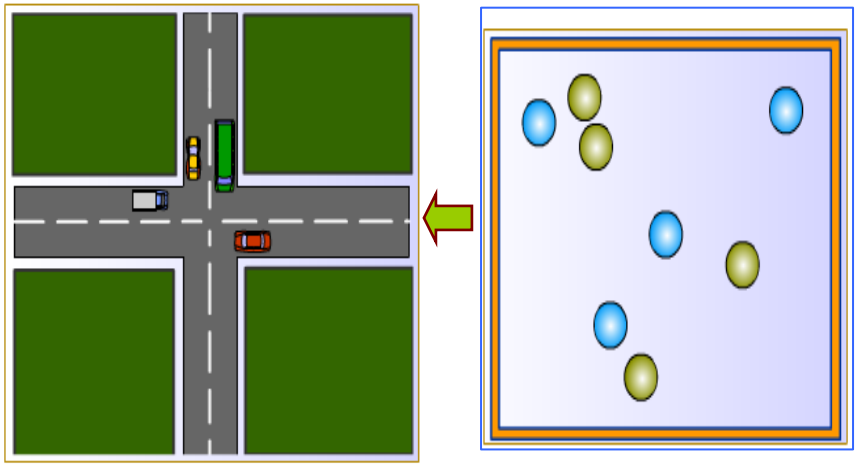
Laju bersih = laju ke kanan – laju ke kiri

Dapat dikatakan, pengukuran konsentrasi memberikan laju bersih, bukannya sekedar laju ke kanan. Bagaimanapun, sesaat sebelum reaksi yang dimulai dari reaktan murni, konsentrasi reaktan jauh lebih tinggi dibandingkan produknya sehingga laju ke kiri dapat diabaikan. Selain itu, banyak reaksi berlangsung sempurna (K>>1) sehingga laju yang terukur hanyalah reaksi ke kanan atau eksperimen dapat diatur agar produknya dapat dialihkan jika terbentuk. Dalam subbab ini, persamaan diberikan pada laju ke kanan saja.

10.3 Faktor-Faktor Yang Mempengaruhi Kecepatan Reaksi

Beberapa faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi antara lain konsentrasi, sifat zat yang bereaksi, suhu dan katalisator.

A. Konsentrasi



Gambar 10.2 Pengaruh Konsentrasi

Dari berbagai percobaan menunjukkan bahwa makin besar konsentrasi zat-zat yang bereaksi makin cepat reaksinya berlangsung. Makin besar konsentrasi makin banyak zat-zat yang bereaksi sehingga makin besar kemungkinan terjadinya tumbukan dengan demikian makin besar pula kemungkinan terjadinya reaksi.

B. Sifat Zat Yang Bereaksi

Sifat zat yang mudah atau sukar bereaksi akan menentukan kecepatan berlangsungnya suatu reaksi.

Secara umum dinyatakan bahwa: "Reaksi antara senyawa ion umumnya berlangsung cepat."

Hal ini disebabkan oleh adanya gaya tarik menarik antara ion-ion yang muatannya berlawanan.
Contoh:

$Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$

Reaksi ini berlangsung dengan cepat.

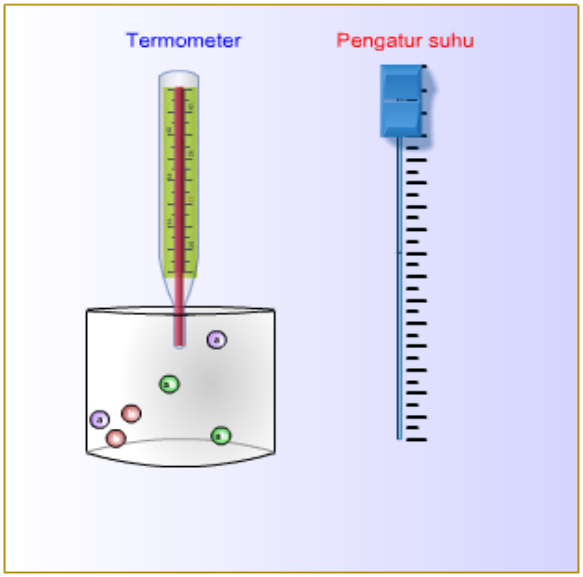
Reaksi antara senyawa kovalen umumnya berlangsung lambat.

Hal ini disebabkan oleh reaksi yang berlangsung tersebut membutuhkan energi untuk memutuskan ikatan-ikatan kovalen yang terdapat dalam molekul zat yang bereaksi.
Contoh:

$CH_{4(g)}+Cl_{2(g)} \rightarrow CH_3Cl_{(g)}+HCl_{(g)}$

Reaksi ini berjalan lambat reaksinya dapat dipercepat apabila diberi energi, misalnya; cahaya matahari.

C. Suhu



Gambar 10.3 Pengaruh suhu

Pada umumnya reaksi akan berlangsung lebih cepat bila suhu dinaikkan. Dengan menaikkan suhu maka energi kinetik molekul-molekul zat yang bereaksi akan bertambah sehingga akan lebih banyak molekul yang memiliki energi sama atau lebih besar dari Ea. Dengan demikian lebih banyak molekul yang dapat mencapai keadaan transisi atau dengan kata lain kecepatan reaksi menjadi lebih besar. Secara matematis hubungan antara nilai *tetapan laju reaksi (k)* terhadap suhu dinyatakan oleh formulasi **ARRHENIUS:**



Gambar 10.4 Svante August Arrhenius

$$k = Ae^{-E_a / RT}$$

kita menggunakan symbol Δ yang berarti perubahan

dimana:
k : tetapan laju reaksi
A : tetapan Arrhenius yang harganya khas untuk setiap reaksi
E_a : energi pengaktifan
R : tetapan gas universal = 0,0821.atm/mol^{o}K atau 8,314 Joule/mol^{o}K
T : suhu reaksi (^{o}K)
Setiap suhu naik 10^{0}C, laju reaksi menjadi dua kali lipatnya.

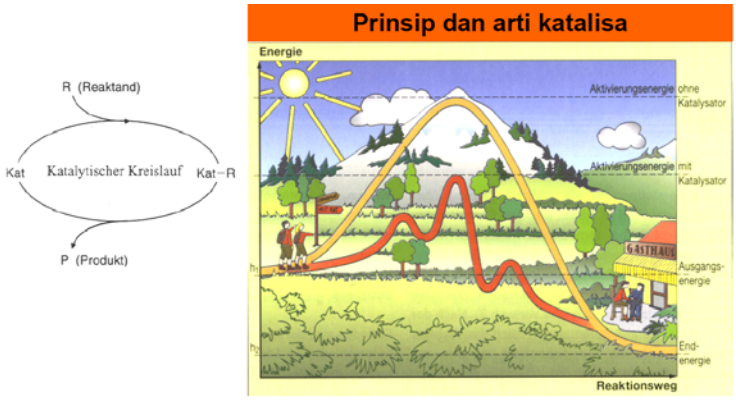
$$V = 2^{\frac{\Delta t}{10}} V_0$$

Δt = kenaikan suhu

Contoh : Suatu reaksi berlangsung selama 2 jam pada suhu 25^{0}C. Berapa kalikah laju reaksi akan meningkat jika suhu diubah menjadi 45^{0}C ?
Penyelesaian :
Kenaikan suhu (Δt) = 45 - 25
= 20^{0}C

$V = 2^{\frac{20}{10}} V_0 = 4V_0 \rightarrow$ Laju reaksi menjadi 4X atau lama reaksi menjadi 2/4 jam.
Laju reaksi meningkat, reaksi akan semakin cepat berlangsung).

D. Katalisator



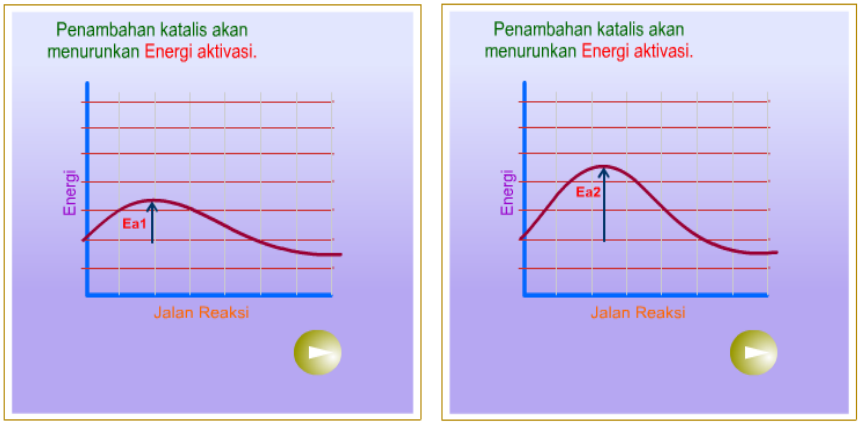
Gambar 10.5 Mekanisme Reaksi Tanpa Atau Dengan Katalis

Katalisator adalah zat yang ditambahkan ke dalam suatu reaksi yang mempunyai tujuan memperbesar kecepatan reaksi. Katalis terkadang ikut terlibat dalam reaksi tetapi tidak mengalami perubahan kimiawi yang permanen, dengan kata lain pada akhir reaksi

katalis akan dijumpai kembali dalam bentuk dan jumlah yang sama seperti sebelum reaksi.

Fungsi katalis adalah memperbesar kecepatan reaksinya (mempercepat reaksi) dengan jalan *memperkecil energi pengaktifan* suatu reaksi dan dibentuknya tahap-tahap reaksi yang baru. Dengan menurunnya energi pengaktifan maka pada suhu yang sama reaksi dapat berlangsung lebih cepat.

Halaman ini menitik- beratkan pada perbedaan tipe-tipe katalis (heterogen dan homogen) beserta dengan contoh-contoh dari tiap tipe, dan penjelasan bagaimana mereka bekerja. Anda juga akan mendapatkan deskripsi dari satu contoh autokatalis reaksi dimana hasil produk juga turut mengkatalis.



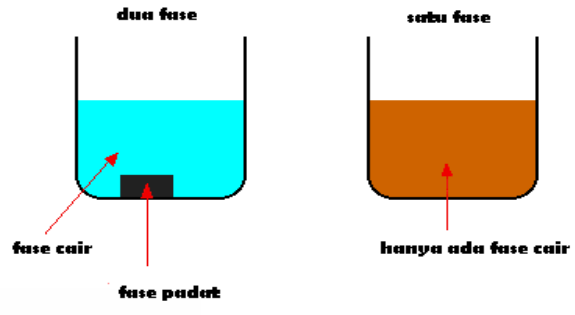
Gambar 10.6 Fungsi katalis

E. Tipe-tipe dari reaksi katalis

Katalis dapat dibagi berdasarkan dua tipe dasar, yaitu heteregon dan homogen. Didalam reaksi heterogen, katalis berada dalam fase yang berbeda dengan reaktan. Dalam reaksi homogen, katalis berada dalam fase yang sama dengan reaktan.

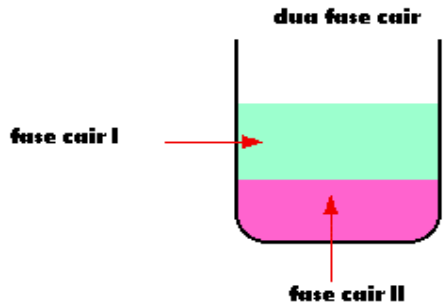
Apa itu *fase*?

Jika kita melihat suatu campuran dan dapat melihat suatu batas antara dua komponen, dua komponen itu berada dalam fase yang berbeda. Campuran antara padat dan cair terdiri dari dua fase. Campuran antara beberapa senyawa kimia dalam satu larutan terdiri hanya dari satu fase, karena kita tidak dapat melihat batas antara senyawa-senyawa kimia tersebut.



Gambar 10.7 Campuran 2 fase dan 1 fase

Kita mungkin bertanya mengapa *fase* berbeda dengan istilah *keadaan fisik* (padat, cair dan gas). Fase juga meliputi padat, cair dan gas, tetapi lebih sedikit luas. Fase juga dapat diterapkan dalam dua zat cair (sebagai contoh, minyak dan air) dimana keduanya tidak saling melarutkan. Kita dapat melihat batas diantara kedua zat cair tersebut.



Gambar 10.8 Campuran 2 fase

Jika Anda lebih cermat, sebenarnya diagram diatas menggambarkan lebih dari fase yang diterakan. Masing-masing, sebagai contoh, beaker kaca merupakan fase zat padat. Sebagian besar gas yang berada diatas zat cair juga merupakan salah satu fase lainnya. Kita tidak perlu memperhitungkan fase-fase tambahan ini karena mereka tidak mengambil bagian dalam proses reaksi.

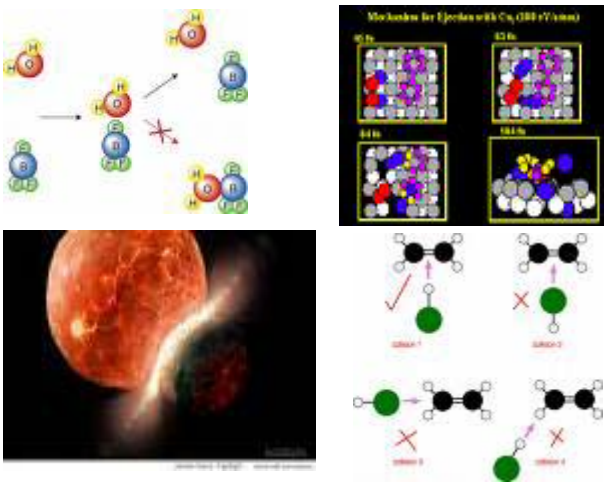
F.Katalis Homogen

Bagian ini meliputi penggunaan katalis dalam fase berbeda dari reaktan. Contoh-contoh meliputi katalis *padat* dengan reaktan-reaktan dalam *fase cair maupun gas*.

10.4 Teori Tumbukan

Teori tentang tumbukan didasarkan atas teori kinetik gas yang mengamati tentang bagaimana suatu reaksi kimia dapat terjadi.

Menurut teori tersebut kecepatan reaksi antara dua jenis molekul A dan B sama dengan jumlah tumbukan yang terjadi per satuan waktu antara kedua jenis molekul tersebut. Jumlah tumbukan yang terjadi persatuan waktu sebanding dengan konsentrasi A dan konsentrasi B. Jadi makin besar konsentrasi A dan konsentrasi B akan semakin besar pula jumlah tumbukan yang terjadi.



Gambar 10.9 Tumbukan Molekul

Teori tumbukan ini ternyata memiliki beberapa kelemahan, antara lain :

- Tidak semua tumbukan menghasilkan reaksi sebab

ada energi tertentu yang harus dilewati (disebut energi aktivasi = energi pengaktifan) untak dapat menghasilkan reaksi. Reaksi hanya akan terjadi bila energi tumbukannya lebih besar atau sama dengan energi pengaktifan (Ea).

- Molekul yang lebih rumit struktur ruangnya akan menghasilkan tumbukan yang tidak sama jumlahnya jika dibandingkan dengan molekul yang sederhana struktur ruangnya.

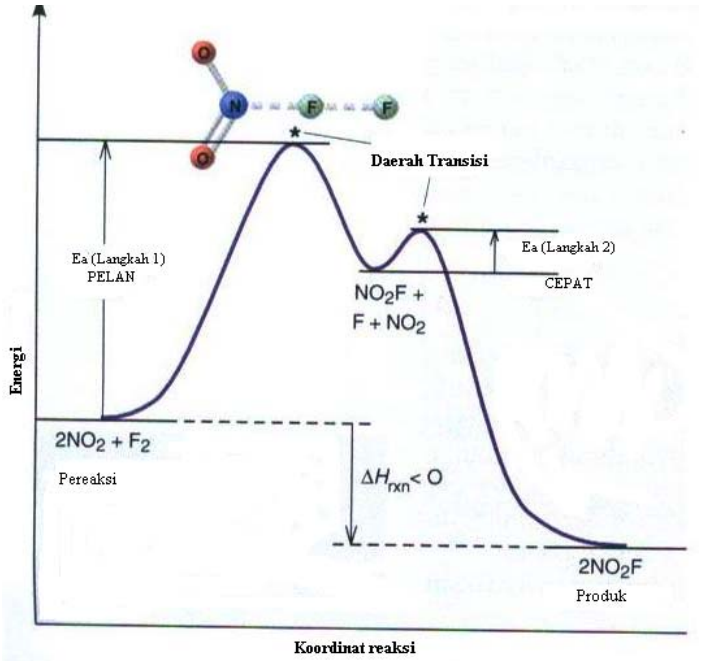
Teori tumbukan di atas diperbaiki oleh teori keadaan transisi atau teori laju reaksi absolut. Dalam teori ini diandaikan bahwa ada suatu keadaan yang harus dilewati oleh molekul-molekul yang bereaksi dalam tujuannya menuju ke keadaan akhir (produk). Keadaan tersebut dinamakan keadaan transisi. Mekanisme reaksi keadaan transisi dapat ditulis sebagai berikut:

Dimana:

- A dan B adalah molekul-molekul pereaksi
- T* adalah molekul dalam keadaan transisi
-C dan D adalah molekul-molekul hasil reaksi.

Secara diagram keadaan transisi ini dapat dinyatakan sesuai kurva berikut:

$$A + B \rightarrow T^* \rightarrow C + D$$



Gambar 10.10 Kurva Hubungan Energi Reaksi Dengan Koordinat Reaksi

Dari diagram terlibat bahwa energi pengaktifan (Ea) merupakan energi keadaan awal sampai dengan energi keadaan transisi. Hal itu berarti bahwa molekul-molekul pereaksi harus memiliki energi paling sedikit sebesar energi pengaktifan (Ea) agar dapat mencapai keadaan transisi (T*) dan kemudian menjadi hasil reaksi (C + D).

Catatan : Energi pengaktifan (= energi aktivasi) adalah jumlah energi minimum yang dibutuhkan oleh molekul-molekul pereaksi agar dapat melangsungkan reaksi.

Dalam suatu reaksi kimia berlangsungnya suatu reaksi dari keadaan semula (awal) sampai keadaan akhir diperkirakan melalui beberapa tahap reaksi.

Contoh :

$$4\,HBr(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(g) + 2\,Br_2(g)$$

Dari persamaan reaksi di atas terlihat bahwa tiap 1 molekul O_2 bereaksi dengan 4 molekul HBr.

Suatu reaksi baru dapat berlangsung apabila ada tumbukan yang berhasil antara molekul-molekul yang bereaksi. Tumbukan sekaligus antara 4 molekul HBr dengan 1 molekul O_2 kecil sekali kemungkinannya untuk berhasil. Tumbukan yang mungkin berhasil adalah tumbukan antara 2 molekul yaitu 1 molekul HBr dengan 1 molekul O_2. Hal ini berarti reaksi di atas harus berlangsung dalam beberapa tahap dan diperkirakan tahap-tahapnya adalah :

Tahap 1: $HBr + O_2 \rightarrow HOOBr$ (lambat)

Tahap 2: $HBr + HOOBr \rightarrow 2HOBr$ (cepat)

Tahap 3: $(HBr + HOBr \rightarrow H_2O + Br_2) \times 2$ (cepat) $4\,HBr + O_2 \text{ --> } 2H_2O + 2\,Br_2$

Dari contoh di atas ternyata secara eksperimen kecepatan berlangsungnya reaksi tersebut ditentukan oleh kecepatan reaksi pembentukan HOOBr yaitu reaksi yang berlangsung paling lambat.

Rangkaian tahap-tahap reaksi dalam suatu reaksi disebut "mekanisme reaksi" dan kecepatan berlangsungnya reaksi keseluruhan ditentukan oleh reaksi yang paling lambat dalam mekanisme reaksi. Oleh karena itu, tahap ini disebut tahap penentu kecepatan reaksi.

10.5 Orde Reaksi

Nilai dari k bergantung pada reaksi particular yang diketahui sebagai temperature pada saat reaksi terjadi

Orde suatu reaksi ialah jumlah semua eksponen (dari konsentrasi dalam persamaan laju. Orde reaksi juga menyatakan besarnya pengaruh konsentrasi reaktan (pereaksi) terhadap laju reaksi Jika laju suatu reaksi berbanding lurus dengan pangkat satu konsentrasi dari hanya satu pereaksi

Laju = k [A]

Maka reaksi itu dikatakan sebagai reaksi *orde pertama*. Penguraian N_2O_5 merupakan suatu contoh reaksi orde pertama. Jika laju reaksi itu berbanding lurus dengan pangkat dua suatu pereaksi,

Laju = k[A]^2

Atau berbanding lurus dengan pangkat satu konsentrasi dari dua pereaksi,

Laju = k [A][B]

Maka reaksi itu disebut reaksi *orde kedua*. Dapat juga disebut orde terhadap masing-masing pereaksi. Misalnya dalam persamaan terakhir itu adalah orde pertama dalam A dan orde dalam B, atau orde kedua secara keseluruhan. Suatu reaksi dapat berorde ketiga atau mungkin lebih tinggi lagi, tetapi hal-hal semacam itu sangat jarang. Dalam reaksi yang rumit, laju itu mungkin berorde pecahan,

misalnya orde pertama dalam A dan orde 0,5 dalam B atau berorde 1,5 secara keseluruhan.

Suatu reaksi dapat tak tergantung pada konsentrasi suatu pereaksi. Perhatikan reaksi umum , yang ternyata berorde pertama dalam A. Jika kenaikan konsentrasi B tidak menaikkan laju reaksi, maka reaksi itu disebut orde nol terhadap B. Ini bisa diungkapkan sebagai :

$$\textbf{Laju} = k[A][B]^0 = k[A]$$

Orde suatu reaksi tak dapat diperoleh dari koefisien pereaksi dalam persamaan berimbangnya. Dalam penguraian N_2O_5 dan NO_2, koefisien untuk pereaksi dalam masing-masing persamaan berimbang adalah 2 tetapi reaksi pertama bersifat orde pertama dalam N_2O_5 dan yang kedua berorde kedua dalam NO_2. Seperti dilukiskan oleh contoh.

Contoh: Perhatikan reaksi umum $2\mathrm{A} + \mathrm{B}_2 \rightarrow 2AB$

dan data eksperimen berikut :

Tabel 10.1 Data hasil eksperimen

Eksperimen	[A]	[B]	Laju ml.$L^{-1}s^{-1}$
1	0,50	0,50	$1,6x10^{-4}$
2	0,50	1,00	$3,2x10^{-4}$
3	1,00	1,00	$3,2x10^{-4}$

Tulislah persamaan laju yang paling mungkin untuk reaksi ini:

Jawaban :

Satuan konstanta laju umumnya adalah mol $L^{-1}s^{-1}$.

Dengan membandingkan data dalam eksperimen 2 dengan data eksperimen 1, orang akan melihat bahwa bila konsentrasi B_2 diduakalikan, maka laju diduakalikan. Jadi reaksi itu berorde pertama dalam B_2. Dengan membandingkan data dalam eksperimen 3 dengan data eksperimen 2, orang akan melihat bahwa bila konsentrasi A diduakalikan, laju tidak berubah. Jadi reaksi itu berorde nol dalam A. Maka persamaan laju yang paling mungkin adalah

$$Laju = k[A]^0[B_2]$$

atau

$$Laju = k[B_2]$$

Suatu pereaksi malahan dapat tidak muncul dalam persamaan laju suatu reaksi. Orde suatu reaksi diberikan hanya atas dasar penetapan eksperimental dan sekedar memberi informasi mengenai cara laju itu bergantung pada konsentrasi pereaksi-pereaksi tertentu. Ramalan teoritis mengenai orde-orde (dari) reaksi-reaksi yang kurang dikenal jarang berhasil. Misalnya mengetahui bahwa reaksi antara H_2

dan I_2 adalah orde kedua mungkin orang akan meramal bahwa reaksi antara H_2 dan Br_2 juga akan berorde-kedua. Ternyata tidak, malahan reaksi ini mempunyai persamaan laju yang lebih rumit.

Menentukan Orde reaksi

a. Jika tahap reaksi dapat diamati, orde adalah koefisien pada tahap reaksi yang berjalan lambat.

Contoh: reaksi $4\mathrm{HBr} + \mathrm{O}_2 \rightarrow 2H_2O + 2Br_2$

Berlangsung dalam tahapan sebagai berikut :

$$1.\ HBr + O_2 \rightarrow HBrO_2 \quad (lambat)$$
$$2.\ HBr + HBrO_2 \rightarrow 2HBrO \quad (cepat)$$
$$3.\ 2HBr + 2HBrO \rightarrow 2H_2O + 2Br_2 \quad (cepat)$$

Maka orde reaksi ditentukan oleh reaksi (1). Persamaan laju reaksi, V = [HBr] $[O_2]$. Orde reaksi total (lihat koefisien reaksi) = 1 + 1 = 2.

b. Jika tahap reaksi tidak bisa diamati, orde reaksi ditentukan melalui eksperimen, konsentrasi salah satu zat tetap dan konsentrasi zat lain berubah.

Contoh :

Reaksi : $P + Q + R \rightarrow X + Y$

diperoleh data percobaan sebagai berikut :

Tabel 10.2 Orde reaksi

	[P]	[Q]	[R]	Waktu
1	0,1	0,1	0,2	6 menit
2	0,1	0,1	0,3	6 menit
3	0,2	0,1	0,2	3 menit
4	0,1	0,2	0,2	3 menit
5	0,1	0,3	0,2	2 menit

orde reaksi terhadap P, dicari dengan melihat konsentrasi [Q] dan [R] yang tetap. Dari data (1) dan (3) dari konsentrasi [Q] dan [R] tetap, [P] dinaikkan dua kali.

Jadi reaksi berlangsung 2 kali lebih cepat.

$2^m = 2 \rightarrow m = 1$

- Orde reaksi terhadap Q, lihat konsentrasi [P] dan [R] yang tetap yakni sebagai berikut.

  Data (4) dan (5) $\rightarrow$ 1,5 kali lebih cepat

  Data (1) dan (4) $\rightarrow$ 2 kali lebih cepat

  Data (1) dan (5) $\rightarrow$ 3 kali lebih cepat

Ingat : orde reaksi ditentukan oleh tahap reaksi yang paling lambat

$1,5^n = 1,5$

$n = 1$

- Orde reaksi terhadap R, lihat konsentrasi [P] dan [Q] tetap yakni data (1) dan (2). Konsentrasi R dinaikkan 1,5 kali, ternyata reaksi berlangsung sama cepat.

$1,5^x = 1$

$x = 0$

Maka persamaan laju reaksinya sebagai berikut:

$V = k[P]\,[Q]$

KESIMPULAN

Laju reaksi. kecepatan atan laju reaksi di kontrol oleh 5 faktor :

1. sifat reaktan
2. kemampuan reaktan untuk bertemu
3. konsentrasi reaktan
4. temperatur
5. adanya katalis

penentuan lahu reaksi kimia menggunakan persamaan :

$$laju = \Delta(konsentrasi) / \Delta(waktu)$$

Hukum laju untuk reaksi berhubungan dengan laju reaksi dengan konsentrasi molar reaktan.

Latihan Soal :

1. Kenaikan suhu akan memperbesar laju reaksi karena pertambahan ...
   a. Energi aktivasi
   b. Konsentrasi zat pereaksi
   c. Energi kinetik molekul pereaksi
   d. Tekanan
   e. Luas permukaan zat pereaksi
2. Korek api dapat menyala bila digesekkan, hal ini merupakan pengaruh laju reaksi oleh :
   a. Tekanan
   b. Volume
   c. Katalis
   d. Konsentrasi
   e. Suhu
3. Energi katalis adalah ...
   a. Energi tabrakan yang menghasilkan reaksi
   b. Energi minimum yang diperlukan untuk bereaksi
   c. Energi kinetik molekul-molekul yang bereaksi
   d. Energi yang dihasilkan dari suatu reaksi
   e. Energi tambahan supaya zat bisa bereaksi
4. Faktor berikut akan menambah laju reaksi, kecuali ...

a. Pada suhu tetap ditambah katalis
b. Pada suhu tetap, tekanan diperbesar
c. Pada suhu tetap, volume diperbesar
d. Pada volume tetap ditambah zat pereaksi

5. Pada percobaan laju reaksi sebagai berikut :
   1). 5 g keping seng, 2M, 30^0C
   2). 5 g butiran seng, 2M, 30^0C
   3). 5 g serbuk seng, 4M, 30^0C
   4). 5 g serbuk seng, 4M, 40^0C
   5). 5 g keping seng, 4M, 40^0C

   Manakah yang mempunyai laju reaksi yang paling cepat :
   a. 1
   b. 2
   c. 3
   d. 4
   e. 5
6. Apa definisi laju reaksi dan bagaimana persamaannya?
7. Sebutkan prinsip-prinsip hukum laju reaksi!
8. Sebutkan faktor-faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi!
9. Mengapa katalis dalam suatu reaksi memberikan peranan penting?
10. Jika konsentrasi semakin besar apa yang terjadi pada reaksi?
11. Apa yang kamu ketahui tentang tumbukan? Ceritakan bagaimana suatu tumbukan bisa terjadi dan faktor-faktor apa saja yang mempengaruhi suatu tumbukan!
12. Sebutkan beberapa kelemahan teori tumbukan!
13. Apa yang dimaksud energi pengaktifan (Ea)?
14. Gambarkan dan jelaskan kurva hubungan energi reaksi dengan koordinat reaksi!
15. Suatu reaksi berlangsung selama 4 jam pada suhu 25^{o}C. Berapa kalikah laju reaksi akan meningkat, jika suhu diubah menjadi 65^{o}C?
16. Apa yang dimaksud orde reaksi? Berikan contoh ungkapan persamaan laju reaksi dengan orde reaksi adalah 2!

DAFTAR PUSTAKA

Nicholls L., Ratcliffe, M., (2000), **Chemistry**, 1st Ed., Collins Advanced Modular Sciences, London.

Ratcliff, B., Eccles, H., Johnson D., Nicholson, J., Raffan, J. (2002), **Chemistry 1**, 2nd Ed., Cambridge Advances, Sciences, Cambridges University Press, Cambridge.

Ratcliff, B., Eccles, H., (2001), **Chemistry 2**, 1st Ed., Cambridge Advances, Sciences, Cambridges University Press, Cambridge.

Brown, L. S., Holme, T. A., (2006), **Chemistry for Engineering Students**, Thomson Books/Cole, Canada.