

BUKU AJAR KIMIA DASAR

JURUSAN FARMASI



Disusun Oleh :

NI KETUT SUMARNI, S.Si, M.Si

**UNIT PELAKSANA TEKNIS LABORATORIUM DASAR
UNIVERSITAS TADULAKO
SEMESTER GANJIL
2013**

DAFTAR ISI

HALAMAN JUDUL	1
DAFTAR ISI.....	2
Bab 1 : Materi dan Struktur Atom	4
1.1 Sifat-sifat Materi	4
1.2 Klasifikasi Materi	4
1.3 Sistem Pengukuran	5
Bab 2 : Struktur Atom	6
2.1 Partikel Dasar Penyusun Atom	6
2.2 Atom Hidrogen	8
2.3 Bilangan Kuantum dan Bentuk Orbital	10
2.4 Konfigurasi Elektron	11
Bab 3 : Ikatan Kimia	12
3.1 Pendahuluan	13
3.2 Ikatan Ion	20
3.3 Ikatan Kovalen	22
3.4 Teori Oktet	25
3.5 Ikatan Logam, katan Hidrogen dan Gaya Intermolekul	27
3.6 Keelektonegatifan dan Kepolaran Ikatan	29
Bab 4 : Stoikiometri	35
4.1 Hukum-Hukum Dasar Reaksi Kimia	35
4.2 Massa Atom Relatif	41
4.3 Massa Molekul Relatif, Massa Rumus Relatif dan Massa Molar	42
4.4 Konsep Mol	42
4.5 Persen Komposisi	50
4.6 Rumus Senyawa	51
4.7 Reaksi Kimia	55
4.8 Ekuivalen	60
Bab 5 : Larutan	63
5.1 Pendahuluan	63
5.2 Konsentrasi Larutan	63
5.3 Larutan Elektrolit dan Non Elektrolit	69

5.4 Larutan Asam dan Basa	74
5.5 Konsep pH	71
5.6 Hidrolisis	75
5.7 Titrasi asam-Basa	78
5.8 Kelarutan dan Ksp	79
5.9 Sifat Koligatif	81
5.10 Koloid	83
Bab 6 Keseimbangan Kimia	85
6.1 Reaksi Reversibel dan Ireversibel	85
6.2 Hukum Keseimbangan dan Tetapan Keseimbangan	88
6.3 Harga Tetapan Keseimbangan untuk Gas	89
6.4 Manfaat Tetapan Keseimbangan	90
6.5 Keseimbangan Disosiasi	90
6.6 Keseimbangan Disosiasi	92
6.7 Faktor Yang Mempengaruhi Keseimbangan Kimia	92
Bab 7 : Kinetika Kimia	95
7.1 Pengertian Laju Reaksi	95
7.2 Laju Reaksi Rerata dan Laju Reaksi Sesaat	97
7.3 Persamaan Laju Reaksi	98
7.4 Makna Orde Reaksi	98
7.5 Cara Penentuan Persamaan Laju Reaksi	101
7.6 Teori Tumbukan	103
7.7 Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi	105

BAB I. MATERI DAN STRUKTUR ATOM

1.1 Sifat-sifat Materi

Ilmu Kimia adalah ilmu yang mempelajari sifat materi dan perubahannya.

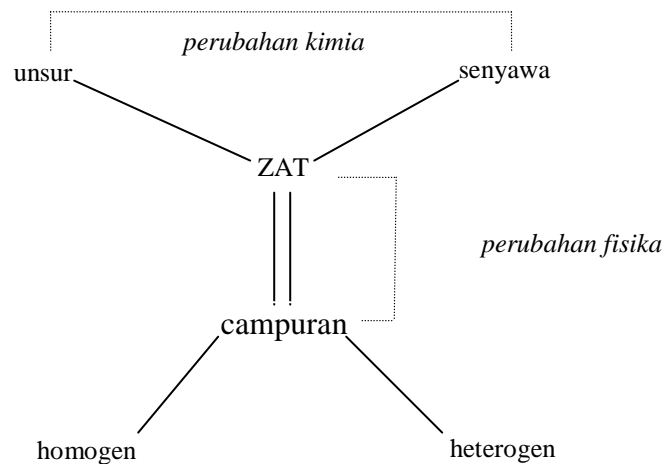
Materi merupakan setiap objek atau bahan yang membutuhkan ruang yang jumlahnya diukur oleh suatu sifat yang disebut massa. Sifat-sifat materi dapat digolongkan menjadi dua kategori yaitu *fisik* dan *kimia*. Sifat fisik adalah karakteristik suatu zat yang membedakan dari zat-zat lain dan tidak melibatkan perubahan apapun ke zat lain. Contoh : titik leleh, titik didih, rapatan, viskositas, kalor jenis, kekerasan. Sifat kimia adalah kualitas yang khas dari suatu zat yang menyebabkan zat itu berubah, baik sendirian maupun dengan berinteraksi dengan zat lain, berubah menjadi bahan yang berbeda (yang lain). Contoh: besi berkarat, kayu melapuk, pembakaran kertas dan lain sebagainya.

Sifat *Intrinsik* ialah kualitas yang bersifat khas (dari) tiap contoh zat, tak peduli bentuk dan ukuran. Sifat *Ekstrinsik* ialah sifat yang tidak khas dari zat itu sendiri misalnya ukuran, bentuk panjang, bobot dan temperatur.

Perubahan fisik adalah perubahan bentuk dari objek, bukan perubahan yang dapat merubah identitas dari bahan. Contoh : air menjadi es, campuran pasir dan kerikil, dan lain-lain.

Perubahan kimia adalah perubahan yang menyangkut struktur, identitas atau sifat dari bahan yang berbeda. Contoh : kayu dibakar dan kayu melapuk

2. Klasifikasi Materi



Unsur adalah zat yang tidak dapat dibuat menjadi zat yang lebih sederhana baik secara fisik maupun secara kimia. Senyawa adalah zat yang terbentuk dari kombinasi secara kimia dari dua unsur atau lebih. Campuran homogen adalah campuran zat yang mempunyai komposisi dan sifat-sifat yang sama untuk keseluruhan contoh campuran seperti ini disebut juga larutan. Contoh air teh, udara dll. Campuran heterogen adalah campuran yang beraneka ragam. Contoh air dan pasir, dinding beton dan lain sebagainya.

3. Sistem Pengukuran

Perlunya sistem pengukuran dalam ilmu kimia adalah untuk mendeteksi sejauh mana suatu bahan itu berubah, terutama perubahan jumlah zat, volume, suhu dan tekanan (Lampiran I).

Pengukuran Massa

Massa menunjukkan jumlah bahan dalam sebuah objek yang diukur di laboratorium adalah berat. Satuan yang digunakan untuk massa dan berat adalah kilogram (kg).

$$W = g \cdot m \quad (1)$$

dimana: w adalah berat, g adalah tetapan percepatan gravitasi, dan m adalah massa.

Pengukuran volume

Satuan dasar volum dalam sistem metrik adalah meter kubik (m^3) atau liter (L). Volum dipengaruhi oleh suhu dan tekanan. 1 liter = 1000 mL ; 1L = 1 dm^3 ; 1 dm^3 = 1000 cm^3 .

Pengukuran Suhu

Suhu dapat diukur karena pengaruhnya pada sifat yang diukur. Alat yang umum dipakai sebagai pengukur suhu adalah *termometer*.

Beberapa skala suhu yang sering digunakan:

Celsius ; **Fahrenheit** ; **Kelvin** dengan perbandingan :
 $^{\circ}C \times (9/5) + 32$: $^{\circ}F$: $^{\circ}C + 273$

Contoh : $10^{\circ}C = \dots\dots\dots F = \dots\dots\dots K?$

Jawab $^{\circ}F = 9/5 \times 10^{\circ}C + 32 = 50^{\circ}F$

$K = 10^{\circ}C + 273 = 283 K$

Pengukuran Rapatan (Densitas)

Densitas diperoleh dengan membagi massa suatu obyek dengan volume

$$d = \text{massa (m)}/\text{volume (V)} \quad (2)$$

Contoh: Beberapa bentuk tidak teratur dari keping seng beratnya 30,0 g, dicelupkan ke dalam gelas ukur yang mengandung 20,0 cm³ air. Permukaan air menjadi 24,2 cm³. Berapa rapatan dari seng tersebut ?

Jawab: Volume seng = 24,2 cm³ – 20 cm³ = 4,2 cm³

Rapatan = massa / volume = 30,0 g / 4,2 cm³ = 7,1 g/cm³.

II. STRUKTUR ATOM

Pada akhir abad ke-18 dan permulaan abad ke -19 telah ditemukan beberapa reaksi kimia secara kuantitatif yang dikenal sebagai hukum-hukum persenyawaan kimia atau hukum-hukum pokok reaksi kimia yaitu: Hukum kekekalan massa, Lavoisier, 1774; Hukum Perbandingan Tetap, Proust, 1797 dan Hukum Kelipatan Perbandingan, Dalton, 1803. Untuk menerangkan hukum-hukum tersebut, Dalton mengemukakan hipotesis bahwa zat tidak bersifat kontinue melainkan terdiri atas partikel-partikel kecil yang disebut atom.

1. Partikel Dasar Penyusun Atom

a. Elektron

Michael Faraday (1791-1867) melaporkan hasil percobaannya tentang muatan listrik melalui gas-gas. Ia menggunakan alat dimana lempeng logam yang disebut elektron ditempatkan di ujung tabung gelas yang mempunyai sebuah lengan sisi terbuka. Salah satu elektron katoda dihubungkan dengan sumber arus negatif dan satu lagi dengan sumber arus positif (anoda) dengan tegangan beberapa ribu volt. Sewaktu tabung masih berisi udara, tidak terjadi arus listrik. tabung gelas dapat dihampakan dengan menggunakan pompa vakum. Selanjutnya terlihat gejala dimana akan terjadi ruangan yang gelap dalam tabung dan akan terlihat pancaran sinar dari katoda, sedangkan tabung gelas memancarkan *fosforecensi*.

Sifat-sifat sinar katoda antara lain:

1. Sinar katoda dipancarkan oleh katoda dalam sebuah tabung hampa bila melewati arus listrik
2. Sinar katoda berjalan dalam garis lurus
3. Sinar tersebut bila membentur gelas atau benda lainnya akan menyebabkan fluoresensi (mengeluarkan cahaya)
4. Sinar katoda dibelokkan oleh medan listrik dan magnet, diperkirakan partikel-partikel bermuatan negatif.

Pada tahun 1874 Stoney mengusulkan bahwa bentuk partikel dasar harus dipunyai oleh setiap atom (sinar katoda) dengan istilah elektron.

b. Proton

Seorang berkebangsaan Jerman bernama Eugene Goldstein menemukan bahwa apabila lempeng katoda dalam tabung berlubang-lubang, maka gas yang terdapat di belakang katoda akan berpijar. Pengamatan ini memberi petunjuk bahwa ada sinar yang melewati lubang-lubang yang terdapat pada katoda itu. Karena sinar ini melalui saluran yang menghubungkan ruang di belakang katoda dengan ruang di antara kedua kutub maka sinar ini disebut sinar alur atau sinar positif.

Sifat-sifat sinar positif yaitu:

1. Partikel-partikel dibelokkan oleh medan listrik dan magnet dan arahnya menunjukkan bahwa muatannya positif.
2. Perbandingan muatan dan massa (e/m) sinar positif lebih kecil daripada elektron
3. Perbandingan e/m sinar positif tergantung pada sifat gas dalam tabung.

c. Neutron

Rutherford 1920 pertama kali mempostulatkan adanya neutron dalam atom yaitu suatu partikel dalam inti yang tidak bermuatan dan massanya satu. Sedangkan pada tahun 1930 Bothe & Becker melakukan percobaan dengan jalan menembakkan sinar alfa ke logam Li, Be & B. Hasil penembakan itu berupa radiasi yang tidak bermuatan dan berdaya tembus besar. Akhirnya tahun 1932 Chadwick membuktikan adanya neutron dengan menggunakan kabut Willson. Kesimpulan yang diperoleh dari percobaan ini adalah bahwa massa dari neutron adalah $1,6749 \times 10^{-24}$ g.

Tabel 1.1 Partikel Dasar

Partikel	Lambang	Muatan terhadap Proton
proton	p	+1
neutron	n	0
electron	e	-1

2. Model Atom Hidrogen

Spektrum merupakan kumpulan dari berbagai frekuensi panjang gelombang radiasi cahaya yang dipisah-pisahkan. Spektrum dapat dihasilkan dari sumber cahaya putih berupa matahari atau sumber cahaya buatan tertentu misalnya filamen yang dipasangkan dalam bola lampu listrik. Cahaya putih terdiri dari banyak komponen panjang gelombang yang spektrumnya kontinu berupa garis-garis warna yang berubah secara bertahap dari warna merah, jingga, kuning, hijau sampai lembayung. Menurut Planck (1905) sinar elektro magnetis dengan panjang gelombang λ (m) dan frekuensi ν (det^{-1}),

$$c = \nu \cdot \lambda \quad \text{atau} \quad \nu = c/\lambda \quad (3)$$

(c = kecepatan cahaya, $3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{det}^{-1}$) berada di keadaan *foton* dengan energi E (J):

$$E = h\nu \quad (4)$$

h = *tetapan Planck*, $6,625 \times 10^{-34}$ Joule det.

Suatu foton panjang gelombang λ memiliki energi persamaan (3) + (4):

$$E = hc/\lambda \quad (5)$$

Namanya satuan $1/\lambda$ (m^{-1} atau cm^{-1}) *bilangan gelombang* (wave number).

Menurut Nils Bohr (1913) elektron di dalam atom hidrogen dapat berjalan hanya dalam *orbital* tertentu dengan energi:

$$E_n = -R_H/n^2 \quad (6)$$

n = bilangan kuantum utama, R_H = tetapan Rhydberg, $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} = 1,097 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$. Nilai berlaku untuk n 1,2,3,4,5,6,7. Di dalam atom hidrogen, elektron tunggal dalam orbital dengan energi paling rendah (energi paling negatif

dibandingkan dengan elektron bebas), $n = 1$, $E_1 = -R_H$. Elektron ini dalam “keadaan dasar” (*ground state*). Elektron dalam *keadaan tereksitasi* jika naik kepada orbital “lebih tinggi”, $n = 2,3,4$, dll. Elektron dalam keadaan dasar dapat dieksitasi kepada orbital n lebih tinggi kalau mengabsorpsi foton energinya

$$\Delta E = h\nu = E_n - E_1 \quad (7)$$

Jika elektron dalam orbital tinggi n_2 kembali ke orbital lebih rendah n_1 , adalah emisi foton dengan energi:

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1} = -R_H \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (8)$$

Kalau R_H punya satuan m^{-1} , energi dalam satuan yang sama satuan bilangan gelombang (λ^{-1}).

Contoh:

Hitung panjang gelombang (nm), rekuensi (det^{-1}) dan energi (J) dan foton emisi jika elektron turun dari orbital $n = 4$ kepada orbital $n = 2$.

Jawab: dari persamaan (8): $\Delta E = -1,097 \times 10^7 \{ 1/4^2 - 1/2^2 \} = 2,057 \times 10^6 m^{-1}$.

$\lambda = (m^{-1})^{-1} = (2,057 \times 10^6)^{-1} = 4,862 \times 10^{-7} m = 486,2 \text{ nm}$ (sinar tampak hijau, garis dua *series Balmer*).

$\nu = c/\lambda = 3 \times 10^8 (m \cdot \text{det}^{-1}) / 4,862 \times 10^{-7} (m) = 6,170 \times 10^{14} \text{ det}^{-1}$.

$\Delta E_{\text{foton}} = hc/\lambda = h\nu = 6,626 \times 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{det}) \times 6,170 \times 10^{14} (\text{det}^{-1}) = 4,088 \times 10^{-19} \text{ J}$.

3. BILANGAN KUANTUM DAN BENTUK ORBITAL

Teori kuantum mekanika untuk orbital-orbital elektron bentuk tiga dimensi menghasilkan tiga bilangan kuantum, diberi notasi dengan bilangan kuantum n , l , dan m .

1. Bilangan kuantum utama

Bilangan kuantum utama, n menentukan orbital utama dgn tingkat energi yang mempunyai harga positif dan bulat, tidak termasuk nol yaitu 1,2,3,4,5, 6,7.

2. Bilangan kuantum orbital (azimut)

Bilangan kuantum azimut dengan lambang, l menentukan besarnya momentum sudut elektron yang terkuantisasi. Bilangan ini kuantum ini disebut bilangan kuantum bentuk orbital oleh karena itu bilangan ini menentukan bentuk ruang dari orbital. Bilangan kuantum azimut mempunyai harga $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$ (untuk setiap harga n). Jumlah harga-harga l sesuai dengan harga-harga n . Untuk $n = 1$ ada satu harga l ($l = 0$). Untuk $n=2$ ada dua harga dari l ($l = 0, l = 1$) dst. Setiap harga l dinyatakan dengan huruf; $l = 0$ adalah **orbital s**, $l = 1$ adalah **orbital p**, $l = 2$ adalah **orbital d**, $l = 3$ adalah **orbital f**.

3. Bilangan kuantum magnetik

Bilangan kuantum ini dengan lambang m_l , menentukan orientasi dari orbital dalam ruang. Nilainya boleh positif, negatif, nol dan berkisar dari -1 sampai 1.

Untuk $l = 0$ ada satu harga m_l ($m_l = 0$), hasilnya ada **satu orbital s** untuk tiap nilai (kulit) n , namanya 1s ($n=1, l=0$), 2s ($n=2, l=0$), dst. .

Untuk $l = 1$ ada tiga harga m_l ($m_l = -1; m_l = 0; m_l = +1$), hasilnya ada **3 sub-orbital p** untuk tiap kulit $n \geq 2$, namanya 2p ($n = 2, l = 1, 3$ sub-orbital 2p), 3p ($n = 3, l = 1, 3$ sub-orbital 3p), dst. .

Untuk $l = 2$ ada lima harga m_l ($m_l = -2; m_l = -1; m = 0; m = +1; m = +2$), hasilnya ada **5 sub-orbital d** untuk tiap kulit $n \geq 3$, namanya 3d ($n = 3, l = 2, 5$ sub-orbital 3d), 4d ($n = 4, l = 2, 5$ sub-orbital 4d), dst. .

Untuk $l = 3$ ada 7 harga m_l (-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3), hasilnya ada **7 sub-orbital f** untuk tiap kulit $n \geq 4$, namanya 4f ($n = 4, l = 3, 7$ sub-orbital), 5f ($n = 5, l = 3, 7$ sub-orbital) dan seterusnya.

4. Bilangan kuantum spin

Bilangan kuantum ini dengan lambang m_s , menentukan rotasi elektron yang dapat memiliki nilai $+1/2$ dan $-1/2$.

Bentuk orbital s, p (3 sub-orbital), dan d (5 sub-orbital) secara umum digambarkan di bawah.

4. KONFIGURASI ELEKTRON

1. Prinsip Aufbau

Atom suatu unsur memiliki konfigurasi elektron yang khas. Aturan pengisian elektron dikenal sebagai prinsip Aufbau. Menurut aturan ini elektron dalam atom sedapat mungkin memiliki energi terendah (berada dalam orbital atom dengan energi terendah). Oleh karena itu pengisian elektron dimulai dari orbital dengan tingkat energi terendah dengan aturan $n+l$.

Urutan tingkat energi dalam pengisian elektron sebagai berikut:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$$

Elektron akan mengisi orbital seperti (mulai dari orbital dengan energi paling rendah (paling negatif):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s dan lain sebagainya.

n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6
<u>l</u>	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0
(n+l)	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6

untuk (n+l) yang harganya sama, yang mempunyai energi terbesar yaitu orbital dengan bilangan kuantum utama terbesar misalnya $3s > 2p$, $4s > 3p$, $4p > 3d > 4s$, $6s > 5p > 4d$.

2. Azas Larangan Pauli

Prinsip ini dikenal sebagai *prinsip eksklusi Pauli* (1925). yang berpendapat bahwa dalam suatu sistem, baik atom maupun molekul, tidak terdapat dua elektron yang mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama yang berarti bahwa tiap orbital hanya dapat ditempati maksimal oleh dua elektron.

3. Aturan Hund

Aturan ini disusun berdasarkan data spektroskopik, tentang kelipatan maksimum yaitu:

1. Pada pengisian elektron ke dalam orbital-orbital yang tingkat energinya sama (misalnya ketiga orbital-p atau kelima orbital-d) sebanyak mungkin elektron berada dalam keadaan tidak berpasangan.

BAB II SISTEM PERIODIK UNSUR

1. Pengolongan Unsur

Sejak mula, para ahli kimia telah mengamati bahwa sekelompok unsur tertentu menunjukkan sifat-sifat yang mirip. Mula-mula orang menggolongkan unsur-unsur dalam dua kelompok yaitu logam dan non logam. Logam memiliki sifat kilap logam, dapat ditempa menjadi lempeng tipis, dapat dibuat kawat, dapat menghantar panas dan listrik, membentuk senyawa dengan oksigen yang bersifat basa. Unsur non logam tidak mempunyai sifat khas, tidak menghantar panas dan listrik (kecuali grafit) dan membentuk oksida asam.

Unsur-unsur dengan konfigurasi elektron yang mirip mempunyai sifat-sifat kimia yang mirip. Jadi sifat unsur ada hubungannya dengan konfigurasi elektron yaitu:

1. Elektron-elektron tersusun dalam orbital
2. Hanya dua elektron saja yang dapat mengisi setiap orbital
3. Orbital-orbital dikelompokkan dalam kulit
4. Hanya n^2 orbital yang dapat mengisi kulit ke -n
5. Ada berbagai macam orbital dengan bentuk yang berbeda.
 - (a) orbital -s ; satu orbital setiap kulit
 - (b) orbital -p; tiga orbital setiap kulit
 - (c) orbital -d; lima orbital setiap kulit
 - (d) orbital -f; tujuh orbital setiap kulit
6. Elektron dibagian terluar dari atom yang paling menentukan sifat kimia. Elektron ini disebut elektron valensi.
7. Unsur dalam suatu jalur vertikal mempunyai struktur elektron terluar yang sama, oleh karena ini mempunyai sifat kimia yang mirip termasuk dalam satu golongan.
8. Pada umumnya dalam satu golongan sifat unsur berubah secara teratur.
9. Selain daripada itu ada perubahan teratur sifat kimia dalam suatu jalur horisontal dalam sistem periodik; jalur ini disebut perioda.

Tabel 1.1. Pengolongan unsur.

Nama Golongan	Konfigurasi Elektron Terluar	Lambang Golongan
Alkali	ns^1	1
Alkali tanah	ns^2	2
Transisi	$(n-1)d^1ns^2$	3
Transisi	$(n-1)d^2ns^2$	4
Transisi	$(n-1)d^3ns^2$	5
Transisi	$(n-1)d^5ns^1$	6
Transisi	$(n-1)d^5ns^2$	7
Transisi	$(n-1)d^6ns^2$	8
Transisi	$(n-1)d^7ns^2$	9
Transisi	$(n-1)d^8ns^2$	10
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^1$	11
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^2$	12
Boron, Aluminium	ns^2np^1	13
Karbon, Silikon	ns^2np^2	14
Nitrogen, Fosfor	ns^2np^3	15
oksigen, Belerang	ns^2np^4	16
Halogen	ns^2np^5	17
Gas mulia	ns^2np^6	18

2. Kemiripan Sifat Unsur

a. Kemiripan Vertikal

Dalam satu golongan unsur-unsur mempunyai sifat yang mirip, karena mempunyai elektron valensi yang sama.

b. Kemiripan Horisontal

Yaitu unsur-unsur yang mempunyai sifat yang mirip dalam satu perioda misalnya;

Fe, Co, Ni (triade besi)

Ru, Rh, Pd (triade platina ringan)

Os, Ir, Pt (triade platina berat)

Hal ini dapat dijelaskan dengan jari-jari atom yang hampir sama besarnya.

3. Beberapa sifat unsur

a. Volume Atom

Volume atom bergantung pada tiga faktor:

1. macam kulit terluar; makin jauh kulit terluar dari inti makin besar volume atomnya
2. tarikan kulit oleh inti; makin besar muatan inti makin kuat tarikan
3. tolakan antara elektron-elektron dalam atom; makin banyak elektron di kulit terluar, makin besar gaya tolakan dari elektron.

b. Titik Leleh dan Titik Didih

Titik leleh bergantung kepada kekuatan relatif dari ikatan. Kekuatan ikatan logam bergantung pada jumlah elektron valensi oleh karena itu kekuatan ini bertambah dari kiri ke kanan dalam satu periode. Atom-atom unsur alkali terikat dalam struktur terjejal oleh ikatan logam lemah, karena setiap atom hanya mempunyai satu elektron ikatan dan bertambah lemah jika jari-jari bertambah besar. Oleh sebab itu titik leleh berkurang dari atas ke bawah dalam satu golongan. Keperiodikan titik didih mirip dengan keperiodikan titik leleh.

c. Energi Ionisasi

Besarnya energi ionisasi dipengaruhi oleh tiga faktor yaitu: muatan inti efektif, jarak antara elektron dan inti dan, sekatan yang diberikan orbital berenergi rendah. *Energi ionisasi* adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari atom dalam keadaan gas dan terionisasi pada tingkat dasar.

d. Afinitas Elektron

Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atom bila elektron ditambahkan pada atom netral berupa gas pada tingkat dasar. Dalam satu

golongan dari atas ke bawah harga afinitas elektron makin kecil sedangkan dalam satu perioda dari kiri ke kanan, afinitas elektron bertambah.

e. Jari-jari atom

Dari kiri ke kanan dalam satu perioda jari-jari makin kecil sedangkan dalam satu golongan dari atas ke bawah jari-jari makin bertambah besar. Untuk unsur logam digunakan definisi jari-jari logam sebagai setengah jarak terpendek antara dua inti dalam padatan. Untuk non logam digunakan definisi jari-jari kovalen sebagai panjang ikatan kovalen tunggal antara dua inti atom yang identik.

f. Ke-elektronegatifan

Keelektronegatifan suatu unsur adalah kemampuan relatif atomnya untuk menarik elektron kedekatnya dalam suatu ikatan kimia. Dalam satu perioda, dari kiri ke kanan harga keelektronegatifan makin besar. Dalam satu golongan, dari atas ke bawah harga ke-elektronegatifan makin kecil.

g. Bilangan Oksidasi

Oksidasi adalah proses kehilangan elektron. Atom netral mempunyai bilangan oksidasi (BO)=0. Contoh: Na, H₂, O₂, S₈ dan lain sebagainya. Sedangkan ion atom positif atau negatif mempunyai bilangan oksidasi sama muatan ion. Contoh: Na⁺, BO = +1, Mg²⁺ BO = +2, Fe³⁺ BO = +3, S²⁻ BO = -2, dan lain sebagainya. Ditinjau bilangan oksidasi unsur unsur dapat dikelompokkan dengan berbagai cara:

1. Logam yang ionnya mempunyai konfigurasi elektron gas mulia. Misalnya: ion alkali.
2. Unsur logam yang membentuk ion positif tetapi orbital-orbital belum terisi penuh, misalnya Fe³⁺, Mn²⁺.
3. Unsur-unsur yang bukan logam dapat mempunyai bilangan oksidasi positif, jika bersenyawa dengan unsur lebih elektronegatif, misalnya P dalam PCl₃, BO(P) = +3.
4. Unsur bukan logam, dengan bilangan oksidasi negatif mempunyai konfigurasi elektron gas mulia, misalnya S²⁻, O²⁻, Cl⁻.

5. Dalam senyawa, BO O selalu -2 (kecuali senyawa peroksida BO (O) = -1), F selalu -1 , H $+1$ (kecuali hidrida, H = -1 , seperti H dalam NaH). Untuk senyawa netral, jumlah BO atom = 0 , untuk ion molekuler, jumlah BO atom = muatan ion.

Contoh:

1. BO S dalam molekul SO_3 ? Jawab: O = -2 , $\text{BO(S)} + 3x(-2) = 0$, $\rightarrow \text{BO(S)} = +6$.
2. BO S dalam ion sulfat, SO_4^{2-} ? Jawab: $\text{BO(S)} + 4x(-2) = -2$, $\rightarrow \text{BO(S)} = +6$.
3. BO S dalam molekul H_2S ? Jawab: H = $+1$, $\text{BO(S)} = 2x(+1) = 0$, $\rightarrow \text{BO(S)} = -2$.

h. Sifat Magnetik

Interaksi antara zat dan medan magnet ada dua yaitu diamagnetik dan paramagnetik. sifat diamagnetik tertolak oleh medan magnet (struktur elektron dimana semua elektron berpasangan) sedangkan sifat paramagnetik tertarik ke dalam bidang magnet (mempunyai satu atau lebih elektron yang tidak berpasangan).

III IKATAN KIMIA

1. PENDAHULUAN

Atom-atom tidak ditemukan dalam keadaan bebas (kecuali pada temperatur tinggi), melainkan sebagai molekul atau senyawa merupakan petunjuk bahwa secara energi, molekul atau senyawa itu merupakan keadaan yang lebih stabil daripada atom-atom dalam keadaan bebas.

Dua atom dapat berantaraksi dan membentuk molekul. Antaraksi ini selalu disertai dengan pengeluaran energi. Gaya-gaya yang menahan atom-atom dalam molekul disebut *ikatan*. Ikatan ini merupakan *ikatan kimia*, apabila antaraksi atom itu menyangkut pengeluaran energi lebih dari 42 kJ per mol atom. Dalam hal ini akan terbentuk zat baru dengan sifat-sifat yang khas. Pengetahuan tentang ikatan ini adalah penting sekali dalam hubungannya dengan struktur molekul dan sifat-sifat lainnya.

Atom-atom dapat saling terikat dengan cara:

a) Perpindahan elektron dari satu atom ke atom yang lain

Misalnya, atom natrium melepaskan elektron membentuk ion positif. Atom klor menerima elektron membentuk ion negatif. Kedua ion ini yang muatannya berlawanan saling tarik menarik secara elektrostatik dalam kisi ion. Ikatan macam ini disebut *ikatan ion*. Ikatan ion adalah gaya tarik-menarik antara dua ion yang berkawanan muatan yang terbentuk melalui perpindahan elektron. Ikatan ion disebut juga ikatan elektrovalen.

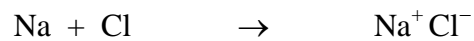
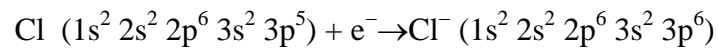
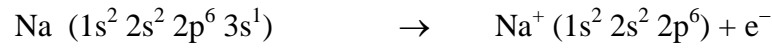
b) Pemakaian bersama elektron oleh dua atom

Dalam hal ini, kulit elektron terluar kedua atom bertindihan dan terbentuk pasangan-elektron ikatan, yang digunakan bersama oleh kedua atom. Ikatan ini disebut *ikatan kovalen*. Ikatan kovalen adalah gaya tarik-menarik antara dua atom sebagai akibat pemakaian bersama pasangan elektron.

2. IKATAN ION

Ikatan ion timbul sebagai akibat dari gaya tarik menarik antara ion yang bermuatan positif dan ion yang bermuatan negatif yang dihasilkan karena perpindahan elektron.

Pada pembentukan natrium klorida, misalnya Na melepaskan elektron valensinya dan berubah menjadi ion Na⁺; elektron ini diterima oleh atom Cl yang berubah menjadi ion Cl⁻. Antaraksi antara ion Na⁺ dan ion Cl⁻ kemudian menghasilkan pasangan ion Na⁺ Cl⁻ yang mempunyai energi potensial lebih rendah dari kedua ion secara terpisah.



Contoh di atas menggambarkan pembentukan pasangan ion dalam keadaan gas dari atom-atom dalam keadaan bebas. Pada proses ini perubahan energi menyangkut energi ionisasi (pada pembentukan kation), afinitas elektron (pada pembentukan anion) dan energi antaraksi coulomb antara kedua jenis ion.

Sifat Senyawa Ion

- a) Hantaran Listrik. Padatan senyawa ion tidak terdapat elektron yang bebas bergerak dan tidak menghantar listrik karena tidak terdapat partikel bermuatan yang bergerak. Ion-ion terikat erat pada kisi, sehingga tidak menghantar muatan melalui kisi.
 - Dalam keadaan lebur, ion-ion bergerak dan dapat menghantar listrik.
 - Dalam larutan air, ion-ion dikelilingi air dan bebas bergerak sehingga dapat menghantar listrik.
- b) Titik Leleh dan Titik Didih. Titik leleh dan titik didih senyawa ion tinggi, karena memerlukan energi thermal yang besar untuk memisahkan ion yang terikat erat dalam kisi.
- c) Kekerasan. Kebanyakan senyawa ion keras. Permukaan kristalnya tidak mudah digores. Hal ini disebabkan ion-ion erat terikat dalam kisi sehingga sukar bergerak dari kedudukannya.
- d) Kegetasan. Kebanyakan senyawa ion getas (brittle). Distorsi menyebabkan tolak-menolak antara ion yang muatannya sama.

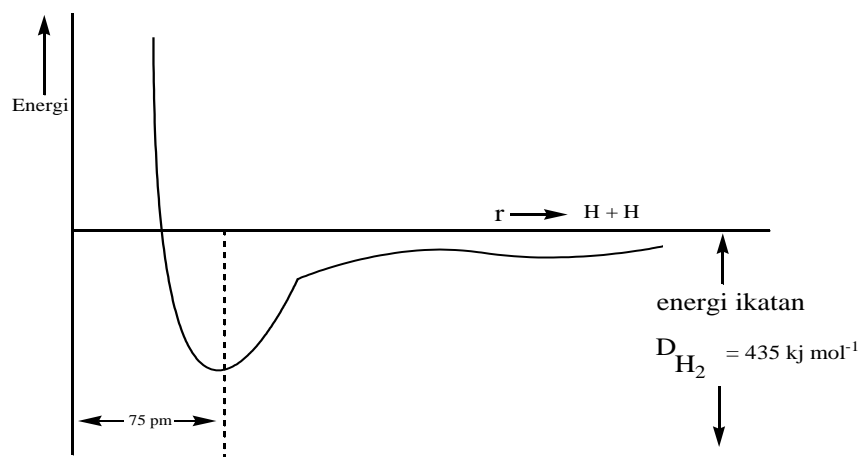
- e) Kelarutan. Pada umumnya senyawa ion melarut dalam pelarut polar dan tidak melarut dalam pelarut non-polar.

3. IKATAN KOVALEN

1. Pembentukan ikatan

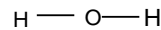
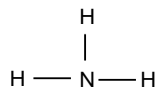
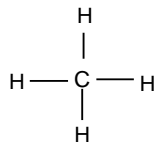
Pada senyawa-senyawa, seperti misalnya H_2 , HCl , O_2 , C_2H_6 , $HgCl_2$ dan sebagainya, tidak terjadi perpindahan elektron dari atom yang satu ke atom yang lain, sehingga ikatan pada senyawa-senyawa ini jelas bukan ikatan ion. Senyawa-senyawa ini merupakan pengelompokan yang stabil dari atom-atom. Pada H_2 , misalnya, kurva energi potensial memperhatikan harga minimum pada jarak antar nuklir 75 ppm, hal mana menunjukkan terjadinya suatu ikatan, pemutusan ikatan ini memerlukan energi 435 kJ/mol

Jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu atom disebut kovalensi. Beberapa harga kovalensi untuk unsur-unsur yang umum adalah hidrogen dan halogen = 1; oksigen dan belerang = 2; nitrogen dan fosfor = 3; karbon dan silikon = 4.

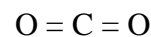
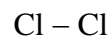


Gambar 2.1. Diagram energi pembentukan H_2 dari dua atom H

Angka yang disebut di atas untuk kovalensi sama dengan jumlah elektron yang diperlukan atom agar menjadi isoelektronik (struktur elektron yang sama) dengan gas mulia. Di bawah ini terdapat rumus bangun beberapa senyawa di mana digunakan garis untuk menyatakan ikatan kovalen.



Adakalanya dua atom dapat menggunakan bersama lebih dari sepasang elektron membentuk ikatan ganda. Pemakaian bersama dua pasang elektron menghasilkan ikatan rangkap dan pemakaian bersama tiga pasang elektron menghasilkan ikatan ganda tiga, seperti contoh untuk N₂ dan CO₂ di bawah ini :



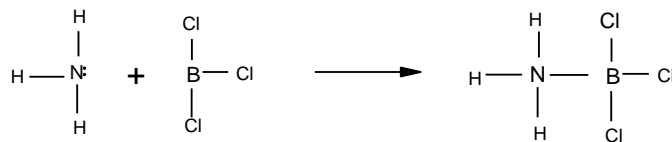
Senyawa kovalen memiliki sifat sebagai berikut:

1. Pada suhu kamar pada umumnya berupa gas, cairan atau padatan dengan titik leleh rendah. Gaya antar molekul adalah lemah meskipun ikatan-ikatan itu adalah ikatan kuat.
2. Melarut dalam pelarut non polar seperti benzena dan beberapa diantaranya dapat berantaraksi dengan pelarut polar.
3. Padatnya, leburannya atau larutannya tidak menghantarkan listrik.

2. Ikatan kovalen koordinat

Ikatan ini disebut juga ikatan kovalen dativ. Ikatan ini mirip dengan ikatan kovalen, tetapi hanya satu atom yang menyediakan dua elektron untuk dipakai bersama.

Sebagai contoh perhatikan cara pembentukan suatu kompleks BCl₃.NH₃ yang stabil, yang terbentuk dari amonia dan boron triklorida. Atom nitrogen dalam amonia mengandung dua elektron yang tidak terikat (sepasang elektron bebas) sedangkan atom boron dalam boron triklorida kekurangan dua elektron untuk mencapai oktet yang stabil. Oktet dapat dilengkapi dengan cara:



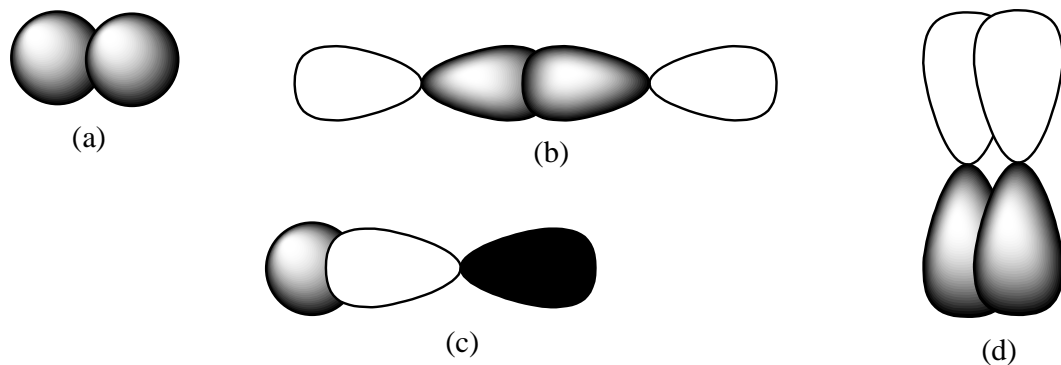
Jika pada rumus Lewis digunakan garis untuk menyatakan pasang elektron, maka ikatan koordinat kovalen dapat dinyatakan dengan tanda panah dari atom yang memberikan pasangan elektron.

Ikatan kovalen dapat ditinjau dengan dua cara. Pada cara pertama, elektron yang digunakan bersama itu menempati orbital-orbital atom yang saling bertindihan (overlap): cara ini, yang dikenal sebagai Teori Ikatan Valensi, dikembangkan oleh Heitler dan Slater dan kemudian diperluas Pauling dan Coulson. Pada cara kedua, molekul dianggap mempunyai orbital-orbital molekul yang ditempati oleh elektron menurut energi yang meningkat. Cara ini yang dikembangkan oleh Hund dan Milikan dikenal sebagai teori Orbital Molekul.

Teori ini bertitik tolak dari atom-atom secara terpisah. Ikatan antara atom-atom terjadi dengan cara orbital-orbital atom yang masing-masing, saling bertindihan. Agar dapat diperoleh molekul yang stabil, kedua elektron itu harus mempunyai spin yang berlawanan; hanya dalam hal ini akan didapat suatu harga minimum pada kurva energi potensial.

Kekuatan ikatan bergantung pada *derajat pertindihan* yang terjadi. Makin besar derajat pertindihan, makin kuat ikatan. Pertindihan antara dua orbital - s tidak kuat oleh karena distribusi muatan yang berbentuk bola; pada umumnya ikatan s-s relatif lemah. Orbital -p dapat bertindih dengan orbital -s atau orbital -p lainnya dengan efektif, karena orbital-orbital p terkonsentrasi pada arah tertentu.

Pertindihan orbital-orbital dapat menghasilkan *ikatan sigma* (σ) dan *ikatan pi* (π). Ikatan sigma dapat terbentuk dari pertindihan orbital -s-s, p-p dan s-p. Elektron ikatan dalam ikatan sigma terletak di sekitar garis (khayalan) yang menghubungkan inti ke dua atom. Ikatan pi dihasilkan dari pertindihan dua orbital -p yang berdekatan dan sejajar. Cara pertindihan orbital atom dapat dilihat pada gambar berikut.



a) pertindihan 2 orbital s
b) pertindihan 2 orbital p

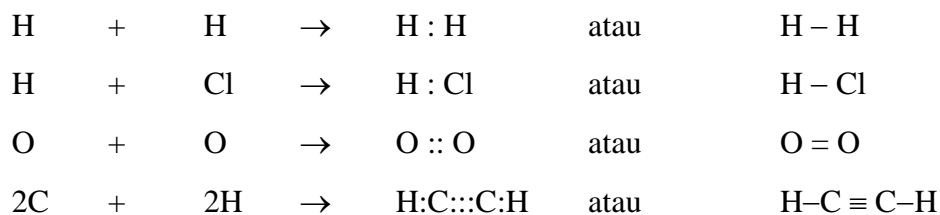
c) pertindihan orbital s dan p
d) pertindihan 2 orbital p yang sejajar

4. TEORI OKTET (LEWIS, 1916)

1. Peraturan oktet

Pembentukan molekul-molekul, seperti H_2 , HCl , O_2 , dan sebagainya, Lewis mengemukakan bahwa suatu atom lain dengan cara menggunakan bersama dua elektron atau lebih dan dengan demikian mencapai konfigurasi gas mulia, $ns^2 np^6$ (kecuali pada molekul hidrogen).

Misalnya:



Teori ini tidak menerangkan mengapa penggunaan bersama sepasang elektron merupakan suatu ikatan. Rumus senyawa seperti ditulis di atas yang sesuai dengan aturan oktet disebut rumus titik, rumus elektron, atau rumus **Lewis**. Menurut teori ini, jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu unsur bergantung pada jumlah elektron tak berpasangan dalam unsur tersebut.

Misalnya,

Cl $Ne 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$ hanya ada satu elektron tunggal, jadi Cl hanya dapat membentuk satu ikatan kovalen (HCl , CCl_4)

O $He 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ di sini ada dua elektron tunggal, sehingga O dapat membentuk dua ikatan ($H-O-H$, $O=O$)

C $\text{He } 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ di sini hanya ada dua elektron tunggal, sedangkan menurut teori hibridisasi biasanya membentuk empat ikatan (CH_4)

B $\text{He } 2s^2 2p_x^1$ di sini juga hanya ada satu elektron tunggal, padahal menurut teori hibridisasi B dapat membentuk tiga ikatan (BCl_3).

Menurut teori oktet Lewis ini unsur-unsur gas mulia tidak dapat membentuk ikatan oleh karena tiap atom sudah dikelilingi oleh 8 elektron valensi. Dewasa ini telah diketahui bahwa Xe dapat membentuk senyawa-senyawa seperti misalnya XeF_2 dan XeO_2 .

2. Cara menulis rumus Lewis

Rumus Lewis untuk beberapa molekul kovalen dan ion poliatomik sangat berguna antara lain untuk mempelajari bentuk suatu molekul atau ion. Cara menuliskan rumus Lewis dapat dibagi dalam beberapa tahap. Meskipun tidak selalu mudah, pada tahap pertama perlu menentukan letak atom-atom pada ikatan. Dalam banyak hal dapat ditarik kesimpulan dari rumus senyawa itu, bahwa yang ditulis lebih dahulu adalah atom pusat misalnya bagan dari CO_2 dan NO_3^- sebagai berikut:



Setelah menuliskan bagan maka dapat digunakan tahap-tahap berikut :

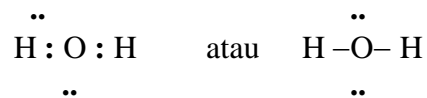
1. Hitung semua elektron valensi dari atom. Jika spesi itu adalah ion tambahkan elektron sebanyak muatan ion negatif atau mengurangi jumlah elektron dengan muatan positif.
2. Bubuhkan pasangan elektron untuk setiap ikatan.
3. Lengkapi oktet dari atom yang terikat pada ion pusat (kecuali dua elektron untuk hidrogen)
4. Tambahkan jika perlu pasangan elektron pada atom pusat
5. Jika pada atom pusat masih belum mencapai oktet, harus dibentuk ikatan ganda agar atom merupakan suatu oktet.

Suatu struktur Lewis yang memenuhi aturan oktet, belum tentu dapat menunjukkan sifat senyawa tersebut misalnya untuk O₂. Struktur:



Sudah memenuhi aturan oktet, tetapi tidak sesuai dengan sifat yang diamati. Pada rumus di atas semua elektron berpasangan. Menurut pengamatan, O₂ bersifat paramagnetik, jadi harus terdapat elektron yang tidak berpasangan.

Selain daripada itu, bentuk dari bagan turut juga menentukan sifat molekul tersebut. Jika rumus Lewis dari H₂O ditulis sebagai



Telah diketahui bahwa molekul H₂O bentuknya “V”, yaitu sudut H-O-H adalah 105°, bukan 180°, tapi sudut yang kami tulis dalam struktur Lewis tidak bisa dilihat sama sudut nyata.

5. IKATAN LOGAM, IKATAN HIDROGEN DAN GAYA INTERMOLEKUL

1. Ikatan Logam

Pada bab pengantar telah dijelaskan bagaimana terbentuk *ikatan logam*. Sebagian besar dari unsur-unsur adalah logam. Elektron valensi logam tidak erat terikat (energi ionisasi rendah). Logam alkali hanya mempunyai satu elektron valensi, sedangkan logam transisi dapat menggunakan lebih banyak elektron valensi dalam pembentukan ikatan. Dalam logam, orbital atom terluar yang terisi elektron menyatu menjadi suatu sistem terdelokalisasi yang merupakan dasar pembentukan ikatan logam. Dalam sistem ini yang keseluruhannya merupakan kisi logam, elektron-elektron valensi bebas bergerak. Oleh pengaruh beda potensial terjadi arus elektron; hal inilah yang menyebabkan logam dapat menghantarkan listrik. Oleh gerakan elektron yang cepat, kalor dapat mengalir melalui kisi, sehingga logam dapat menghantar panas. Lapisan dalam kisi logam dapat digeser tanpa merusak ikatan logam. Hal ini menyebabkan logam dapat ditempa dan dapat diregangkan menjadi kawat.

Kekuatan logam bertambah, jika:

- a) jumlah elektron dalam sistem terdelokalisasi bertambah.
- b) jika ukuran pusat atom yang merupakan satuan struktur logam bertambah kecil.

Logam alkali sangat lunak dan titik lelehnya rendah. Logam transisi membentuk kation yang kecil dan mempunyai beberapa elektron valensi sehingga logam-logam ini keras dan mempunyai titik leleh tinggi.

Hasil studi difraksi sinar-x menunjukkan bahwa logam membentuk kristal dalam tiga macam geometri kisi yaitu kubus berpusat muka, kubus berpusat badan dan heksagonal terjejal.

2. Ikatan Hidrogen

H₂O, NH₃ dan HF semuanya sangat polar, karena mengandung tiga unsur yang sangat elektronegatif yaitu oksigen dan fluor yang menyambung langsung pada hidrogen yang sangat kurang elektronegatif. Cara ini menghasilkan molekul polar yang memiliki gaya antarmolekul yang sangat kuat.

Jika unsur-unsur O, N dan F terikat pada atom H, maka pasangan elektron yang dipakai bersama dalam ikatan kovalen terdorong mendekati atom yang elektronegatif. Dengan demikian atom hidrogen tidak mempunyai elektron kulit terdalam kecuali yang dipakai bersama pada katan kovalen. Oleh karena itu atom-atom H yang terikat pada N, O dan F menempatkan dirinya di antara atom-atom unsur ini dan menghasilkan gaya tarik menarik, menjembatani unsur-unsur yang elektronegatif itu membentuk ikatan yang disebut *ikatan hidrogen*.

Ikatan hidrogen adalah tarik menarik antar molekul dipol permanen-dipol permanen.

Ikatan hidrogen terbentuk jika:

- a) atom hidrogen terikat pada atom yang keelektronegatifannya besar (N, O dan F).
- b) atom yang sangat elektronegatif mempunyai pasangan elektron bebas.

Adanya ikatan hidrogen yang menyebabkan air antara lain mempunyai titik didih yang tinggi.

Ikatan hidrogen terdapat dalam struktur protein, karbohidrat dan asam nukleat. Sifat biologis dan fungsi dari molekul-molekul ini dalam benda-benda hidup sangat ditentukan oleh ikatan hidrogen.

3. Gaya inter-molekul

Unsur-unsur molekular dan gas mulia melalui pendinginan dapat mencair kemudian menjadi padatan. Hal ini menunjukkan bahwa di antara partikel-partikel tak bermuatanpun terdapat gaya tarik menarik. Pada suhu kamar yod berupa padatan ; jadi diantara molekul-molekul yod terdapat gaya tarik menarik yang kuat. Pada tabel dapat dilihat beberapa data tentang jumlah elektron dan titik didih beberapa senyawa.

Tabel 2.5. Jumlah elektron dan titik didih.

Moleku I	Jumlah elektron dalam molekul	titik didih cairan (°C)
H ₂	2	- 253
N ₂	14	- 196
O ₂	16	- 183
Cl ₂	34	- 35
I ₂	126	+ 185

Dari tabel terlihat bahwa jumlah elektron menentukan besarnya gaya tarik menarik satu molekul terhadap molekul didekatnya. Makin kuat gaya tarik menarik, makin tinggi titik didih cairan.

Gaya tarik menarik yang lemah di antara dua buah ujung dipol disebut gaya van der Waals. Gaya van der Waals makin bertambah jika jumlah elektron bertambah.

6. KEELEKTRONEGATIFAN DAN KEPOLARAN IKATAN

1. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan suatu unsur adalah kemampuan relatif atomnya untuk menarik elektron ke dekatnya dalam suatu ikatan kimia.

Salah satu cara untuk menyusun keelektronegatifan yaitu yang berkaitan dengan penggunaan energi ikatan. Energi ikatan ialah energi yang diperlukan untuk memutuskan satu ikatan menjadi atom netral. Diketahui energi ikatan H₂ 431 kJ per mol ikatan atau $7,16 \times 10^{-22}$ kJ per ikatan. Oleh karena pada

pembentukan ikatan, masing-masing atom hidrogen menyumbang satu elektron, maka dapat dianggap bahwa setiap atom menyumbangkan setengah dari energi ikatan yaitu $3,58 \times 10^{-22}$ kJ. Demikian pula pada pembentukan Cl_2 (energi ikatan 239 kJ mol^{-1}) setiap atom menyumbang $1,99 \times 10^{-22}$ kJ.

Andaikata pada pembentukan HCl, H dalam HCl mirip dengan H dalam H_2 dan Cl dalam HCl mirip dengan Cl dalam Cl_2 , maka jumlah sumbangan H dan Cl dalam pembentukan HCl adalah $5,57 \times 10^{-22}$ kJ per ikatan. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa energi ikatan HCl sama dengan 427 kJ mol^{-1} atau $7,09 \times 10^{-22}$ kJ per ikatan. Jadi energi ikatan yang diamati lebih besar dari energi ikatan hasil perhitungan. Dengan demikian ikatan dalam HCl lebih stabil karena memperoleh energi pengstabilan tambahan. Besarnya energi ini bergantung dari kemampuan tarikan elektron relatif dari atom terikat. Makin besar selisih muatan antara kedua ujung molekul makin besar *energi pengstabilan tambahan atau energi resonansi ionik*. Energi pengstabilan tambahan (dinyatakan dengan Δ), dianggap sebagai akibat sifat ionik parsial dari molekul karena terdapat selisih dalam keelektronegatifan unsur. Untuk molekul AB.

$$\Delta = E_{AB} - \left[\frac{E_{A_2} \times E_{B_2}}{2} \right]^{\frac{1}{2}}$$

dengan E_{AB} energi ikatan AB, E_{A_2} dan E_{B_2} berturut-turut energi ikatan (disosiasi) A_2 dan B_2 . Linus Pauling menetapkan keelektronegatifan fluor dengan 4 dan beberapa harga keelektronegatifan unsur dapat dilihat pada tabel.

Keelektronegatifan unsur golongan utama menurut skala Pauling

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	-	Ge	As	Sc	Br
0.8	1.0		1.7	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr	-	Sn	Sb	Te	I

0.8	1.0		1.7	1.8	2.1	2.4
Cs	Ba					
0.7	0.9					

2. Kepolaran ikatan dan molekul

Pada molekul yang terdiri atas dua atom yang berlainan daya tarik kedua atom terhadap elektron tidak sama besar, sehingga elektron-elektron ikatan akan bergeser ke arah atom yang lebih elektronegatif. Misalnya, pada molekul HCl, atom Cl mempunyai daya tarik yang lebih kuat terhadap elektron daripada atom H, sehingga kedua elektron ikatan akan lebih dekat pada Cl. Pergeseran ini menimbulkan kelebihan muatan positif pada atom H. Pemisahan muatan ini menjadikan molekul itu sebagai suatu dipol dengan momen dipol sebesar

$$\mu = \delta l$$

dengan δ = kelebihan muatan pada masing-masing atom dan l = jarak antara kedua inti.. Dalam hal keadaan ekstrim dimana elektron dari atom yang satu pindah ke atom yang lain. (misalnya pada NaCl), $\delta = e$, yaitu muatan elektron.

Dalam satuan SI, μ , dinyatakan dalam coulomb meter, suatu satuan yang besar untuk ukuran molekul. Satuan yang biasa digunakan adalah Debye (D) dan kaitannya dengan satuan SI, ialah

$$1 \text{ Debye} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ Coulomb.meter}$$

Satu Debye dapat juga didefinisikan sebagai momen dipol dua muatan $\pm e$ yang berjarak 20,82 pm.

Jika HF dianggap sebagai molekul ionik murni, H^+F^- ($\delta = 1$ muatan elektron) maka momen dipol menurut perhitungan ($l = 91,7 \text{ nm}$) adalah 4,40 D. Hasil eksperimen adalah 1,82 D. Jadi, distribusi muatan dalam HF sebagai pasangan muatan ialah: $i = 1,82/4,40 = 0,41$. Dengan kata lain HF memiliki 41 % ikatan ion.

Molekul kovalen yang mempunyai momen dipol bersifat polar. Pada molekul yang terdiri dari tiga atom atau lebih momen-momen dipol dari pelbagai ikatan harus dijumlahkan secara vektor untuk mendapatkan momen dipol molekul. Bila

penjumlahan ini menghasilkan momen dipol = 0 (misalnya pada molekul CO₂ yang lurus dan pada molekul BCl₃ yang planar), maka molekul yang bersangkutan bersifat non-polar. Kalau momen dipolnya tidak nol (H₂O, NH₃ dan sebagainya) maka molekul yang bersangkutan adalah polar. Pada tabel dapat dilihat harga momen dipol dari beberapa senyawa.

Tabel 2.5. Beberapa harga momen dipol.

Molekul	Momen dipol (D)	Sifat Ion (%)	Molekul	Momen dipol (D)	Sifat Ion (%)
H ₂	0	0	CsF	7,884	70
CO ₂	0,112	2	LiCl	7,129	73
NO	0,159	3	LiH	5,882	76
HI	0,448	6	KBr	10,628	78
ClF	0,888	11	NaCl	9,001	79
HBr	0,828	12	KCl	10,269	82
HCl	1,109	18	KF	8,593	82
HF	1,827	41	LiF	6,327	84
			NaF	8,156	88

Aplikasi dari pengukuran momen dipol ialah:

1. Penentuan bentuk geometri molekul (misalnya CO₂ adalah lurus, H₂O adalah bengkok dan sebagainya)
2. Penentuan persen ikatan ion dalam molekul.

Contoh: Momen dipol gas HCl adalah 1,03 D dan jarak antara kedua inti atom adalah 0,127 nm. Perkirakan persen ikatan ion dalam HCl.

Jawab:

$$\mu = \delta l$$

$$\text{kalau } i = 1 \quad \mu = 0,127 \times 10^{-9} \text{ (m)} \times \frac{96.485}{6,02 \times 10^{23}} \text{ (C)} = 2,04 \times 10^{-29} \text{ (C.m)}$$

$$\mu = \frac{2,04 \times 10^{-29}}{3,336 \times 10^{-30}} = 6,10 \text{ D} ; \text{ maka } \mu_{\text{nyata}} = 1,03 \text{ D} \quad I = 1,03/6,10 = 0,17$$

$$\% \text{ ikatan ion} = 0,17 \times 100 = 17 \%$$

Latihan:

1. Gunakan rumus Lewis untuk membuat pembentuk ikatan kovalen dalam NH_3 , H_2O , dan HCl !
2. Hitunglah muatan formal pada atom nitrogen dalam amonia, NH_3 , ion amonium, NH_4^+ , dan ion amida, NH_2^- !
3. Tuliskan struktur Lewis dari H_2S , CO_2 , Cl_2O , NH_4^+ , dan PCl_3 kemudian tentukan geometri molekul dari molekul-molekul tersebut.
4. Gunakan rumus Lewis untuk tunjukkan pembentuk ikatan kovalen koordinat dalam reaksi: $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$!
5. Ramalkan bentuk geometri dari ClO_3^- , XeF_4 , dan I^{3-} !
6. Jelaskan apakah molekul berikut mempunyai polaritas molekul atau tidak!
 H_2O , CH_4 , PCl_3 , CO_2 , dan SO_2
7. Bila kita dapat menggambarkan lebih dari satu kemungkinan struktur Lewis dari suatu molekul atau ion maka kemungkinan struktur adalah struktur resonansi. Pada struktur resonansi tiap molekul atau ion yang digambar hanya berbeda dalam hal penempatan electron ikatan dan electron bebasnya. Tidak ada perbedaan dalam struktur molekul secara keseluruhan. Dengan mempertimbangkan hal tersebut, gambarkan struktur-struktur resonansi dari NO_2^- , SO_3 , dan NO_2 .
8. Unsur belerang memiliki nomor atom 16, sedangkan unsur klor memiliki nomor atom 17. belerang dapat bereaksi dengan gas klor membentuk senyawa belerang dioksida.
 - a. gambarkan elektron (dot Lewis) di sekitar belerang dan klor pada senyawa belerang diklorida tersebut
 - b.
 - i. Jumlah pasangan elektron bebas di sekitar belerang adalah ...
 - ii. jumlah pasangan elektron ikatan di sekitar belerang adalah...

- c.
 - i. Berdasarkan teori hibridisasi, tentukan orbital hibrida yang terbentuk pada atom S dalam senyawa belerang diklorida
 - ii. gambarkan bentuk geometri molekul senyawa belerang dioksida
- a. sudut ikatan klor-belerang-klor adalah...

BAB IV STOKIOMETRI

1. HUKUM-HUKUM DASAR REAKSI KIMIA

Awal perkembangan ilmu kimia dimulai dengan proses menemukan hukum, menyusun hipotesis, dan teori untuk menjelaskan hukum.

1. Hukum Kekekalan Massa (Lavoisier, 1783)

Pada setiap reaksi kimia, massa zat-zat yang bereaksi adalah sama dengan massa hasil reaksi. Hukum ini dapat pula diungkapkan: Materi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan. Dalam versi modern dinyatakan bahwa dalam setiap reaksi kimia, tidak dapat dideteksi adanya perubahan massa.

Hukum ini berlaku, baik zat-zat reaktan bereaksi seluruhnya maupun hanya sebagian.

Contoh:

1. 10 gram hidrogen + 80 gram oksigen, maka akan terbentuk air sebanyak 90 gram.
Perbandingan hidrogen dan oksigen = 1 : 8.
2. 20 gram hidrogen + 40 gram hidrogen. Karena perbandingan hidrogen dan oksigen adalah 1 : 8, maka bila hidrogen 20 gram berarti memerlukan 160 gram oksigen. Hal ini tak mungkin, karena oksigen yang ada hanya 40 gram. Maka dengan oksigen 40 gram, diperlukan hidrogen sebanyak $\frac{1}{8} \times 40 \text{ gram} = 5 \text{ gram}$. Jadi hidrogen yang bereaksi adalah 5 gram, sehingga terbentuk sebanyak 45 gram dan sisa hidrogen adalah sebanyak 15 gram.

Hukum ini sangat penting, terutama dalam persamaan reaksi, karena berdasarkan hukum Lavoisier berarti jumlah tiap atom sebelum dan sesudah reaksi harus sama. Untuk menyamakan jumlah tiap atom sebelum dan sesudah reaksi maka diperlukan koefisien reaksi. Koefisien reaksi dapat ditentukan secara langsung maupun secara aljabar.

2. Hukum Perbandingan Tetap (Proust, 1799)

Pada setiap reaksi kimia, massa zat yang bereaksi dengan sejumlah tertentu zat lain selalu tetap. Suatu senyawa murni selalu terdiri atas unsur-unsur yang sama, yang tergabung dalam perbandingan tertentu

Atau dengan kata lain, *perbandingan massa unsur-unsur yang menyusun molekul senyawa adalah tetap*.

Contoh: Air mengandung hidrogen 11,19 %, dan oksigen 88,81 %. Jadi jumlah oksigen yang bergabung dengan 1 gram hidrogen dalam air adalah 8 gram.

Contoh aplikasi Hukum Perbandingan Tetap:

1. Analisa 2 cuplikan garam dapur murni asal Madura dan Cirebon menghasilkan data sebagai berikut:

Cuplikan	Massa garam	Massa natrium yang diperoleh dari cuplikan	Massa klor yang diperoleh dari cuplikan
1	0,2925	0,1150	0,1775
2	1,775	0,690	1,065

Tunjukkan bahwa data di atas sesuai dengan Hukum Perbandingan Tetap (Susunan Tetap)!

Jawab:

Uraian	Persen unsur
Persen Na dalam cuplikan 1	$0,1150 / 0,2925 \times 100 \% = 39,3 \%$
Persen Na dalam cuplikan 2	$0,690 / 1,775 \times 100 \% = 39,3 \%$
Persen klor dalam cuplikan 1	$0,1775 / 0,2925 \times 100 \% = 60,7 \%$
Persen klor dalam cuplikan 2	$1,0625 / 0,1,775 \times 100 \% = 60,7 \%$

Dari hasil perhitungan di atas, terlihat bahwa setiap unsur dalam kedua cuplikan garam mempunyai persen berat yang sama. Dengan demikian data di atas sesuai dengan hukum Susunan Tetap (Hukum Perbandingan Tetap).

2. Jika 3,66 gram perak dilarutkan dalam asam nitrat, kemudian ditambah asam klorida, terbentuk 4,86 gram endapan perak klorida. Hitung banyaknya klor yang dapat bereaksi dengan 4,94 gram perak.

Jawab:

Menurut Hukum Perbandingan Tetap, maka $\frac{\text{Massa perak}}{\text{Massa klor}} =$ dalam perak klorida

adalah konstan. Misalnya X gram klor bereaksi dengan 4,94 gram klorida maka

$$\frac{\text{Massa perak}}{\text{Massa klor}} = \frac{3,66}{1,20} = \frac{4,94}{X}$$

X = 1,62 gram, jadi 1,62 gram klor akan bereaksi dengan 4,94 gram perak menghasilkan perak klorida.

3. Hukum Kelipatan Perbandingan (Hukum Perbandingan Berganda)

Bila dua unsur dapat membentuk lebih dari 1 (satu) senyawa, maka perbandingan massa unsur yang satu, yang bersenyawa dengan sejumlah tertentu unsur lain, akan merupakan bilangan yang mudah dan bulat.

Contoh:

Nitrogen dan oksigen dapat membentuk 6 macam senyawa yaitu:

Senyawa	% Nitrogen	% Oksigen	Massa nitrogen : Massa oksigen
I	63,7	36,3	1 : 0,57
II	46,7	53,3	1 : 1,14
III	36,9	63,11	1 : 1,74
IV	30,5	69,5	1 : 2,28
V	25,9	74,1	1 : 2,86
VI	22,9	77,3	1 : 3,42

Perbandingan berat oksigen yang bereaksi dengan satu bagian nitrogen adalah:

$$0,57 : 1,14 : 1,74 : 2,28 : 2,86 : 3,42 \text{ atau } 1 : 2 : 3 : 4 : 5 : 6$$

Perbandingan ini merupakan bilangan yang mudah dan bulat. Jadi sesuai dengan *hukum kelipatan perbandingan*.

4. Hukum Perbandingan Timbal-balik (Richter, 1792)

Jika dua unsur A dan B masing-masing bereaksi dengan unsur C yang massanya sama membentuk AC dan BC, maka perbandingan massa A dan massa B dalam membentuk AB adalah sama dengan perbandingan massa A dan massa B ketika membentuk AC dan BC atau kelipatan perbandingan ini.

Contoh: Dalam metana 75 gram C bereaksi dengan 25 gram H. Dalam karbon monoksida, 42,86 gram C bereaksi dengan 57,14 gram O. Dalam air 11,11 gram H bereaksi dengan 88,89 gram O. Tunjukkan bahwa data ini sesuai dengan hukum perbandingan timbal balik.

Jawab:

Dalam metana 75 gram C bereaksi dengan 25 gram H. Dalam CO 42,86 gram C bereaksi dengan 57,14 gram O atau 75 gram C bereaksi dengan:

$$\frac{75}{42,86} \times 57,14 = 99,99 \text{ gram O}$$

Perbandingan hidrogen dan oksigen yang masing-masing bereaksi dengan 75 gram C adalah 25 : 99,99 atau 1 : 4.

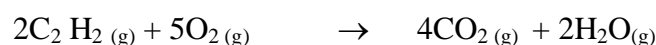
Dalam air perbandingan hidrogen dan oksigen 11,11 : 88,99 = 1 : 8. Perbandingan 1 : 4 dan 1 : 8, merupakan suatu kelipatan. Jadi data di atas sesuai dengan hukum perbandingan terbalik.

5. Hukum Penyatuan Volume (Gay Lussac, 1808)

Pada temperatur dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas-gas pereaksi dan produk reaksi, merupakan bilangan yang bulat dan mudah.

Contoh:

Persamaan reaksi yang sudah setara seperti:

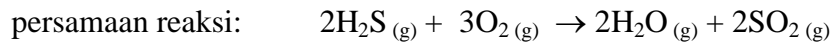


Dari reaksi di atas terlihat bahwa: 2 bagian volume C_2H_2 bereaksi dengan 5 bagian volume menghasilkan 4 bagian volume CO_2 , dan 2 bagian volume H_2O

Catatan: Untuk semua gas dapat menggunakan semua jenis satuan volume, asalkan memakai satuan volume yang sama untuk gas-gas itu.

Contoh:

1. a. Hitung volume oksigen yang diperlukan untuk membakar 150 liter H₂S sesuai dengan



Jika semua gas diukur pada temperatur dan tekanan yang sama.

b. Hitung volume SO₂ yang terbentuk !

Jawab:

a. Sesuai dengan hukum penyatuan volume Gay Lussac, perbandingan H₂S dan O₂ yang bereaksi adalah 2 : 3, sehingga volume O₂ yang bereaksi sebagai 2 dan 3.

Volume O₂ yang diperlukan : $\frac{3}{2} \times 150 \text{ liter} = 225 \text{ liter}$

b. Dari persamaan reaksi terlihat bahwa dua bagian volume H₂S menghasilkan dua bagian volume SO₂. Jadi SO₂ yang terbentuk adalah 150 liter.

Karena bentuk gas sangat dipengaruhi oleh temperatur dan tekanan, maka perlu ditetapkan suatu temperatur dan tekanan tertentu yang dijadikan “keadaan standar gas”. Menurut perjanjian yang ditetapkan sebagai keadaan standar atau *STP* (*Standart of Temperature and Pressure*) gas adalah temperatur 0 °C dan tekanan 1 atm.

Rumus umum gas adalah:

$$pV = nRT, \text{ dengan:}$$

p = tekanan gas (Pa atau atm)

V = volume gas (m³ atau L³)

n = jumlah mol gas

T = suhu mutlak (K)

$$R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1} = 0,08205 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

Dari rumus di atas kita dapat menghitung volume 1 mol gas pada keadaan *STP* adalah:

$$PV = nRT \quad 1 \text{ atm} \times V = 1 \text{ mol} \times 0,08203 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 273 \text{ K} \rightarrow V = 22,4 \text{ L.}$$

Jadi setiap 1 mol gas apa saja, pada keadaan standar mempunyai volume 22,4 L. Dengan demikian pada keadaan standar, berlaku hubungan antara mol gas dan volume gas sebagai berikut:

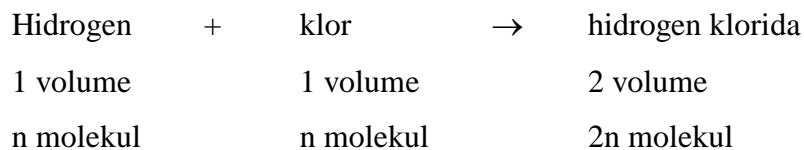
$$\text{Volume (L)} = \text{mol} \times 22,4 \text{ L/mol}$$

$$\text{Mol} = \text{Volume (L)} / 22,4 \text{ L/mol}$$

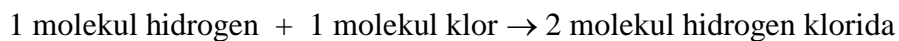
6. Hukum Avogadro (1811)

Pada temperatur dan tekanan yang sama, volume yang sama dari semua gas, mengandung jumlah molekul yang sama.

Hukum ini mula-mula dikenal sebagai hipotesis Avogadro dan tidak diakui selama kurang lebih setengah abad.



bila dibagi dengan n, maka:



Sesuai dengan hukum kekekalan massa, 1 molekul hidrogen mengandung sekurang-kurangnya 2 atom hidrogen dan 1 molekul klor sekurang-kurangnya mengandung 2 atom klor. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

Dari penjelasan ini dapat dibuktikan bahwa molekul hidrogen, klor dan hidrogen klorida mengandung jumlah atom yang genap, misalnya H_2 atau H_4 , Cl_2 atau Cl_4 , dan bukan bilangan ganjil seperti H atau H_3 , Cl atau Cl_3 . Pada tahun 1827 telah dibuktikan bahwa kebanyakan gas adalah diatomik (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , dan Cl_2), namun pada tahun yang sama, *Jean Baptiste Dumas* membuktikan bahwa uap merkuri adalah monoatomik (Hg), dan uap belerang adalah oktaatomik (S_8).

Meskipun hipotesis Avogadro lahir pada tahun 1811, namun setelah hampir setengah abad yaitu pada tahun 1858, hipotesis ini dapat diterima dan menyumbangkan berbagai gagasan untuk perkembangan massa atom relatif, keatomatan dan massa molekul relatif, sehingga sejak itu disebut hukum Avogadro.

$$\text{Massa molekul} = \frac{\text{Massa 1 molekul gas}}{\text{Massa 1 atom hidrogen}} = \frac{\text{Massa 1 molekul gas}}{\text{Massa } 1/2 \text{ molekul hidrogen}}$$

2. MASSA ATOM RELATIF

Massa atom relatif dengan lambang A_r , adalah istilah modern sebagai pengganti istilah massa atom. Pada permulaan abad ke-19, hidrogen digunakan sebagai unsur standar. Dalton menekankan bahwa massa atom adalah sifat yang paling utama suatu unsur. Hidrogen adalah unsur yang mempunyai atom paling ringan dan massanya ditentukan sebesar 1 satuan. Demikian pula valensi, yang merupakan kemampuan suatu atom untuk bergabung (bersenyawa) dengan atom lain, dan hidrogen digunakan sebagai dasar skala.

Menurut definisi lama:

$$A_r = \frac{\text{Massa 1 atom unsur}}{\text{Massa 1 atom hidrogen}}$$

Valensi suatu unsur adalah jumlah atom hidrogen yang bereaksi atau yang dapat diganti dengan satu atom unsur itu. Sejak Dalton dan Berzelius berusaha untuk menentukan rumus suatu zat, agar dapat menghitung A_r , ditemukan suatu besaran yang dikenal dengan *massa ekuivalen*.

Massa ekuivalen suatu unsur adalah jumlah bagian massa unsur yang bereaksi atau menggantikan satu bagian massa hidrogen atau delapan bagian oksigen.

Untuk semua unsur ditemukan hubungan:

$$A_r = \text{Massa ekuivalen} \times \text{valensi} \quad \text{atau} \quad \text{Massa ekuivalen} = A_r / \text{valensi}$$

Dahulu hubungan ini banyak digunakan untuk menentukan A_r unsur. Sejak tahun 1961 ditetapkan isotop karbon-12 sebagai dasar penentuan A_r .

$$A_r = \frac{\text{Massa satu atom unsur}}{1/12 \text{ massa satu atom karbon-12}}$$

A_r suatu unsur adalah harga rata-rata A_r dari isotop-isotop menurut kelimpahannya berdasarkan atas nuklida karbon yang mempunyai massa 12 tepat.

3. MASSA MOLEKUL RELATIF, MASSA RUMUS RELATIF DAN MASSA MOLAR

Massa molekul relatif dilambangkan dengan M_r , yang dirumuskan:

$$M_r = \frac{\text{Massa satu molekul senyawa}}{1/12 \text{ massa satu atom karbon} - 12}$$

M_r suatu senyawa yang dinyatakan dalam gram adalah 1 mol senyawa. Delapan belas gram air adalah satu mol air dan mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul. Untuk senyawa ion yang tidak terdiri atas molekul-molekul yang diskrit digunakan *satuan rumus*. Satu satuan rumus natrium klorida adalah NaCl. M_r NaCl adalah 58,5 gram dalam 1 mol.

Istilah *massa molar relatif* mencakup massa molekul relatif, massa rumus relatif, dan massa atom relatif.

$$\text{Massa molar relatif} = \frac{\text{Massa satu mol zat}}{1/12 \text{ Massa satu mol karbon} - 12}$$

Oleh karena massa molar relatif tidak mempunyai satuan, maka sering digunakan *massa molar*

$$\text{Massa molar Al} = 27,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molar Ag} = 108 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molar NaOH} = 40,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molar HCl} = 36,5 \text{ g mol}^{-1}$$

Jika kita mempunyai suatu zat sebanyak m gram dan massa molarnya M (g mol^{-1}), maka jumlah mol, n dinyatakan dengan

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{Jadi} \quad : \quad \text{Jumlah mol} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

4. KONSEP MOL

Dalam mempelajari ilmu kimia perlu diketahui satuan kuantitas yang berkaitan dengan jumlah atom, molekul, ion, atau elektron dalam suatu cuplikan zat. Dalam satuan Internasional (SI), satuan dasar dari kuantitas ini di sebut **mol**.

Mol adalah jumlah zat suatu sistem yang mengandung sejumlah besaran elementer (atom, molekul, dsb) sebanyak atom yang terdapat dalam 12 gram tepat isotop karbon-12 (^{12}C). Jumlah besaran elementer ini disebut tetapan Avogadro (dahulu disebut bilangan Avogadro) dengan lambang L (dahulu N).

Besarnya tetapan Avogadro ditentukan secara eksperimen dan harganya yang disetujui sesuai dengan skala karbon-12 untuk massa atom relatif ialah:

$$L = (6,02245 \pm 0,000031) \times 10^{23} \text{ partikel/mol}$$

Dalam 1 mol besi terdapat $6,0220 \times 10^{23}$ atom besi.

Dalam 1 molekul air mengandung $6,0220 \times 10^{23}$ molekul air.

Dalam 1 mol ion natrium mengandung $6,0220 \times 10^{23}$ ion natrium.

1. Penerapan Konsep Mol

a. Pada gas

Persamaan gas ideal yang terkenal adalah $pV = nRT$. Dengan R adalah tetapan gas untuk semua gas dan n adalah jumlah mol gas. Pada tekanan standar, 1 atm (101,324 kPa) dan suhu 273 K (STP), satu mol gas menempati volume 22,414 liter. Atau secara sederhana digunakan 22,4 liter.

b. Pada Larutan

Larutan 1 M (molar) adalah larutan yang mengandung 1 mol zat terlarut dalam 1 liter larutan.

$$\text{Molar} = \text{Kemolaran} = \text{Molaritas} = \text{mol/L} = \text{mmol/mL}$$

$$\text{Kemolaran} = \frac{\text{konsentrasi dalam gram/L}}{\text{massa molar zat terlarut}}$$

Jumlah mol zat terlarut yang terdapat dalam sejumlah volume larutan dapat dinyatakan dengan:

$$\text{Jumlah mol} = M \times V.$$

Contoh soal:

1. Hitung massa 0,2 mol atom (a) Fosfor, (b) magnesium dengan Ar P = 31, dan Mg = 24 !

Jawab:

- a. Massa atom Fosfor adalah $0,2 \text{ mol} \times 31 \text{ gram/mol} = 6,2 \text{ gram}$
- b. Massa atom Magnesium adalah $0,2 \text{ mol} \times 24 \text{ gram/mol} = 4,8 \text{ gram}$

2. Hitung berapa mol atom yang terdapat dalam: a) 7,8 gram K, b) 108 gram Al, dan c) 4,8 gram S !

Jawab:

$$\text{Jumlah mol} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

a. Jumlah mol K = $\frac{7,8\text{gram}}{39\text{gram/mol}} = 0,2 \text{ mol}$

b. Jumlah mol Al = $\frac{108\text{gram}}{27\text{gram/mol}} = 4 \text{ mol}$

c. Jumlah mol S = $\frac{4,8\text{gram}}{32 \text{ gram/mol}} = 0,15 \text{ mol}$

3. Dalam 245 gram H_3PO_4 , hitung :

- Jumlah mol H_3PO_4
- Jumlah mol setiap unsur
- Jumlah atom setiap unsur

Jawab:

$$\text{Mr} = 3 + 31 + 64 = 98$$

a. Jumlah $\text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{245\text{gram}}{98 \text{ gram/mol}} = 2,5 \text{ mol}$

b. Jumlah mol atom H = $2,5 \text{ mol} \times 3 = 7,5 \text{ mol}$

Jumlah mol atom P = $2,5 \text{ mol} \times 1 = 2,5 \text{ mol}$

Jumlah mol atom O = $2,5 \text{ mol} \times 4 = 10 \text{ mol}$

c. Jumlah atom H = $7,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 4,5 \times 10^{24}$

Jumlah atom P = $2,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{24}$

Jumlah atom P = $10 \times 6,02 \times 10^{23} = 6,02 \times 10^{24}$

4. Suatu gas sebanyak 11,09 gram menempati 5,60 liter pada *STP*. Hitung massa molar !

Jawab:

$$\text{Volume 1 mol gas pada } STP = 22,4 \text{ liter}$$

$$\text{Jadi jumlah mol gas} = 5,60 \text{ liter} / 22,4 \text{ liter/mol} = 0,25 \text{ mol,}$$

massa gas adalah 11,09 gram, maka:

Massa molar = $1/0,25 \text{ mol} \times 11 \text{ gram} = 44 \text{ gram/mol}$

5. a. Hitung kemolaran larutan yang mengandung 24,5 gram H_2SO_4 dalam 2,0 liter larutan !
- b. Hitung berapa gram H_2SO_4 yang terdapat dalam 0,25 liter 0,5 M ! $M_r = 98$

Jawab:

- a. Jumlah mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 24,5 \text{ gram} / 98 \text{ gram/mol} = 0,25 \text{ mol}$
Kemolaran = $0,25 \text{ mol} / 2 \text{ liter} = 0,125 \text{ M}$
- b. Jumlah mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,50 \text{ mol/l} \times 0,25 \text{ l} = 0,125 \text{ mol}$
Massa $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,125 \text{ mol} \times 98 \text{ gram/mol} = 12,25 \text{ gram}$.

2. Penyetaraan Persamaan Reaksi

Suatu persamaan reaksi menggambarkan hubungan antara zat-zat yang bereaksi dengan hasil reaksi (produk). Pereaksi selalu ditempatkan di ruas kiri dan produk di ruas kanan anak panah. Sesuai dengan Hukum Kekekalan Massa, dalam suatu reaksi kimia tidak ada atom-atom yang hilang. Oleh karena persamaan reaksi harus *setara*, artinya jumlah atom-atom di ruas kiri harus *sama* dengan jumlah atom-atom di ruas kanan. Koefisien reaksi sangat berperan dalam penyetaraan persamaan reaksi. Koefisien reaksi selalu diusahakan bilangan bulat.

Cara menyetarakan persamaan reaksi dapat dilakukan dengan cara:

a. Langsung

Cara ini dapat dilakukan jika reaksinya *sederhana*.

Contoh:

Setarakan persamaan reaksi berikut ini:

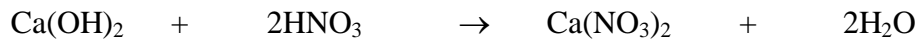


Caranya adalah:

- a. Menyetarakan dahulu unsur di luar H dan O, yaitu unsur Ca. Ternyata Ca sudah setara.
- b. Menyetarakan unsur N, sehingga persamaan reaksi menjadi $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

- c. Menyetarakan unsur O, sehingga persamaan reaksi menjadi $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- d. Menyetarakan O, ternyata O sudah setara.

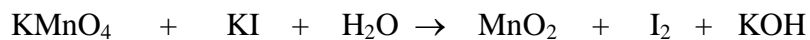
Persamaan reaksi setara adalah:



b. Aljabar

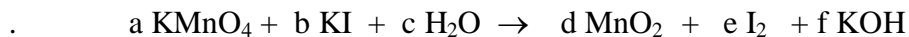
Cara ini bersifat umum karena dapat dilakukan, baik pada reaksi “*sederhana*” maupun reaksi yang relatif “*kompleks*” atau “*rumit*”. Ciri persamaan reaksi yang penyelesaiannya sukar adalah, ada unsur di luar H dan O yang pada pada salah satu ruasnya terletak pada lebih dari satu senyawa.

Contoh:



Caranya adalah:

- a. Memisalkan angka koefisien reaksi dengan abjad, sehingga persamaan reaksi menjadi:



- b. Membuat persamaan untuk masing-masing atom sebagai berikut:

$$\text{K} : a + b = f \dots\dots\dots(1)$$

$$\text{Mn} : a = d \dots\dots\dots(2)$$

$$\text{O} : 4a + c = 2d + f \dots\dots\dots(3)$$

$$\text{I} : b = 2e \dots\dots\dots(4)$$

$$\text{H} : 2c = f \dots\dots\dots(5)$$

- c. Memisalkan salah satu abjad sama dengan 1 (karena 1 adalah bilangan bulat terkecil)

$$a = 1, \text{ maka } d \text{ juga sama dengan } 1 \text{ (persamaan 2), maka persamaan (3)}$$

menjadi:

$$4 + c = 2 + f \text{ atau } 2 + c = f \dots\dots\dots(6).$$

Memperhatikan gabungan persamaan (5) dan (6), sehingga menjadi $2c = 2 + c$ atau $c = 2$, maka harga f pada persamaan (5) maupun (6) adalah 4.

Persamaan (1) menjadi $a + b = 4$

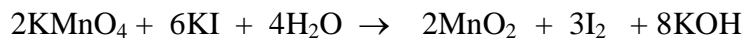
$$1 + b = 4, \text{ maka } b = 3$$

Persamaan (4) menjadi $3 = 2e$, maka $e = 3/2$.

Supaya angka koefisien reaksi, bilangannya bulat maka semua nilai dari abjad tersebut dikali dengan 2, sehingga menjadi:

$$a = 1, b = 6, c = 4, d = 2, e = 3, \text{ dan } f = 8$$

d. Persamaan reaksinya yang setara adalah:



3. Peranan Koefisien Reaksi Dalam Konsep Mol

Sebenarnya peranan koefisien reaksi sudah tercermin dalam pembahasan hukum penyatuan volume (Gay Lussac, 1808), namun secara terperinci dapat dilihat pada uraian berikut ini.

Untuk reaksi $aA \rightarrow bB$

a dan b koefisien reaksi, $a \cong b$ atau $\text{Mol zat A} = \frac{a}{b} \times \text{mol zat B}$

Contoh:

1. Jika terdapat 5 mol gas nitrogen, hitunglah:

- mol H_2 yang bereaksi !
- mol NH_3 yang terbentuk !

Jawab:

Persamaan reaksi: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

- $\text{H}_2 = 3/1 \times 5 \text{ mol} = 15 \text{ mol}$
- $\text{NH}_3 = 2/1 \times 5 \text{ mol} = 10 \text{ mol}$

2. Jika terbentuk 24 mol NH_3 , hitunglah masing-masing mol N_2 dan mol H_2 semula !

Jawab:

$$\text{N}_2 = 1/2 \times 24 \text{ mol} = 12 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2 = 3/2 \times 24 \text{ mol} = 36 \text{ mol}$$

3. Pada soal nomor 2, hitunglah volume H₂ yang diperlukan pada keadaan STP !

Jawab:

$$\text{Volume H}_2 \text{ yang diperlukan} = 36 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 806,4 \text{ L.}$$

4. Pereaksi Pembatas

Persamaan reaksi yang sudah setara dapat dihitung banyaknya zat, pereaksi atau produk reaksi. Perhitungan ini dilakukan dengan melihat angka perbandingan mol dari pereaksi dan produk reaksi. Dalam prakteknya, pereaksi tidak semuanya dapat bereaksi. Salah satu pereaksi habis bereaksi, sedangkan yang lainnya berlebihan. Pereaksi yang habis bereaksi disebut *pereaksi pembatas*, karena membatasi kemungkinan reaksi itu terus berlangsung. Jadi produk reaksi, ditentukan oleh reaksi pembatas.

Contoh:

Seng dan oksigen, bereaksi membentuk seng oksida sesuai dengan persamaan reaksi:



Hitung banyaknya ZnO yang terbentuk bila 28,6 gram Zn direaksikan dengan 7,44 gram O₂!

Jawab:

$$\text{Jumlah mol Zn} = 28,6 / 65,4 = 0,438 \text{ mol Zn}$$

$$\text{Jumlah mol O}_2 = 7,44 / 32 = 0,232 \text{ mol O}_2$$

Pada tahap ini kita menghitung pereaksi pembatas, kemudian menghitung jumlah reaksi lain yang menghasilkan reaksi sempurna.

Perhitungan dimulai dengan memilih seng atau oksigen . Misalnya dimulai dengan seng . Jika terdapat 0,438 mol Zn, maka O₂ yang diperlukan adalah $\frac{1}{2} \times 0,438 \text{ mol O}_2 = 0,219 \text{ mol O}_2$. Banyaknya ZnO yang terbentuk $0,438 \text{ mol} (2 \times 0,219 \text{ mol}) = 0,438 \times 81,4 \text{ gram} = 35,6 \text{ gram ZnO}$.

5. Persen Hasil Reaksi

Hasil teoritis adalah banyaknya produk yang diperoleh dari reaksi yang berlangsung sempurna. Hasil teoritis dihitung dari reaksi pembatas.

$$\text{Persen Hasil} = \frac{\text{Massa produk nyata}}{\text{Massa produk menurut teori}} \times 100$$

Persen hasil adalah merupakan ukuran efisiensi suatu reaksi.

Contoh:

Etilena, C_2H_4 sebanyak 3,86 gram dibakar dengan 11,84 gram O_2 di udara. Jika CO_2 yang terbentuk adalah 6,96 gram, hitung persen hasil !

Jawab:



Dari persamaan reaksi terlihat bahwa setiap 1 mol C_2H_4 , bereaksi dengan 3 mol C_2H_4 , bereaksi dengan 3 mol O_2 .

$$\text{Jumlah mol } \text{C}_2\text{H}_4 = \frac{3,86}{28} = 0,1378 \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah mol } \text{O}_2 = \frac{11,84}{32} = 0,370 \text{ mol}$$

Sesuai dengan persamaan reaksi, 0,1378 mol C_2H_4 akan bereaksi dengan $3 \times 0,1378 = 0,4134$ mol O_2 .

Oksigen yang tersedia hanya 0,370 mol, berarti oksigen merupakan pereaksi pembatas. Gas CO_2 yang dihasilkan menurut perhitungan adalah

$$\frac{2}{3} \times 0,370 \text{ mol} = 0,2467 \text{ mol} = 0,2467 \times 44,0 \text{ gram} = 10,85 \text{ gram.}$$

Produk yang nyata adalah 6,96 gram dan persen hasil = $\frac{6,96}{10,85} \times 100 = 64\%$

E PERSEN KOMPOSISI

Persen komposisi (menurut massa) adalah persentase setiap unsur dalam senyawa. Ini dapat dihitung dari rumus senyawa dan massa atom relatif unsur.

$$\text{Persen Unsur} = \frac{\text{Ar} \times \text{jumlah atom}}{\text{Mr}} \times 100$$

Contoh:

1. Hitung % Na, S, dan O dalam natrium sulfat (Ar O = 16, Na = 23, dan S = 32)

Jawab:

Dalam 1 mol Na_2SO_4 terdapat 46 gram Na, 32 gram S, dan 64 gram O.

Massa 1 mol $\text{Na}_2\text{SO}_4 = (46 + 32 + 64)$ gram = 142 gram.

$$\% \text{Na} = 46/142 \times 100 = 32,4 \%$$

$$\% \text{S} = 32/142 \times 100 = 22,5 \%$$

$$\% \text{O} = 64/142 \times 100 = 45,1 \%$$

2. Hitung berapa % air dalam $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ (Ar H= 1, O = 16, Na= 23, dan S=32). Hitung juga berapa gram air yang dapat diperoleh dari 2 kg hidrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

Jawab:

Massa 1 mol $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} = 322$ gram

$$\% \text{H}_2\text{O} = 180/322 \times 100 = 55,9 \%. \quad \text{Massa air } 55,9/100 \times 2000 \text{ gram} = 1.118 \text{ gram.}$$

3. Hitung massa setiap unsur yang terdapat dalam 10 gram kalium kromat, K_2CrO_4 . (Ar K =39, Cr = 52, dan O = 16).

Jawab:

Massa 1 mol $\text{K}_2\text{SO}_4 = (2 \times 39) + (52) + (4 \times 16) = 194$ gram

Massa K = $78/194 \times 10 = 4,02$ gram

Massa Cr = $52/194 \times 10 = 2,680$ gram

Massa O = $64/194 \times 10 = 3,229$ gram

6. RUMUS SENYAWA

Jika orang berhasil menemukan atau membuat suatu senyawa, maka perlu dianalisis unsur-unsur yang terkandung dalam senyawa itu secara kualitatif dan kuantitatif. Dengan kata lain, menentukan persen komposisi unsur secara eksperimen. Dari data ini dapat ditentukan rumus empiris dan rumus molekul senyawa tersebut.

1. Rumus Empiris

Rumus empiris adalah rumus yang paling sederhana yang menyatakan perbandingan atom-atom dari pelbagai unsur pada senyawa. Rumus empiris digunakan pada zat-zat yang tidak terdiri atas molekul diskrit, seperti NaCl untuk natrium klorida, MgO untuk magnesium klorida, dan CaCO₃ untuk kalsium karbonat. Rumus empiris dapat ditentukan dari data:

1. Macam unsur dalam senyawa (analisis kualitatif)
2. Persen komposisi unsur (analisis kuantitatif)
3. Mr unsur-unsur yang bersangkutan.

Cara menentukan rumus empiris suatu senyawa dapat dilakukan dalam tahap-tahap berikut:

1. Menentukan massa setiap unsur dalam sejumlah massa tertentu senyawa atau persen massa setiap unsur. Dari data ini dapat diperoleh massa relatif unsur yang terdapat dalam senyawa.
2. Membagi massa setiap unsur dengan massa atom relatif, sehingga memperoleh perbandingan mol setiap unsur atau perbandingan atom.
3. Mengubah perbandingan yang diperoleh pada (2) menjadi bilangan sederhana dengan cara membagi dengan bilangan bulat terkecil. Jika perbandingan yang diperoleh adalah 1,5 : 1, maka dikalikan dengan 2 untuk memperoleh bilangan bulat 3 : 2.

Jika perbandingan dalam bentuk 1,33 : 1 atau 1,66 : 1, maka dikalikan dengan 3 untuk memperoleh bilangan bulat 4 : 3 atau 5 : 3.

2. Rumus Molekul

Rumus molekul memberikan jumlah mol (bukan saja perbandingan) setiap jenis atom dalam 1 mol senyawa. Data yang diperlukan untuk menentukan rumus molekul adalah:

- a. Rumus empiris
- b. Massa molekul relatif (Mr)

Contoh:

1. Suatu senyawa sebanyak 10,0 g mengandung 5,20 g seng, 0,96 g karbon, dan 3,84 g oksigen. Tuliskan rumus empirisnya !

Jawab:

Macam unsur	Seng	Karbon	Oksigen
Lambang	Zn	C	O
Perbandingan Massa	5,20	0,96	3,84
Massa Atom Relatif	65	12	16
Perbandingan Mol	5,20/65	0,96/12	3,84/16
(Atom)	0,08	0,08	0,24
	1	1	3
Rumus Empiris	ZnCO ₃		

2. Suatu senyawa mengandung 28,6 % magnesium, 14,3 % karbon, dan 57,1 % oksigen. Tuliskan rumus empirisnya !

Jawab:

Macam unsure	Magnesium	Karbon	Oksigen
Lambang	Mg	C	O
Persen massa	28,6	14,3	57,1
Ar	24	12	16
Jumlah mol dalam 100 gram	28,6/24	14,3/12	57,1/16
Perbandingan mol	1,19	1,19	3,57
	1	1	3
Rumus empiris	MgCO ₃		

3. Jika 63,5 gram tembaga bereaksi dengan oksigen terbentuk 71,5 gram oksida. Tuliskan rumus empirisnya !

Massa tembaga	63,5 gram	
---------------	-----------	--

Massa oksida	71,5 gram	
Massa oksigen	$71,5 - 63,5 = 8$ gram	
Massa unsure	Tembaga	Oksigen
Lambang	Cu	O
Massa	63,5	8
Ar	63,5	16
Perbandingan mol	$63,5/63,5$	$8/16$
	1	0,5
	2	1
Rumus empiris	Cu_2O	

4. Pada pembakaran sempurna 1,38 gram suatu senyawa yang mengandung karbon, hidrogen, dan oksigen terbentuk 2,64 gram karbondioksida dan 1,62 gram air. Tentukan rumus empiris senyawa tersebut !

Jawab:

1 mol atom C (12 gram) menghasilkan 1 mol CO_2 (44 gram)

2 mol atom H (2 gram) menghasilkan 1 mol H_2O (18 gram)

Senyawa ini mengandung:

$12/44 \times 2,64 = 0,72$ gram karbon

$2/18 \times 1,62 = 0,18$ hidrogen

$1,38 - (0,72 + 0,18) = 0,48$ gram oksigen

Macam unsur	Karbon	Hidrogen	Oksigen
Lambang	C	H	O
Ar	12	1	16
Perbandingan massa	0,72	0,18	0,48
Perbandingan mol	$0,72/12$	$0,18/1$	$0,48/16$
	2	6	1
Rumus empiris	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$		

5. Tentukan rumus molekul suatu senyawa dengan rumus empiris $(C_2H_6O)_n$ dan massa molekul relatif 92.

Jawab:

Massa molekul relatif : 92. Massa rumus empiris relatif: $(2 \times 12) + 6 + 16 = 46$

$n = 92/46 = 2$. Rumus molekul adalah $C_4H_{10}O_2$.

6. Rumus empiris suatu cairan adalah C_2H_4O . Tentukan rumus molekul jika massa molekul relatifnya adalah 88.

Jawab:

Massa rumus empiris relatif = $(2 \times 12) + (4 \times 1) + 16 = 44$

Massa molekul relatif = $88 = 2 \times$ massa rumus relatif

Jadi rumus molekul = $2 \times$ rumus empiris = $2 \times C_2H_4O = (C_2H_4O)_2$, sehingga rumus molekulnya adalah $C_4H_8O_2$.

7. Tentukan rumus molekul suatu senyawa dengan persen komposisi: H = 2,38 %, C=42,86 %, N=16,67 %, dan O=38,09 %! Massa molekul relatif 168.

Jawab:

Macam unsur	Karbon	Hidrogen	Nitrogen	Oksigen
Lambang	C	H	N	O
Persen massa	42,86	2,38	16,67	38,09
Massa atom relatif	12	1	14	16
Perbandingan mol	42,86/12	2,38/1	16,67/14	38,09/16
	3,57	2,38	1,19	2,38
	3	2	1	2
Rumus empiris	$(C_3H_2O_2)_n$			

Maka massa rumus empiris relatif = $[(3 \times 12) + (2 \times 1) + 14 + (2 \times 16)]n = 84n = 168$ $n = 2$

Sehingga rumus molekul senyawa tersebut = $(C_3H_2O_2)_n = (C_3H_2O_2)_2 = C_6H_4N_2O_4$

8. Rumus garam amonium besi (II) sulfat adalah $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot nH_2O$. Tentukan harga n jika kristal ini mengandung air kristal sebanyak 42,6 %.

Jawab:

Persen air kristal 42,6 % artinya setiap 100 gram kristal mengandung 42,6 gram air, dan

57,4 gram $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$.

Senyawa	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$	H_2O
Massa	57,4 gram	42,6 gram
Massa rumus relatif	284	18
Jumlah mol	$57,4/284$	$42,6/18$
Perbandingan mol	0,2 1	2,4 12
$\therefore n$	12	
Rumus Kristal	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	

G. REAKSI KIMIA

Persamaan reaksi merupakan bahasa utama dalam ilmu kimia. Persamaan reaksi dapat menjelaskan secara kualitatif peristiwa yang terjadi. Jika dua pereaksi atau lebih bergabung dan secara kuantitatif mengungkapkan jumlah zat yang bereaksi serta jumlah produk reaksi.

Dalam menuliskan persamaan reaksi, harus diketahui dengan benar rumus pereaksi dan hasil reaksi, sebelum persamaan reaksi itu disetarakan (penyetaraan koefisien reaksi sudah dibahas pada sub Konsep Mol).

1. Arti Suatu Persamaan Reaks dan Jenis-jenis Reaksi Kimia

Persamaan reaksi: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{l})$

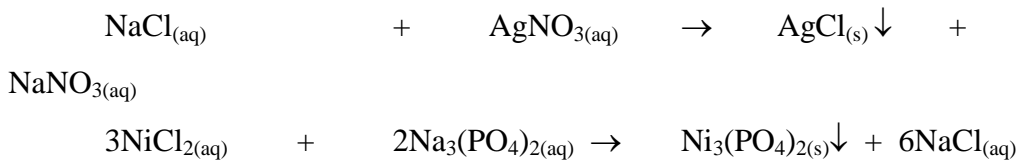
Persamaan reaksi di atas menjelaskan bahwa 1 molekul nitrogen dan 3 molekul hidrogen menghasilkan 2 molekul amonia. Setiap jumlah nitrogen dan hidrogen dengan perbandingan 1 : 3 menghasilkan amonia sebanyak 2 kali molekul nitrogen yang bereaksi. Jika kedua ruas persamaan reaksi (dalam molekul) dikali dengan $6,02 \times 10^{23}$, maka persamaan reaksi dapat dibaca sebagai:

Satu mol nitrogen bereaksi dengan 3 mol hidrogen menghasilkan 2 mol amonia.

Perbandingan molekul atau mol yang terlibat dalam suatu reaksi kimia ditentukan oleh koefisien persamaan reaksi. Reaksi kimia dapat digolongkan atas:

2. Reaksi Pengendapan (metatesis)

Reaksi *metatesis* adalah reaksi pertukaran ion antar senyawa. Dalam reaksi pengendapan, anion-anion bertukar di antara 2 kation, demikian pula sebaliknya.



Untuk mengetahui suatu senyawa berwujud solid atau mengendap (dalam reaksi kimia) dapat dilihat pada tabel di bawah.

Tabel 3.1. Daftar senyawa yang mudah mengendap, dan mudah melarut

No	Elemen	Uraian (<i>statement</i>)	Pengecualian
1	Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , NH ₄ ⁺	Gol.IA dan senyawa-senyawa amonium larut.	-
2	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ , NO ₃ ⁻	Asetat dan nitrat larut.	-
3	Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻	Kebanyakan klorida, bromida, dan iodida larut	AgCl, Hg ₂ Cl ₂ , PbCl ₂ , AgBr, HgBr ₂ , Hg ₂ Br ₂ , PbBr ₂ , AgI, HgI ₂ , Hg ₂ I ₂ , PbI ₂ .
4	SO ₄ ²⁻	Kebanyakan sulfat larut	CaSO ₄ , SrSO ₄ , BaSO ₄ , Ag ₂ SO ₄ , Hg ₂ SO ₄ , PbSO ₄
5	CO ₃ ²⁻	Kebanyakan karbonat tidak larut	Karbonat gol.IA, (NH ₄) ₂ CO ₃
6	PO ₄ ³⁻	Kebanyakan pospat tidak larut	Pospat gol.IA, (NH ₄) ₃ PO ₄

7	S^{2-}	Kebanyakan sulfida tidak larut	Sulfida gol.IA, $(NH_4)_2S$
8	OH^-	Kebanyakan hidroksida tidak larut	Hidroksida gol.IA, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$

3. Reaksi Penetralan atau Reaksi Asam-Basa

Menurut Arrhenius, asam adalah suatu zat yang dapat menghasilkan ion H^+ , bila dilarutkan dalam air. Sedangkan basa adalah suatu zat yang dapat menghasilkan ion OH^- , bila dilarutkan dalam air.

Contoh:

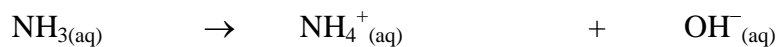
Asam:



Asam



Basa

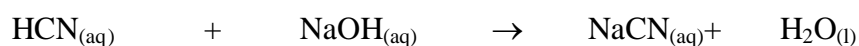


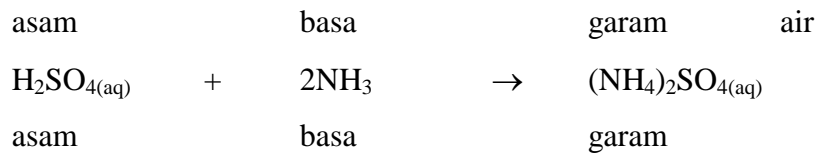
Sedangkan konsep asam-basa menurut Johannes N. Bronsted dan Thomas M. Lowry memberikan pengertian asam-basa dalam lingkup yang lebih luas (transfer elektron). Asam adalah suatu spesies yang bertindak sebagai donor proton, dan basa adalah suatu spesies yang bertindak sebagai akseptor proton. Reaksi netralisasi adalah reaksi antara asam dan basa yang menghasilkan senyawa ionik (garam) dan air.

Contoh:



asam basa garam air





4. Reaksi Oksidasi-Reduksi (Redoks)

Sebelum menguraikan lebih lanjut tentang reaksi redoks, maka perlu menjelaskan dahulu mengenai konsep bilangan oksidasi, karena konsep ini merupakan dasar utama dari reaksi redoks.

Bilangan oksidasi suatu atom adalah bilangan yang ditetapkan berdasarkan perjanjian:

- a. Bilangan oksidasi setiap atom dalam unsur bebas sama dengan 0 (hidrogen dalam H_2 , belerang dalam S_8 , Fosfor dalam P_4 , semuanya mempunyai bilangan oksidasi 0 (nol)).
- b. Dalam senyawa, bilangan oksidasi Fluor sama dengan -1.
- c. Bilangan oksidasi dalam ion sederhana sama dengan muatannya. Dalam senyawa, bilangan oksidasi unsur golongan IA sama dengan +1, sedangkan unsur IIA sama dengan +2.
- d. Bilangan oksidasi hidrogen dalam senyawa hidrogen sama dengan +1, kecuali dalam hibrida (senyawa logam-hidrogen) seperti: NaH , CaH_2 , sama dengan -1.
- e. Bilangan oksidasi oksigen dalam senyawa oksigen sama dengan -2, kecuali dalam peroksida sama dengan -1, dalam OF_2 sama dengan +2, dan dalam superoksida sama dengan -1/2.
- f. Untuk senyawa netral, "jumlah" bilangan oksidasi dikalikan jumlah setiap atom sama dengan nol.
- g. Untuk suatu ion, "jumlah" bilangan oksidasi dikalikan jumlah setiap atom sama dengan muatan ionnya.

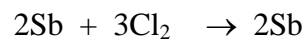
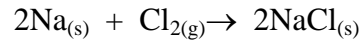
Reaksi *redoks* adalah reaksi yang di dalamnya terjadi reaksi reduksi dan oksidasi. Reaksi reduksi ditunjukkan oleh adanya penurunan bilangan oksidasi, dan sebaliknya pada reaksi oksidasi, terjadi kenaikan bilangan oksidasi.

Reaksi Redoks dapat dikelompokkan menjadi:

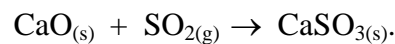
a. *Reaksi kombinasi (Combination reaction)*

Reaksi kombinasi adalah reaksi gabungan dua zat untuk membentuk produk. Namun tidak semua reaksi kombinasi adalah termasuk reaksi redoks

Contoh kasus yaitu dua *elemen* yang bereaksi membentuk suatu senyawa dan memenuhi syarat sebagai reaksi redoks yaitu:



Namun reaksi kombinasi seperti:

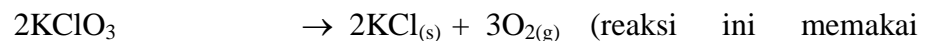


Bila dilihat dari bilangan oksidasinya, maka reaksi tersebut tidak termasuk reaksi redoks (BO(S) +4 ditahan).

b. *Reaksi dekomposisi (Decomposition reaction)*

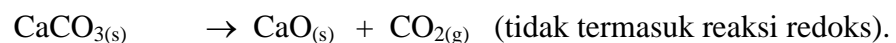
Reaksi dekomposisi adalah reaksi yang menyebabkan suatu senyawa tunggal terurai akibat temperatur dinaikkan.

Contoh:



katalis MnO_2)

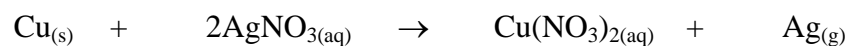
Namun lain halnya dengan reaksi dekomposisi berikut ini:



c. *Reaksi perpindahan (Displacement reaction)*

Reaksi perpindahan adalah reaksi antara unsur dengan senyawa, dimana unsur tersebut bertukar tempat darinya.

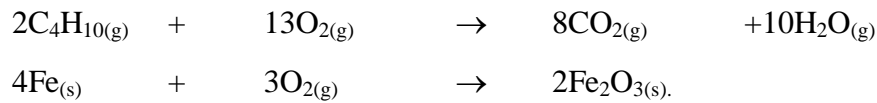
Contoh:



d. *Reaksi pembakaran (Combustion reaction)*

Reaksi pembakaran adalah reaksi suatu dengan oksigen, biasanya dengan panas yang menghasilkan nyala.

Contoh:



8. EKIVALEN

Dalam menyelesaikan soal-soal ilmu kimia, perlu menuliskan persamaan reaksi yang lengkap. Dalam beberapa hal, untuk menyelesaikan perhitungan kimia, tidak perlu menuliskan persamaan reaksi yang lengkap, tetapi menggunakan besaran yang disebut *ekivalen*.

Ekivalen yang dibahas di sini dibatasi pada ekivalen asam-basa. Ekivalen *redoks* dibahas pada Buku Ajar Kimia Dasar II.

Satu ekivalen (ekiv) asam adalah sejumlah asam yang dapat menghasilkan 1 mol H⁺, dan satu ekivalen basa adalah sejumlah basa yang dapat menghasilkan 1 mol OH⁻ atau dapat menetralkan 1 mol H⁺.

Contoh:

1. Satu mol HCl menghasilkan 1 mol H⁺

Satu ekiv HCl = 1 mol HCl = 36,5 gram

Satu mol H₂SO₄ menghasilkan 2 mol H⁺

Satu ekiv H₂SO₄ = ½ mol H₂SO₄ = ½ x 98 gram = 49 gram

Satu ekiv H₃PO₄ = 1/3 mol H₃PO₄ = 1/3 x 97,995 gram = 32,665 gram.

Satu mol NaOH menghasilkan 1 mol OH⁻

Satu mol NaOH = 1 mol NaOH = 40 gram.

Satu mol Ca(OH)₂ menghasilkan 2 mol OH⁻

Satu ekiv Ca(OH)₂ = ½ mol Ca(OH)₂ = ½ x 74,08 = 37,04 gram.

2. Hitung berapa gram NaOH yang diperlukan untuk menetralkan 10,00 gram HNO₃.

Jawab:

Satu mol HNO₃ = satu ekiv = 63,01 gram

Sepuluh gram HNO₃ = 10/63,01 = 0,1587 ekiv

NaOH yang diperlukan untuk menetralkan 0,1587 ekiv HNO₃ adalah 0,1587 ekiv.

Satu ekiv NaOH = satu mol NaOH = 40 gram

NaOH yang diperlukan = $0,1587 \times 40$ gram = 6,348 gram.

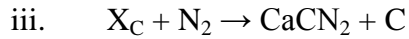
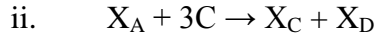
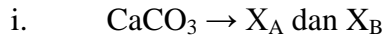
Latihan:

1. Dalam suatu eksperimen, 17,6 gram M bereaksi dengan 4,4 gram oksigen. Dari eksperimen lain, 5,6 gram logam M diperoleh dari hasil reduksi 7,0 gram oksida. Tunjukkan bahwa hasil eksperimen ini sesuai dengan susunan tetap!
2. Suatu contoh fosfor putih (P_4) dibakar di udara dan membentuk senyawa dengan formula P_4O_{10} . Bila diasumsikan bahwa 0,744 gram fosfor membentuk 1,704 gram P_4O_{10} , maka berdasarkan informasi tersebut tentukan rasio massa atom fosfor terhadap oksigen. Bila massa atom oksigen adalah 16,00 amu maka:
 - a. Tuliskan persamaan reaksinya
 - b. Hitunglah massa atom fosfor
3. Suatu logam sebanyak 2,0409 gram dilarutkan ke dalam asam nitrat sehingga membentuk garam nitrat. Larutan yang diperoleh diuapkan sampai kering lalu dipijar sehingga memperoleh 2,535 g oksidanya. Hitung massa ekivalen logam tersebut!
4. Suatu preparat seberat 2 gram yang diduga sebagai senyawa organik ingin dicoba untuk dianalisis. Sebanyak 1,367 gram preparat tersebut ditakar di dalam arus udara dan menghasilkan 3,002 gram CO_2 dan 1,640 gram H_2O . Ternyata setelah dilakukan analisis, senyawa tersebut hanya menganung unsur C, H, dan O.
 - a. Tentukan rumus empiris dari senyawa tersebut
 - b. Setelah dilakukan analisis dengan alat spektrofotometri massa diketahui bahwa bobot molekul senyawa tersebut adalah 60. Tuliskan rumus kimianya dari senyawa organik tersebut.
5. Dengan menganggap bahwa udara mengandung 21%, hitung volume udara yang diperlukan untuk membakar 600 mL metana, CH_4 dan asetilen, C_2H_2 !
6. Kalsium sianamida ($CaCN_2$) adalah pupuk yang sangat baik bagi tanaman. Senyawa ini dapat dihasilkan dengan mudah dari senyawa yang murah seperti $CaCO_3$. Dengan pemanasan, $CaCO_3$ akan terdekomposisi menjadi padatan putih X_A dan gas tak berwarna X_B . Selanjutnya jika X_A direduksi dengan karbon akan

menghasilkan padatan abu-abu X_C dan gas X_D . X_C dan X_D dapat teroksidasi.

Pada akhirnya reaksi antara X_C dengan Na akan menghasilkan $CaCN_2$.

a. Sempurnakan reaksi di bawah ini:



b. Jika $CaCN_2$ dihidrolisis, gas apakah yang dihasilkan? Tuliskan reaksinya.

7. Hitung berapa gram $Ca(OH)_2$ yang diperlukan untuk menetralkan 3 gram asam nitrat!

8. Sebanyak 0,28 g campuran NaOH dan KOH dinetralisasi sama 32 mL 0,2M HCl. Hitunglah % berat NaOH dalam campuran awal!

9. Kalau $KClO_3$ dipanaskan, reaksi penguraian adalah:



Suatu sampel 2,450 g campuran $KClO_3$ dan KCl dibakar sehingga reaksi di atas sempurna. Setelah didinginkan kembali, berat sampel turun menjadi 2,034 g. Hitunglah % berat $KClO_3$ dalam sampel awal!

BAB V. LARUTAN

I. PENDAHULUAN

Gabungan dua zat yang memiliki sifat serba sama di seluruh bagian volumenya disebut larutan. Suatu larutan mengandung satu pelarut dan satu atau lebih zat terlarut. Zat terlarut merupakan komponen yang jumlahnya sedikit, sedangkan pelarut merupakan komponen yang jumlahnya lebih banyak. Suatu larutan dengan jumlah komponen zat terlarut maksimum pada temperatur tertentu disebut larutan jenuh, sedangkan suatu keadaan jumlah zat terlarut jauh lebih banyak dari pada yang seharusnya pada temperatur tertentu disebut larutan lewat jenuh. Banyaknya zat yang terlarut yang dapat menghasilkan larutan jenuh dalam jumlah tertentu pelarut pada temperatur konstan disebut kelarutan. Kelarutan suatu zat tergantung pada sifat zat yang bersangkutan, molekul pelarut, temperatur dan tekanan.

2. KONSENTRASI LARUTAN

Konsentrasi larutan menyatakan jumlah relatif zat terlarut dalam larutan. Konsentrasi larutan dapat dinyatakan dengan berbagai cara. Dalam pembahasan sifat-sifat larutan digunakan kemolaran, kemolalan, dan fraksi mol.

1. Kemolaran (Molaritas, M)

- Kemolaran menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam tiap liter *larutan* atau jumlah milimol dalam 1 mL larutan.

- Kemolaran =
$$\frac{\text{gram zat terlarut}}{M_r \text{ zat terlarut} \times \text{liter larutan}}$$

- Contoh :

80 gram NaOH dilarutkan dalam air kemudian diencerkan menjadi 1 L larutan. Hitung kemolaran larutan jika diketahui M_r NaOH 40 g/mol

Jawab:

$$\text{Jumlah mol NaOH} = 80 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 2 \text{ mol}$$

$$\text{Kemolaran} = \text{mol/L} = 2 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 2 \text{ Molar}$$

1. Hubungan Kemolaran dengan Kadar Larutan.

Kadar (% massa) adalah massa zat terlarut dalam 100 gram larutan.

$$\text{Massa larutan} = \text{volume larutan} \times \text{massa jenis larutan} \quad (m = V \times \rho)$$

Maka untuk menghitung kemolarannya digunakan persamaan :

$$M = \frac{(\rho \times 10 \times \text{kadar})}{m_m}$$

Keterangan :

M = molaritas larutan (mol / liter)

ρ = massa jenis larutan (kg / liter)

Kadar = % massa

m_m = massa molar (gram / mol)

INGAT !

“ Persamaan di atas biasanya hanya digunakan untuk menghitung kemolaran suatu larutan pekat. “

Contoh soal :

Tentukan kemolaran asam nitrat pekat yang mengandung 63 % HNO_3 , jika massa jenisnya = 1,3 kg/L!

2.Pengenceran Larutan.

Adalah proses pembuatan larutan yang lebih encer (konsentrasinya lebih kecil) dari larutannya yang lebih pekat (konsentrasinya lebih besar).

Rumus yang digunakan :

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

Keterangan :

V1 = volume larutan 1 (lebih pekat)

M1 = molaritas larutan 1 (lebih pekat)

V2 = volume larutan 2 (lebih encer)

M2 = molaritas larutan 2 (lebih encer)

Contoh soal :

Berapa mL air yang harus dicampur dengan 100 mL larutan NaOH 0,5 M sehingga kemolarannya menjadi 0,2 M?

3.Molaritas Campuran.

Pada peristiwa pencampuran **larutan yang sejenis**, berlaku persamaan :

$$M_c = \frac{V_1 \cdot M_1 + V_2 \cdot M_2 + \dots + V_n \cdot M_n}{V_1 + V_2 + \dots + V_n}$$

Jika campuran terbentuk dari 2 larutan yang berbeda konsentrasinya maka :

$$M_c = \frac{V_1 \cdot M_1 + V_2 \cdot M_2}{V_1 + V_2}$$

Contoh soal :

Sebanyak 150 mL larutan asam sulfat 0,2 M dicampur dengan 100 mL larutan asam sulfat 0,3 M. Hitunglah molaritas campuran yang terbentuk!

4.Konsentrasi dalam Sistem Gas.

Dirumuskan :

$$C = \frac{n}{V}$$

Keterangan :

C = molaritas gas (mol / liter)

n = jumlah mol gas (mol)

V = volume ruangan (liter)

Contoh soal :

Ke dalam suatu ruangan 5 L, dimasukkan 16 gram oksigen dan 28 gram nitrogen.

Hitunglah konsentrasi masing-masing gas tersebut! (Ar. N = 14; O = 16)

6.Membuat Larutan dengan Kemolaran Tertentu.

Larutan dengan molaritas tertentu dapat dibuat dari 2 jenis zat yaitu :

a.Pelarutan Zat Padat.

Prinsipnya : dengan cara mencampurkan zat terlarut (dengan massa tertentu) dan pelarut dalam jumlah tertentu (volume tertentu).

Rumus yang digunakan :

$$M = \frac{n}{V} \quad \text{dan} \quad n = \frac{m}{m_m}$$

Contoh soal :

Berapakah massa kristal NaOH yang harus dilarutkan untuk membuat larutan NaOH 0,5 M dengan volume 500 mL?

b. Pengenceran Larutan Peekat.

Zat yang tersedia dalam bentuk larutan peekat, biasanya adalah berbagai jenis asam dan amonia (basa). Larutan peekat biasanya berasap (mudah menguap) dan sangat korosif.

Oleh karena itu, pembuatan larutan dari larutan peekat harus dilakukan di lemari asam dan dikerjakan secara hati-hati.

Rumus yang digunakan :

$$M = \frac{(\rho \times 10 \times \text{kadar})}{m_m} \quad \text{dan} \quad V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$$

Contoh soal :

Berapa volume larutan asam sulfat peekat yang harus diambil untuk membuat larutan asam sulfat 4 M dengan volume 200 mL?

(diketahui : massa jenisnya = 1,8 kg/L dan kadarnya 98 %).

2. Kemolalan (Molalitas, m)

○ Kemolalan menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam 1 kg *pelarut*.

○ $m = \frac{n}{p} \text{ mol kg}^{-1}$ (p = massa pelarut dalam kg)

○ Jika massa pelarut dinyatakan dalam gram, maka rumus di atas menjadi:

○ $m = n \times \frac{1000}{p}$ (p = massa pelarut dalam gram)

3. Fraksi Mol (X)

○ Fraksi mol menyatakan perbandingan jumlah mol salah satu komponen dengan jumlah mol larutan.

○ $X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$ $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$ $X_1 + X_2 = 1$

Contoh Soal Menentukan konsentrasi larutan

1. Fraksi mol urea dalam larutan urea 2 molal adalah

Pembahasan:

Fraksi mol urea merupakan perbandingan jumlah mol urea dengan jumlah mol larutan. Jadi, yang harus ditentukan adalah jumlah mol urea dan jumlah mol air (pelarut).

Oleh karena diketahui kemolalan larutan sebesar 2 molal, berarti dalam 1000 g air terlarut 2 mol urea.

Jadi, jika urea sebanyak 2 mol, maka jumlah air adalah 1000 g atau $\frac{1000g}{18gmol^{-1}} = 55,55$ mol.

$$\begin{aligned}\text{Fraksi mol urea} &= \frac{n_{urea}}{n_{urea} + n_{air}} \\ &= \frac{2}{2 + 55,55} = 0,035\end{aligned}$$

4. Persen konsentrasi

Satuan persen konsentrasi yang sering digunakan adalah persen berat (% w/w), persen volum (% v/v) dan persen berat pervolume (% w/v)

$$\circ \text{ Persen berat (\% w/w)} = \frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{gram zat terlarut} + \text{gram pelarut}} \times 100$$

$$\text{Atau persen berat} = \frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{gram larutan}} \times 100$$

Contoh

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

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

$$\circ \text{ Persen volume (\% v/v)} = \frac{\text{mL zat terlarut}}{\text{mL larutan}} \times 100$$

Contoh :

50 mL alkohol dicampur dengan 50 mL air menghasilkan 96,54 mL larutan.

Hitung persen volume masing-masing komponen.

Jawab:

$$\% \text{ volume alkohol} = \frac{50}{96,54} \times 100 = 51,79\%$$

$$\% \text{ volume air} = \frac{50}{96,54} \times 100 = 51,79\%$$

Perlu diketahui bahwa jumlah persen volume dari semua komponen larutan tidak selalu sama dengan 100.

- Persen berat/volume (% w/v) = $\frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{mL larutan}} \times 100$
- Persen berat/volum biasanya digunakan larutan dalam air yang sangat encer dari zat padat. Misalnya untuk membuat 5% (w/v) AgNO_3 5 gram AgNO_3 dilarutkan dalam air kemudian diencerkan dengan air sampai volume 100 mL. Larutan NaOH 10% mengandung 10 gram NaOH dalam 100 mL larutan. Persen berat sangat bermanfaat dan sering digunakan karena tidak bergantung pada temperatur. Konsentrasi larutan yang biasanya dijumpai dalam perdagangan sering dinyatakan dalam persen berat.

5. Bagian perjuta (ppm) dan bagian permilyar (ppb)

Untuk larutan yang sangat encer digunakan satuan konsentrasi ppm atau bbp. Satu ppm ekuivalen dengan 1 mg perliter larutan dan ppb ekuivalen dengan 1 mikrogram perliter larutan. Bagian perjuta (ppm) dan bagian permilyar (ppb) adalah satuan yang mirip persen berat karena yang digunakan adalah mg perliter yang dianggap sama dengan mg/kg dan mikrogram/kg.

$$\text{ppm} = \text{berat zat terlarut} \times 10^6 / \text{berat larutan}$$

$$\text{ppb} = \text{berat zat terlarut} \times 10^9 / \text{berat larutan}$$

Contoh :

Suatu larutan aseton dalam air mengandung 8,6 mg aseton dalam 21,4 L larutan. Jika kerapatan larutan 0,997 g/mL hitung konsentrasi aseton dalam (a) ppm dan (b) ppb.

- Jawab:

a) ppm aseton = berat aseton $\times 10^6$ / berat air

$$\begin{aligned} \text{berat aseton} &= 8,6 \text{ mg} = 8,6 \times 10^{-3} \text{ g} \\ &= 21,4 \text{ L} \times 1000 \text{ mL/L} \times 0,997 \text{ g/mL} \\ &= 21,4 \times 10^4 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ppm aseton} &= 8,6 \text{ g aseton} \times 10^6 / 21,4 \times 10^4 \text{ g air} \\ &= 0,402 \text{ ppm} \end{aligned}$$

b) ppb aseton = berat aseton $\times 10^9$ / berat air

$$= 8,6 \text{ g aseton} \times 10^9 / 21,4 \times 10^4 \text{ g air} = 402 \text{ ppb}$$

3. LARUTAN ELEKTROLIT DAN NONELEKTROLIT

- Berdasarkan daya hantar listriknya, larutan digolongkan ke dalam larutan elektrolit dan nonelektrolit.
- Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan listrik.
- Larutan nonelektrolit yaitu larutan yang tidak dapat menghantarkan listrik.
- Larutan elektrolit dapat menghantarkan listrik karena mengandung ion-ion yang dapat bergerak.
- Elektrolit dapat berupa senyawa ion atau senyawa kovalen polar.
- Tidak semua senyawa kovalen polar bersifat elektrolit, hanya senyawa yang dapat mengalami hidrolisis.

Contoh elektrolit:

Senyawa ion : NaCl, NaOH, MgSO₄

Senyawa kovalen polar : CH₃COOH, HCl, H₂SO₄

Contoh nonelektrolit : C₂H₅OH (alkohol), CO(NH₂)₂ (urea), C₆H₁₂O₆ (glukosa)

- Elektrolit senyawa ion: Lelehan dan larutannya dapat menghantarkan listrik.
- Elektrolit senyawa kovalen polar: Larutannya dapat menghantarkan listrik, lelehannya tidak.
- Elektrolit kuat : Dalam uji elektrolit tampak lampu menyala, banyak gelembung.
- Elektrolit lemah : Dalam uji elektrolit tampak lampu tidak menyala, sedikit gelembung.
- Nonelektrolit : Dalam uji elektrolit tampak lampu tidak menyala, tidak ada gelembung.

4. LARUTAN ASAM DAN BASA

Asam dan basa merupakan dua golongan senyawa elektrolit yang penting. Definisi asam dan basa telah mengalami perkembangan sehingga mencakup semua zat yang bersifat asam atau bersifat basa. Pengertian asam dan basa yang biasa kita gunakan diambil menurut pengertian Arrhenius. Pengertian asam dan basa yang lebih luas diberikan oleh Bronsted-Lowry dan selanjutnya oleh Lewis.

1. Teori Asam-Basa Arrhenius

- Definisi asam dan basa yang lazim digunakan adalah menurut Arrhenius.
- Asam : Dalam air menghasilkan ion H^+ .
- Basa : Dalam air menghasilkan ion OH^- .

2. Indikator Asam-Basa

- Asam dan basa dapat ditunjukkan dengan menggunakan indikator asam-basa, yaitu zat-zat warna yang memberi warna berbeda dalam lingkungan asam dan dalam lingkungan basa.

Contoh: Lakmus, fenolftalein, dan berbagai ekstrak bunga atau buah yang berwarna.

3. Kekuatan Asam-Basa

- Kekuatan asam/basa dinyatakan dengan parameter derajat ionisasi (α) dan tetapan ionisasi (K_a atau K_b).
- Kuat : Derajat ionisasi (α) $\rightarrow 1$; K_a atau K_b besar
- Lemah : Derajat ionisasi (α) $\rightarrow 0$; K_a atau K_b kecil
- Semakin encer larutan, semakin besar derajat ionisasi (α), tetapi nilai K_a atau K_b tetap.

Contoh Soal 3-2: Mengidentifikasi larutan elektrolit, asam, dan basa

Perhatikan data percobaan berikut:

Larutan yang diuji	Uji daya hantar		Pengujian dengan lakmus	
	Lampu	Elektrode	LM*	LB*
P	Menyala	Gelembung	M	M
Q	-	Gelembung	B	B
R	Menyala	Gelembung	B	B
S	-	-	M	B
T	-	Gelembung	M	M

*LM = lakmus merah; LB = lakmus biru

1. Larutan yang bersifat basa lemah adalah

Pembahasan:

- Larutan basa mengubah lakmus merah menjadi biru
- Larutan elektrolit lemah merupakan konduktor listrik sehingga lampu tidak dapat menyala.

5. KONSEP pH

1. Tetapan Kesetimbangan Air (K_w)

- Air mengalami ionisasi menurut reaksi kesetimbangan $\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
- Tetapan kesetimbangan air, $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$
- Pada 25°C , $K_w = 1 \times 10^{-14}$

2. Konsep pH dan pOH

- Tingkat keasaman bergantung pada perbandingan konsentrasi ion H^+ dengan konsentrasi ion OH^- dalam larutan.
- pH larutan dinyatakan dalam skala pH.
- $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
- Larutan asam : $\text{pH} < 7$
- Larutan basa : $\text{pH} > 7$
- Larutan netral : $\text{pH} = 7$
- Seperti juga dengan pH, $[\text{OH}^-]$ dapat dinyatakan sebagai pOH: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
- Dalam pelarut air, pada suhu kamar: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

3. Menentukan pH larutan

- pH larutan dapat ditentukan dengan menggunakan pH-meter, indikator universal atau dengan menggunakan beberapa indikator yang diketahui trayek pH-nya.
- Trayek pH adalah batas-batas pH di mana indikator mengalami perubahan pH.

Contoh:

Trayek pH lakmus: 5,5 – 8 (merah – biru).

Contoh Soal 2: Menentukan pH berdasarkan trayek pH beberapa indikator.

Diketahui trayek pH dari beberapa indikator sebagai berikut:

Metil merah : 4,2 – 6,3 (merah – kuning)

Bromtimol biru: 6,0 – 7,6 (kuning – biru)

Fenolftalein : 8,3 – 10,0 (tak berwarna – merah)

Suatu larutan memberi warna kuning dengan metil merah dan bromtimol biru dan tidak berwarna dengan fenolftalein. pH larutan tersebut adalah sekitar

Pembahasan:

Memberi warna kuning dengan metil merah, berarti $\text{pH} > 6,3$.

Memberi warna kuning dengan bromtimol biru, berarti $\text{pH} < 6$.

Jawaban yang mungkin adalah C, pH sekitar 6. Pada pH sekitar 6 baik metil merah maupun bromtimol biru akan berwarna kuning.

Hanya dua indikator yang menentukan pH larutan. Dalam hal ini, fenolftalein tidak lagi mempersempit rentang pH.

4. Menghitung pH Larutan Asam-Basa

pH larutan asam dan basa dapat diperkirakan jika diketahui konsentrasi dan derajat ionisasi atau tetapan asam/basa.

○ Asam kuat : $[\text{H}^+] = M$ (Untuk asam sulfat, $[\text{H}^+] = 2 \times [\text{asam}]$ jika asamnya cukup encer)

○ Asam lemah :

1) $[\text{H}^+] = M \alpha$

2) $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a M}$

○ Basa kuat : $[\text{OH}^-] = M \times \text{valensi basa}$

○ Basa lemah :

1) $[\text{OH}^-] = M \alpha$

2) $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b M}$

Contoh Soal 4: Menghitung pH larutan asam/basa.

Diketahui $K_b \text{NH}_3 = 1 \times 10^{-5}$, maka pH larutan NH_3 0,1 M adalah

Pembahasan:

Senyawa NH_3 tergolong basa lemah. Oleh karena itu, konsentrasi ion OH^- dihitung dengan rumus basa lemah.

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-] &= \sqrt{kb M} \\
 &= \sqrt{1 \times 10^{-5} \times 0,1} = 1 \times 10^{-3} \\
 \text{pOH} &= -\log 1 \times 10^{-3} = 3 \\
 \text{pH} &= 14 - \text{pOH} = 11
 \end{aligned}$$

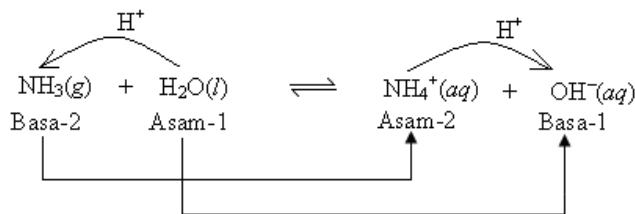
6. TEORI ASAM BASA BROSTED-LOWRY

1. Pengertian

- Asam = donor proton
- Basa = akseptor proton.

2. Asam dan Basa Konjugasi

- Asam $\rightarrow \text{H}^+$ + basa konjugasi
- Basa + H^+ \rightarrow asam konjugasi



3. Kekuatan Asam dan Basa

- Asam kuat : Mempunyai kecenderungan besar mendonorkan proton.
- Basa kuat : Mempunyai kecenderungan besar menarik proton.
- Semakin kuat asam, semakin lemah basa konjugasinya: $K_a \times K_b = K_w$.

Contoh Soal 5: Menentukan asam/basa konjugasi

Basa konjugasi dari NH_3 adalah

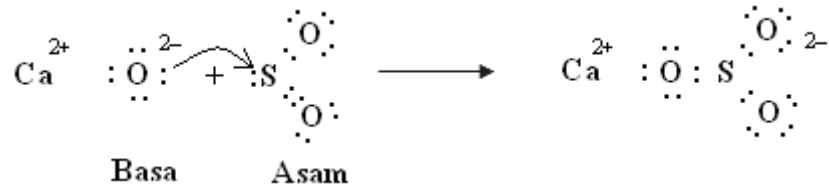
Pembahasan:

Basa konjugasi dari suatu asam mempunyai 1 H lebih sedikit daripada asam itu dan muatan turun 1. Jadi, basa konjugasi dari NH_3 adalah NH_2^- .

7. TEORI ASAM BASA LEWIS

- Asam = donor pasangan elektron.

- Basa = akseptor pasangan elektron.
- Reaksi asam dengan basa = pembentukan ikatan kovalen kordinasi.



8. LARUTAN PENYANGGA (BUFFER)

1. Pengertian Larutan Penyangga

- Larutan penyangga adalah larutan yang dapat mempertahankan pH tertentu. Artinya pH larutan praktis tidak berubah meski ditambah sedikit asam, sedikit basa atau jika diencerkan.

2. Komponen Penyangga

- Penyangga asam : Asam lemah dengan basa konjugasinya.

Contoh : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COO}^-$.

- Penyangga basa : Basa lemah dengan asam konjugasinya.

Contoh : $\text{NH}_3 + \text{NH}_4^+$

3. Cara Kerja Larutan Penyangga

- Jika larutan penyangga ditambah asam (H^+), ion H^+ yang ditambahkan akan diikat oleh komponen basa.
- Jika larutan penyangga ditambah basa (OH^-), ion OH^- yang ditambahkan akan diikat oleh komponen asam.

Contoh: Buffer CH_3COOH dengan CH_3COO^- .

Jika ditambahkan asam: $\text{CH}_3\text{COO}^-(aq) + \text{H}^+(aq) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(aq)$

Jika ditambahkan basa: $\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$

4. pH Larutan Penyangga

- Penyangga asam : $[\text{H}^+] = K_a \frac{a}{g}$
- Penyangga basa : $[\text{OH}^-] = K_b \frac{b}{g}$

5. Pembuatan Larutan Penyangga

a. *Penyangga asam*

- Suatu asam lemah dicampurkan dengan basa konjugasinya.
- Basa kuat direaksikan dengan asam lemah berlebihan.

b. *Penyangga basa*

- Suatu asam lemah dicampurkan dengan basa konjugasinya.
- Basa kuat direaksikan dengan asam lemah berlebihan.

6. Penyangga dalam Tubuh

- Dalam darah : $\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{CO}_2) / \text{HCO}_3^-$
- Dalam cairan intra sel : $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$

6. HIDROLISIS

1. Sifat Larutan Garam

- Sifat larutan garam bergantung pada kekuatan relatif asam-basa penyusunnya.
- Komponen garam yang berasal dari asam atau basa lemah mengalami hidrolisis.
- Hidrolisis anion menghasilkan ion OH^- , sehingga larutannya bersifat basa.
- Hidrolisis kation menghasilkan ion H^+ , sehingga larutannya bersifat asam.

2. pH Larutan Garam (Hidrolisis)

- Garam dari asam kuat dengan basa kuat: Tidak terhidrolisis, $\text{pH} \approx 7$
- Garam dari asam kuat dengan basa lemah: Terhidrolisis parsial, $\text{pH} < 7$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \quad [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} M}$$

- Garam dari asam lemah dengan basa kuat: Terhidrolisis parsial, $\text{pH} > 7$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} M}$$

- Garam dari asam lemah dengan basa lemah: Terhidrolisis total, pH bergantung pada nilai relatif K_a dan K_b -nya.

Contoh Soal.6: Menghitung pH larutan asam lemah, buffer, dan hidrolisis dari basa kuat

Sebanyak 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 M ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 M sedikit demi sedikit hingga berlebihan. Tentukanlah pH larutan pada saat volum NaOH yang ditambahkan adalah bila diketahui $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1 \times 10^{-5}$

Pembahasan:

pH larutan bergantung pada jenis dan konsentrasi zat terlarut.

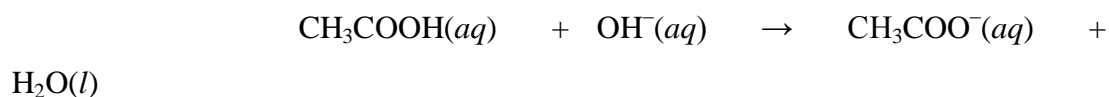
- a. Pada saat volum NaOH yang ditambahkan = 0 mL, berarti yang ada hanya larutan CH_3COOH 0,1 M, yaitu suatu asam lemah.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$$

$$= \sqrt{1 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 3$$

- b. Pada saat volum NaOH yang ditambahkan sebanyak 25 mL = 2,5 mmol. Ion OH^- dari NaOH tersebut akan bereaksi dengan CH_3COOH membentuk CH_3COO^- dan H_2O . Komposisi larutan setelah penambahan NaOH dapat dirinci sebagai berikut:



Mula-mula	5 mmol	2,5 mmol	-	-
Reaksi	-2,5 mmol	-2,5 mmol	+2,5 mmol	-
Akhir	2,5 mmol	-	2,5 mmol	-

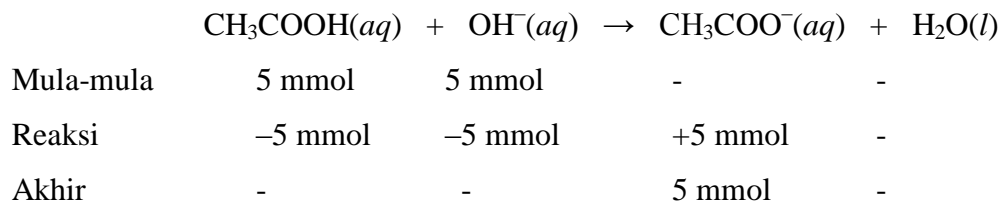
Pada reaksi di atas, ion OH^- merupakan pereaksi pembatas. Sebagaimana tampak pada rincian tersebut, larutan kini mengandung asam asetat (suatu asam lemah) dan ion asetat (yaitu basa konjugasi dari asam asetat). Larutan itu merupakan larutan penyangga asam.

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{a}{g}$$

$$= 1 \times 10^{-5} \times \frac{2,5}{2,5} = 1 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 5$$

- c. Pada saat volum NaOH yang ditambahkan sebanyak 50 mL = 5 mmol. Komposisi larutan setelah penambahan 5 mmol NaOH dapat dirinci sebagai berikut:



Campuran ekuivalen, sehingga merupakan larutan garam. Oleh karena berasal dari asam lemah dan basa kuat, garam yang terbentuk akan mengalami hidrolisis dan bersifat basa. pH larutan dihitung dengan rumus hidrolisis sebagai berikut:

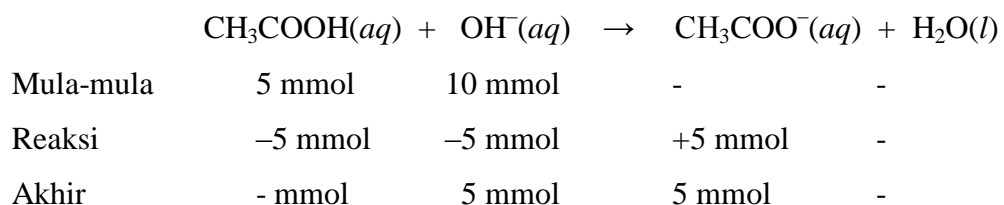
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} M}$$

$$= \sqrt{\frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} \times \frac{5}{100}} = 7 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 6 - \log 7 = 5,15$$

$$\text{pH} = 14 - 5,15 = 8,85$$

- d. Pada saat volum NaOH yang ditambahkan sebanyak 100 mL = 10 mmol. Komposisi larutan setelah penambahan 10 mmol NaOH dapat dirinci sebagai berikut:



Pada reaksi di atas, CH_3COOH merupakan pereaksi pembatas. Sebagaimana tampak pada rincian tersebut, larutan kini mengandung sisa basa kuat (OH^-) dan ion asetat (yaitu basa konjugasi dari asam asetat). pH larutan praktis hanya ditentukan oleh sisa basa kuat, dengan kata lain, pengaruh ion asetat (yang merupakan suatu basa lemah) dapat diabaikan.

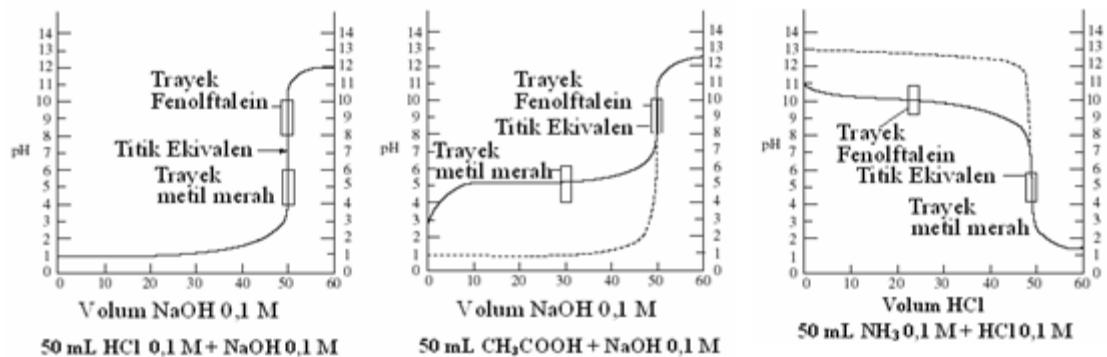
$$[\text{OH}^-] = \frac{5 \text{ mmol}}{150 \text{ mL}} = \frac{1}{30} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log \frac{1}{30} = 1,47$$

$$\text{pH} = 12,53$$

I. TITRASI ASAM-BASA

- Kadar larutan asam atau basa dapat ditentukan melalui titrasi asam-basa.
- Titik ekuivalen : pH pada saat asam dan basa ekuivalen.
- Titik akhir titrasi : pH saat indikator menunjukkan perubahan warna.
- Indikator : Mempunyai trayek pH pada daerah lonjakan pH.
- Kurva titrasi adalah kurva perubahan pH pada titrasi asam basa.



Gambar 3.1 Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat (kiri), asam lemah dengan basa kuat (tengah) dan basa lemah dengan asam kuat (kanan).

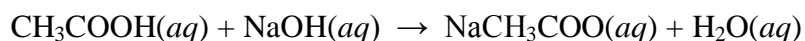
- Indikator yang tepat digunakan yaitu yang mempunyai trayek pH pada daerah lonjakan pH.

Contoh Soal 7: Titrasi asam-basa

Sebanyak 10 mL suatu larutan asam asetat tepat bereaksi dengan 12 mL NaOH 0,1 M.

- Tentukanlah kemolaran asam asetat tersebut.
- Tentukan indikator yang tepat untuk titrasi tersebut.

Pembahasan:



Jumlah mol NaOH = $12 \text{ mL} \times 0,1 \text{ mmol mL}^{-1} = 1,2 \text{ mmol}$.

Jumlah mol $\text{CH}_3\text{COOH} = \frac{1}{1} \times \text{jumlah mol NaOH} = 1,2 \text{ mmol}$

- Kemolaran larutan asam asetat = $\frac{n}{V} = \frac{1,2 \text{ mmol}}{10 \text{ mL}} = 0,12 \text{ mol L}^{-1}$
- Oleh karena asam asetat tergolong asam lemah, sedangkan NaOH tergolong asam kuat, maka titik ekuivalen bersifat basa. Indikator yang tepat digunakan adalah yang mempunyai trayek pH di atas 7, yaitu fenolftalein (Trayek : 8,3 – 10).

8. KELARUTAN DAN K_{SP}

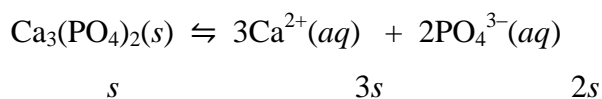
1. Kelarutan (s)

- Merupakan jumlah maksimum zat yang dapat larutan dalam 1 liter larutan (mol L^{-1}).
- Sama dengan kemolaran larutan jenuh.

2. Hasilkali Kelarutan (K_{sp})

- Adalah nilai tetapan kesetimbangan garam atau basa yang sukar larut.
- Dapat dikaitkan dengan kelarutan sesuai dengan stoikiometri reaksi.

Contoh: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

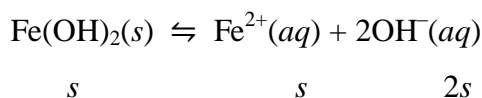


$$K_{\text{sp}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3s)^3 (2s)^2 = 108 s^5$$

Contoh Soal 8: Kelarutan dan hasil kali kelarutan

Hasilkali kelarutan $\text{Fe}(\text{OH})_2 = 8 \times 10^{-16}$. Berapa gram $\text{Fe}(\text{OH})_2$ dapat larut dalam 500 mL air?

Pembahasan:



$$K_{\text{sp}} = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{sp}}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1 \times 10^{-16}}{4}}$$

$$= 2,9 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}.$$

Jumlah mol $\text{Fe}(\text{OH})_2$ yang dapat larut dalam 500 mL air = $0,5 \text{ L} \times 2,9 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$.

Massa $\text{Fe}(\text{OH})_2 = 0,5 \times 2,9 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \times 90 \text{ g mol}^{-1} = 1,3 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,013 \text{ mg}$.

3. Pengaruh Ion Senama

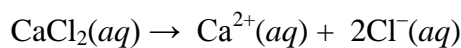
- Ion senama memperkecil kelarutan
- Ion senama dari elektrolit yang sukar larut dapat diabaikan.

Contoh Soal 9: Pengaruh ion senama terhadap kelarutan

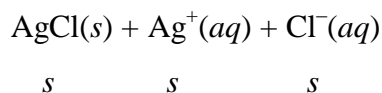
Tentukanlah kelarutan AgCl dalam larutan CaCl_2 0,1 M. $K_{\text{sp}} \text{AgCl} = 1 \times 10^{-10}$.

Pembahasan:

Dalam larutan CaCl_2 0,1 M terdapat ion Cl^- dengan konsentrasi 0,2 M.



Jika serbuk AgCl dilarutkan ke dalam larutan CaCl_2 , maka AgCl itu akan larut hingga jenuh.



Dalam keadaan jenuh berlaku bahwa $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K_{\text{sp}} \text{AgCl}$.

$[\text{Ag}^+] = s \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{Cl}^-] = (0,2 + s)\text{M} \approx 0,2 \text{ M}$ (ion senama dari elektrolit yang sukar larut diabaikan). Jika data ini dimasukkan ke dalam persamaan K_{sp} , maka nilai kelarutan (s) dapat ditentukan:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] &= K_{\text{sp}} \text{AgCl} \\ (s)(0,2) &= 1 \times 10^{-10} \\ s &= 5 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1} \end{aligned}$$

4. Reaksi pengendapan

- $Q_c < K_{\text{sp}}$: larutan belum jenuh
- $Q_c = K_{\text{sp}}$: larutan tepat jenuh
- $Q_c > K_{\text{sp}}$: terjadi pengendapan

Contoh Soal 10: Reaksi Pengendapan

Diketahui K_{sp} $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, dan $Pb(OH)_2$ berturut-turut sebesar $1,8 \times 10^{-11}$; $5,5 \times 10^{-6}$; dan $1,2 \times 10^{-15}$. Dalam suatu percobaan, larutan yang mengandung ion-ion Mg^{2+} , Ca^{2+} , dan Pb^{2+} masing-masing dengan konsentrasi 0,01 M ditetesi dengan larutan NaOH sehingga pH larutan menjadi 12. Basa yang mengendap adalah

Pembahasan:

$$pH \text{ larutan} = 12 \Rightarrow pOH = 2 \Rightarrow [OH^-] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Pengendapan terjadi jika $Q_c > K_{sp}$.

Nilai Q_c untuk ketiga basa tersebut, $Q_c = [M^{2+}][OH^-]^2 = 0,01 (1 \times 10^{-2})^2 = 1 \times 10^{-6}$.

Nilai $Q_c = 1 \times 10^{-6}$ melampaui K_{sp} dari $Mg(OH)_2$ dan $Pb(OH)_2$.

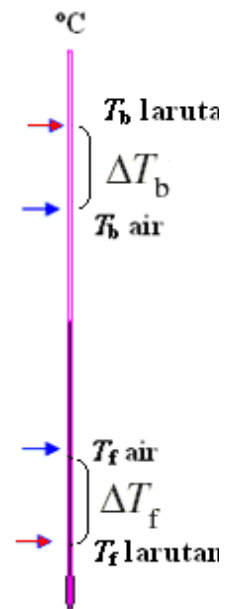
K. SIFAT KOLIGATIF**1. Tekanan Uap**

- Zat terlarut menurunkan tekanan uap pelarut.
- Jika zat terlarut tidak menguap, maka:

$$\Delta P = X_{\text{ter}} \cdot P^{\circ} ; P = X_{\text{pel}} \cdot P^{\circ}$$

2. Kenaikan Titik Didih (ΔT_b) dan Penurunan Titik**Beku (ΔT_f)**

- Larutan mempunyai titik didih lebih tinggi dan titik beku lebih rendah daripada pelarutnya.

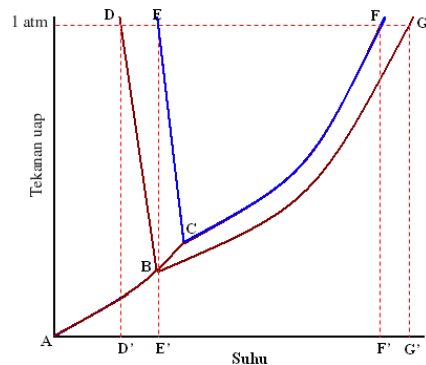


$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

3. Diagram Fase

- Menyatakan batas-batas suhu dan tekanan di mana suatu fase dapat stabil.



Gambar 3.2 Diagram fase air dan suatu larutan

- Suatu cairan mendidih pada saat tekanan uap jenuhnya sama dengan tekanan permukaan.
- Oleh karena larutan mempunyai tekanan uap lebih rendah, maka larutan mempunyai titik didih lebih tinggi daripada pelarutnya.

4. Tekanan Osmotik

- Osmosis adalah perembesan molekul pelarut dari pelarut ke dalam larutan, atau dari larutan lebih encer ke larutan lebih pekat, melalui selaput semipermeabel.
- Tekanan osmotik adalah tekanan yang harus diberikan pada permukaan larutan untuk mencegah terjadinya osmosis dari pelarut murni.
- $\pi = MRT$
- Larutan-larutan yang mempunyai tekanan osmotik sama disebut **isotonik**.

Contoh Soal 11: Sifat koligatif larutan

Larutan 31 g zat X dalam 171 gram air mempunyai tekanan uap 28,5 mmHg. Pada suhu yang sama tekanan uap air sebesar 30 mmHg.

- a. Tentukan massa molekul relatif zat X tersebut.
- b. Tentukan titik didih larutannya. (K_b air = 0,52 °C/m)

Pembahasan:

- a. Menentukan massa molekul relatif (M_r) zat terlarut (X).

Massa molekul relatif dapat ditentukan jika massa dan jumlah mol zat diketahui. Dalam hal ini, jumlah mol zat X dapat ditentukan berdasarkan data tekanan uap.

$$\text{Jumlah mol air} = \frac{171\text{g}}{18\text{g/mol}} = 9,5 \text{ mol.}$$

Misalkan, jumlah mol zat X = n mol, sehingga fraksi mol pelarut, $X_{\text{pel}} = \frac{9,5}{9,5 + n}$.

$$P = X_{\text{pel}} \cdot P^{\circ} \Rightarrow 28,5 = \frac{9,5}{9,5 + n} \times 30$$

$$\frac{28,5}{30} = \frac{9,5}{9,5 + n}$$

$$0,95 = \frac{9,5}{9,5 + n} \Rightarrow 0,95(9,5 + n) = 9,5$$

$$9,5 + n = 10 \Rightarrow n = 0,5.$$

Dari rumus $m = n \times m_m$

$$m_m = \frac{m}{n} = \frac{31\text{g}}{0,5\text{mol}} = 62 \text{ g mol}^{-1}.$$

Jadi, massa molekul relatif zat X adalah 62.

Titik didih larutan bergantung pada kemolalan larutan. Adapun kemolalan larutan dapat ditentukan karena jumlah mol terlarut dan massa pelarut telah diketahui.

$$\Delta T_b = m \times K_b = n \times \frac{1000}{p} \times K_b$$

$$\Delta T_b = 0,5 \times \frac{1000}{171} \times 0,52 = 1,52$$

Jadi, titik didih larutan adalah 101,52°C.

10 KOLOID

1. Pengelompokan Koloid

- Pengelompokan koloid didasarkan pada jenis fase terdispersi dan medium dispersi.
- Seluruhnya ada 8 jenis koloid, di antaranya: aerosol, sol, emulsi, buih, dan gel.

2. Sifat-Sifat Koloid

- Sifat-sifat penting koloid: Efek Tyndall, Gerak Brown, elektroforesis, dan adsorpsi.
- Pemurnian koloid, salah satunya dialisis.
- Koagulasi koloid. Koloid dapat mengalami koagulasi karena berbagai sebab, di antaranya karena penambahan elektrolit.

3. Pembuatan Koloid

- Cara dispersi : mekanik, peptisasi, dan busur Bredig.
- Cara kondensasi : redoks, hidrolisis, dan dekomposisi rangkap.

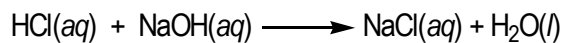
BAB VI. KESETIMBANGAN KIMIA

1. Reaksi Irreversibel dan Reaksi Reversibel

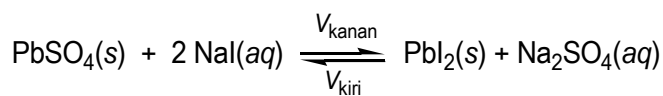
- Reaksi kimia dapat dikelompokkan menjadi 2 : yaitu reaksi 1 arah (reaksi yang tidak dapat balik = *irreversible*) dan reaksi 2 arah (reaksi yang dapat balik = *reversible*).

Contoh :

- Reaksi 1 arah (reaksi berkesudahan).



- Reaksi 2 arah (reaksi dapat balik).



Pada saat kesetimbangan, $V_{\text{kanan}} = V_{\text{kiri}}$

2. Keadaan Setimbang

Tidak semua reaksi 2 arah (dapat balik) dapat menjadi reaksi setimbang.

Reaksi yang setimbang dapat terjadi jika :

- **Reaksinya bolak-balik.**

Suatu reaksi bolak-balik dapat menjadi reaksi kesetimbangan jika : **laju reaksi ke kanan = laju reaksi ke kiri.**

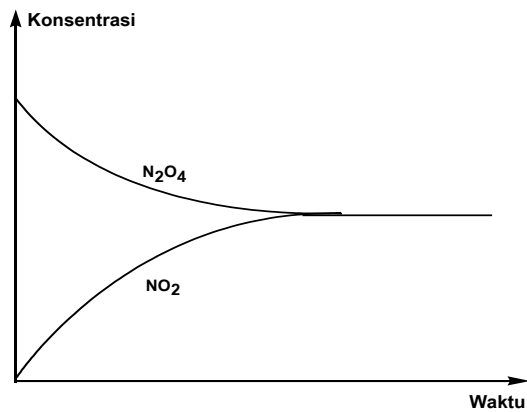
Contohnya : proses penguapan air dan pengembunan air di dalam botol tertutup.

- **Sistemnya tertutup.**

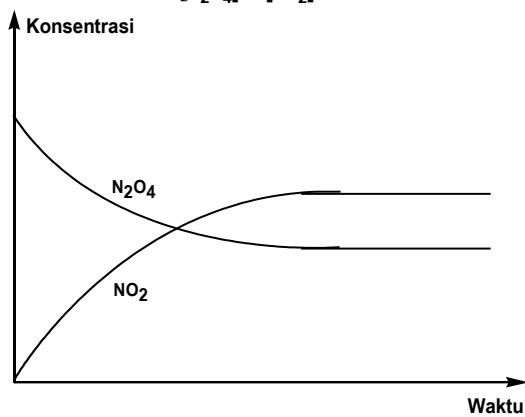
Adalah suatu keadaan dimana reaktan dan produk reaksinya tidak dapat meninggalkan sistem.

Sistem tertutup bukan berarti bahwa reaksi tersebut dilakukan pada wadah (ruang) tertutup, kecuali untuk reaksi yang melibatkan gas maka harus dilakukan pada wadah yang tertutup.

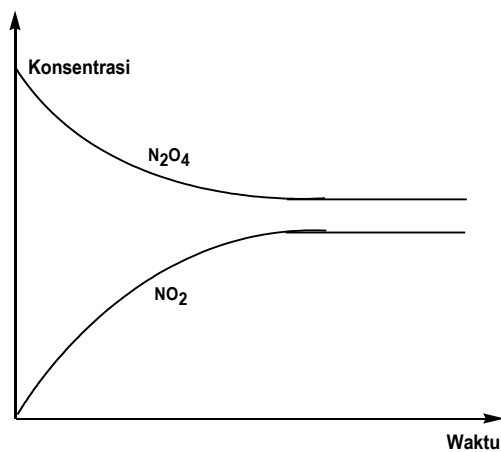
- **Bersifat dinamis.**



$$[N_2O_4] = [NO_2]$$



$$[N_2O_4] < [NO_2]$$



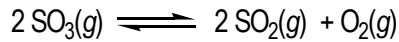
$$[N_2O_4] > [NO_2]$$

Berdasarkan wujud zat dalam keadaan setimbang, maka kesetimbangan kimia dapat dibedakan menjadi :

○ **Kesetimbangan Homogen**

Adalah kesetimbangan reaksi dimana seluruh spesi / zat yang terlibat dalam reaksi tersebut berada pada fase yang sama.

Contoh :



o **Kesetimbangan Heterogen**

Adalah kesetimbangan reaksi dimana seluruh spesi / zat yang terlibat dalam reaksi tersebut berada pada fase yang berbeda.

Contoh :



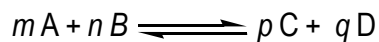
3. Hukum Kesetimbangan dan Tetapan Kesetimbangan (K)

Hukum kesetimbangan menyatakan bahwa = “ bila *suatu reaksi dalam keadaan setimbang, maka hasil kali konsentrasi produk dipangkatkan koefisiennya dibagi dengan hasil kali konsentrasi reaktan dipangkatkan koefisiennya akan mempunyai harga yang tetap.*”

Tetapan kesetimbangan bagi suatu reaksi adalah khas untuk suatu reaksi dan nilainya tetap pada suhu tertentu. Artinya, setiap reaksi akan mempunyai harga tetapan kesetimbangan yang cenderung **berbeda** dengan reaksi yang lain meskipun suhunya sama; dan untuk suatu reaksi yang sama, harga K'nya akan berubah jika suhunya berubah.

4. Persamaan Tetapan Kesetimbangan

Bila reaksi secara umum dituliskan sebagai berikut :



maka persamaan tetapan kesetimbangannya adalah :

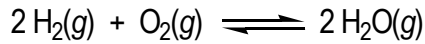
$$K_c = \frac{[\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^q}{[\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n}$$

Keterangan :

[A] ; [B] ; [C] ; [D] = konsentrasi tiap-tiap zat

Oleh karena satuan konsentrasi adalah M, maka satuan untuk tetapan kesetimbangan (K_c) :

$$K_c = M^{(p+q)-(m+n)}$$

Contoh :

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

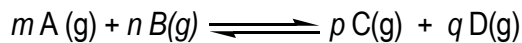
Data konsentrasi yang digunakan untuk menghitung harga K_c adalah *besarnya konsentrasi zat-zat berfase larutan (aq) dan / atau gas (g)*. Sedangkan untuk zat-zat berfase padat (s) dan cairan murni (l) tidak digunakan dalam perhitungan.

5. Harga Tetapan Kesetimbangan untuk Gas

Untuk reaksi yang melibatkan gas, tetapan kesetimbangan dapat dinyatakan dari harga *tekanan parsial* (tekanan sebagian) masing-masing gas pada saat setimbang, sebab konsentrasi gas dalam suatu ruangan akan menentukan besarnya tekanan gas tersebut dalam ruangan.

Harga tetapan kesetimbangan yang diperoleh berdasarkan perhitungan menggunakan konsentrasi diberi lambang K_c , sedangkan untuk tetapan kesetimbangan yang diperoleh dari harga tekanan diberi lambang K_p .

K_p hanya berlaku untuk zat-zat berfase gas saja.



$$K_p = \frac{(P_C)^p \cdot (P_D)^q}{(P_A)^m \cdot (P_B)^n}$$

Keterangan :

(P_A) ; (P_B) ; (P_C) ; (P_D) = tekanan parsial tiap-tiap gas

$P_A + P_B + P_C + P_D$ = tekanan total ruangan

$$P_{\text{parsial gas}} = \frac{\text{mol gas}}{\text{jumlah mol total}} \times P_{\text{total gas}}$$

Berdasarkan persamaan gas ideal :

$$P.V = n.R.T$$

Maka :

$$P = \frac{n}{V} . R.T \quad \text{karena } \frac{n}{V} = \text{konsentrasi gas, maka :}$$

$$P_A = [A].R.T$$

$$P_B = [B].R.T$$

$$P_C = [C].R.T$$

$$P_D = [D].R.T$$

Maka :

$$K_P = \frac{[C]^p \cdot (RT)^p \cdot [D]^q \cdot (RT)^q}{[A]^m \cdot (RT)^m \cdot [B]^n \cdot (RT)^n}$$

Atau :

$$K_P = \frac{[C]^p \cdot [D]^q \cdot (RT)^{(p+q)}}{[A]^m \cdot [B]^n \cdot (RT)^{(m+n)}}$$

Atau :

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{(p+q)-(m+n)} \text{ atau } K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$R = 0,082 \text{ L.atm/mol.K}$ (konstanta gas ideal)

$T =$ suhu mutlak (dalam Kelvin)

▪ Harga tetapan kesetimbangan (K) beberapa reaksi kimia dapat dibandingkan satu sama lain yaitu :

- 1). Reaksi yang saling berkebalikan, maka tetapan kesetimbangannya = $\frac{1}{K}$
- 2). Reaksi yang merupakan n kali dari reaksi pertama, maka tetapan kesetimbangannya = K^n
- 3). Reaksi yang merupakan pembagian sebesar n dari suatu reaksi, maka

$$\text{tetapan kesetimbangannya} = K^{\frac{1}{n}} = \sqrt[n]{K}$$

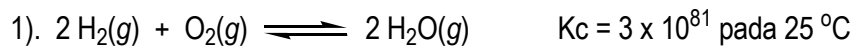
6. Manfaat Tetapan Kesetimbangan

❖ **Memberi informasi tentang ketuntasan reaksi (hasil reaksi).**

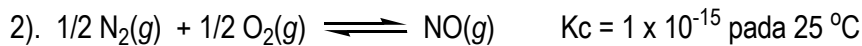
Besar-kecilnya harga K menunjukkan besar-kecilnya hasil reaksi pada suhu tertentu.

Jika harga K besar, maka hasil reaksinya banyak dan jika harga K kecil maka hasil reaksinya sedikit.

Contoh :



Reaksi ini dapat dianggap berlangsung tuntas ke kanan.



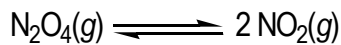
Reaksi ini hanya dapat membentuk sedikit sekali gas NO.

❖ Memperkirakan komposisi zat-zat pada saat kesetimbangan.

Dengan mengetahui harga tetapan kesetimbangan suatu reaksi pada suhu tertentu maka komposisi kesetimbangan dapat diperkirakan berdasarkan harga tetapan kesetimbangannya.

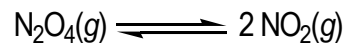
Contoh :

Reaksi kesetimbangan :



Mempunyai harga $K_c = 4$ pada suhu T K. Jika dalam ruangan 10 L, dipanaskan 2 mol N_2O_4 pada suhu T, tentukan komposisi campuran setelah mencapai kesetimbangan!

Jawaban :



Awal reaksi : 2 mol -

Reaksi : $-x$ mol + $2x$ mol

Setimbang : $(2-x)$ mol $2x$ mol

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4$$

$$K_c = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{2-x}{10}\right)} = 4 ; \quad \text{Jawaban : } x = 1,7$$

Jadi komposisi kesetimbangannya =

$$\text{N}_2\text{O}_4 = 2 - x = 2 - 1,7 = 0,3 \text{ mol}$$

$$\text{NO}_2 = 2x = 2 \times 1,7 = 3,4 \text{ mol}$$

❖ Meramalkan arah reaksi.

Arah reaksi dapat ditentukan dengan memeriksa harga *kuosien reaksi* (Q_c).

Jika $Q_c < K_c$, maka reaksi tidak setimbang; untuk mencapai kesetimbangan maka reaksi harus bergeser ke kanan sampai $Q_c = K_c$.

Jika $Q_c > K_c$, maka reaksi tidak setimbang; untuk mencapai kesetimbangan maka reaksi harus bergeser ke kiri sampai $Q_c = K_c$.

Jika $Q_c = K_c$, maka reaksi sudah setimbang.

Contoh soal :

Diketahui reaksi :



Harga $K_c = 49$ (pada suhu 458°C). Pada suatu percobaan, 2 mol gas H_2 dicampurkan dengan 2 mol I_2 dan 4 mol HI pada suatu ruangan bervolume 10 liter. Apakah campuran tersebut setimbang?

7. Kesetimbangan Disosiasi

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

Disosiasi yang berlangsung di ruangan tertutup akan menghasilkan suatu reaksi kesetimbangan yang disebut **kesetimbangan disosiasi**.

Untuk menyatakan jumlah zat yang terdisosiasi, maka dipakai istilah **derajat disosiasi** (α).

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat terurai}}{\text{jumlah mol zat awal}}$$

Contoh soal :

Ke dalam wadah bervolume 2 L, dimasukkan 1 mol gas sehingga gas berdisosiasi dengan $\alpha = 20\%$

Hitunglah komposisi gas saat kesetimbangan dan harga K_c -nya!



8. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Kesetimbangan Reaksi

Menurut asas *Le Chatelier*, “ jika dalam suatu sistem kesetimbangan yang sedang berlangsung dilakukan aksi (tindakan), maka sistem itu akan mengadakan reaksi yang cenderung mengurangi pengaruh aksi tersebut. “

Atau bisa dituliskan :

Reaksi = – Aksi

Cara sistem bereaksi adalah dengan melakukan pergeseran reaksi ke kiri atau ke kanan.

1. Pengaruh Konsentrasi

No	Aksi	Reaksi	Cara Sistem Bereaksi
1	Menambah konsentrasi reaktan	Mengurangi konsentrasi reaktan	Bergeser ke kanan
2	Mengurangi konsentrasi reaktan	Menambah konsentrasi reaktan	Bergeser ke kiri
3	Memperbesar konsentrasi produk	Mengurangi konsentrasi produk	Bergeser ke kiri
4	Mengurangi konsentrasi produk	Memperbesar konsentrasi produk	Bergeser ke kanan
5	Mengurangi konsentrasi total	Memperbesar konsentrasi total	Bergeser ke arah yang jumlah molekulnya terbesar (jumlah koefisien reaksinya besar)

2. Pengaruh Tekanan dan Volume

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

Jika tekanan diperkecil (volume diperbesar), maka kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah koefisiennya besar.

Perubahan tekanan atau volume tidak mempengaruhi konsentrasi padatan atau cairan murni.

Ketika mempertimbangkan pengaruh tekanan dan volume, koefisien komponen padat tidak diperhitungkan.

Tekanan hanya berpengaruh pada sistem kesetimbangan gas.

3. Pengaruh Komponen Padatan dan Cairan Murni

Penambahan atau pengurangan komponen yang berupa padatan atau cairan murni tidak mempengaruhi kesetimbangan karena penambahan ini tidak

mengubah konsentrasi sebab jarak antar partikel dalam padatan dan cairan adalah tetap.

Sedangkan penambahan komponen yang berupa larutan atau gas akan berpengaruh pada kerapatan antar partikel dalam campuran.

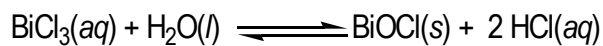
Jika suatu komponen gas atau larutan ditambah, maka konsentrasi akan meningkat sehingga sistem bereaksi untuk mengurangi konsentrasi.

Komponen padat atau cairan murni tidak menggeser kesetimbangan.

Catatan khusus :

Dalam sistem larutan (dengan pelarut air), penambahan air dalam jumlah yang signifikan dapat juga berarti memperbesar volume, sehingga kesetimbangan akan bergeser ke ruas yang jumlah koefisiennya terbesar.

Contoh :



Penambahan air (memperbesar volume), menyebabkan kesetimbangan bergeser ke kanan (ke arah yang jumlah koefisiennya lebih besar; koefisien kanan = 2, koefisien kiri = 1).

4. Pengaruh Suhu

- Jika suhu dinaikkan, kesetimbangan akan bergeser ke arah reaksi endoterm.
- Jika suhu diturunkan, kesetimbangan akan bergeser ke arah reaksi eksoterm.

Reaksi Endoterm		Reaksi Eksoterm	
Suhu Dinaikkan	Suhu Diturunkan	Suhu Dinaikkan	Suhu Diturunkan
Reaksi Bergeser ke Kanan	Reaksi Bergeser ke Kiri	Reaksi Bergeser ke Kiri	Reaksi Bergeser ke Kanan
Harga Kc Bertambah	Harga Kc Berkurang	Harga Kc Berkurang	Harga Kc Bertambah

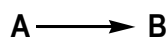
5. Pengaruh Katalis

Keberadaan katalis dalam reaksi kesetimbangan tidak mengakibatkan terjadinya pergeseran kesetimbangan, namun hanya mempercepat tercapainya keadaan yang setimbang.

BAB VII. KINETIKA KIMIA

1. Pengertian Laju Reaksi

- Laju reaksi adalah berkurangnya jumlah konsentrasi pereaksi untuk setiap satuan waktu **atau** bertambahnya jumlah konsentrasi hasil reaksi untuk setiap satuan waktu.
- Dinyatakan dengan satuan *molaritas per detik* (M / detik atau mol / L.detik).
- Misalnya pada reaksi :



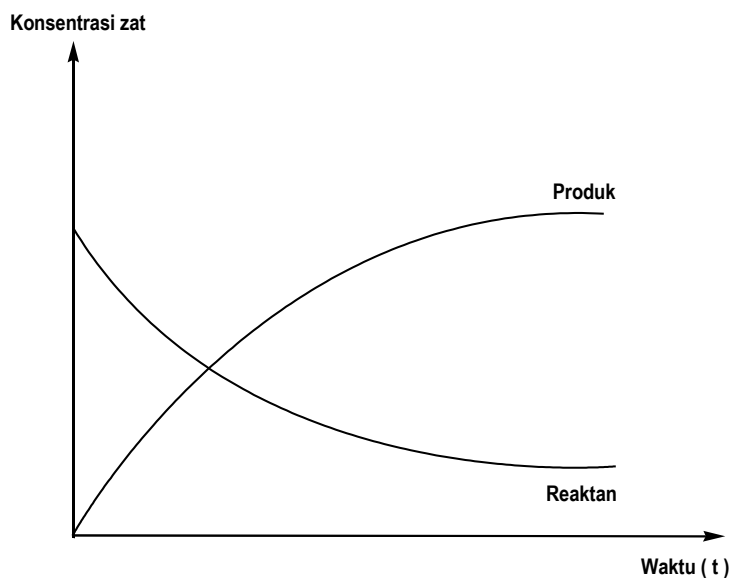
maka :

$$\text{Laju reaksi (} v \text{)} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \text{ atau } v = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Keterangan :

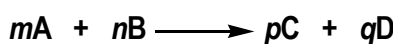
Tanda (-) pada $\Delta[A]$ menunjukkan bahwa konsentrasi zat A berkurang, sedangkan tanda (+) pada $\Delta[B]$ menunjukkan bahwa konsentrasi zat B bertambah.

Secara umum dapat digambarkan :



2. Stoikiometri Laju Reaksi

Pada persamaan reaksi :



Secara umum dapat dituliskan :

$$\text{Laju reaksi} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

$$\text{Laju pengurangan B} = \frac{n}{m} \times \text{laju berkurangnya A}$$

$$\text{Laju penambahan C} = \frac{p}{m} \times \text{laju berkurangnya A}$$

$$\text{Laju penambahan D} = \frac{q}{m} \times \text{laju berkurangnya A}$$

atau :

$$\text{Laju reaksi} = - \text{laju berkurangnya A}$$

$$= -\frac{m}{n} \times \text{laju berkurangnya B}$$

$$= \frac{m}{p} \times \text{laju penambahan C}$$

$$= \frac{m}{q} \times \text{laju penambahan D}$$

Jika dituliskan dalam persamaan matematika :

$$\text{Laju pengurangan A} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

Sehingga :

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{m}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{m}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{m}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

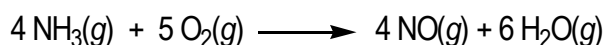
❖ **Catatan :**

Perbandingan laju reaksi zat-zat sesuai dengan perbandingan koefisien reaksinya :

$$v_A : v_B : v_C : v_D = m : n : p : q$$

Contoh soal :

Tuliskan persamaan laju reaksi untuk reaksi berikut ini :



Jawaban :

$$\text{Laju reaksi (} v \text{)} = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = +\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = +\frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

3. Laju Reaksi Rerata dan Laju Reaksi Sesaat

- ✓ Laju reaksi rerata adalah laju reaksi untuk selang waktu tertentu.

Dirumuskan :

$$v = - \frac{\Delta[\text{pereaksi}]}{\Delta t} = + \frac{\Delta[\text{hasil reaksi}]}{\Delta t}$$

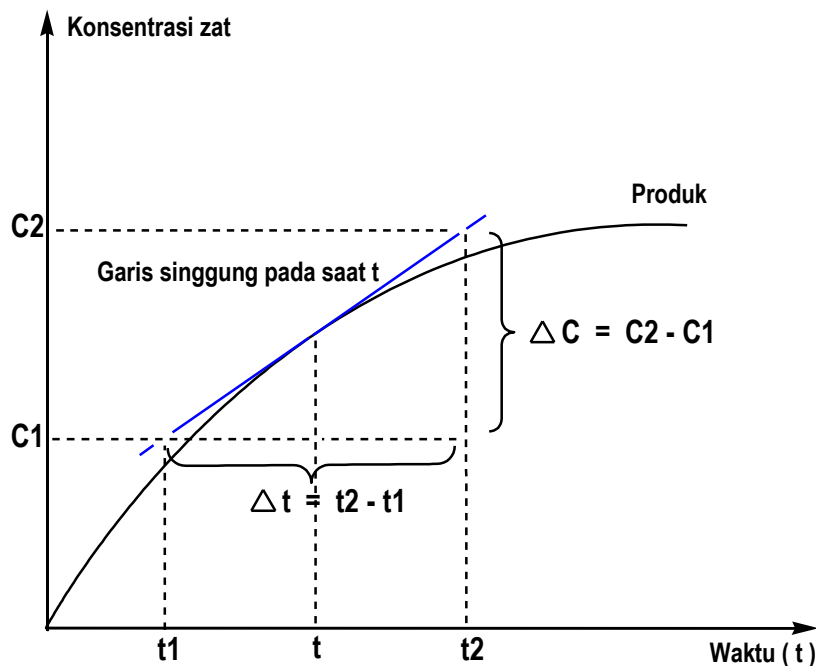
- ✓ Laju reaksi sesaat adalah laju reaksi pada saat waktu tertentu.

Biasanya ditentukan dengan menggunakan grafik yang menyatakan hubungan antara waktu reaksi (sumbu x) dengan konsentrasi zat (sumbu y).

Besarnya laju reaksi sesaat = kemiringan (gradien) garis singgung pada saat t tersebut.

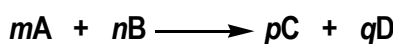
Langkah-langkah menentukan laju reaksi sesaat :

- Lukislah garis singgung pada saat t!
- Lukislah segitiga untuk menentukan gradien (kemiringan)!
- Laju reaksi sesaat = gradien garis singgung $\left(\frac{y}{x} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \right)$



4. Persamaan Laju Reaksi

Secara umum, laju reaksi dapat dinyatakan dengan rumus :



$$v = k.[A]^x [B]^y$$

Keterangan :

v = laju reaksi

k = konstanta laju reaksi (nilainya tergantung pada jenis reaktan, suhu dan katalis)

x = orde atau tingkat reaksi terhadap reaktan A

y = orde atau tingkat reaksi terhadap reaktan B

x + y = orde atau tingkat reaksi total / keseluruhan

Harga k akan berubah jika suhu berubah. Kenaikan suhu dan penggunaan katalis umumnya akan memperbesar harga k.

Catatan penting :

- Orde reaksi ditentukan melalui percobaan dan tidak ada kaitannya dengan koefisien reaksi.
- Hukum laju reaksi menyatakan bahwa : “ pada umumnya laju reaksi tergantung pada konsentrasi awal dari zat-zat reaktan. “

5. Makna Orde Reaksi

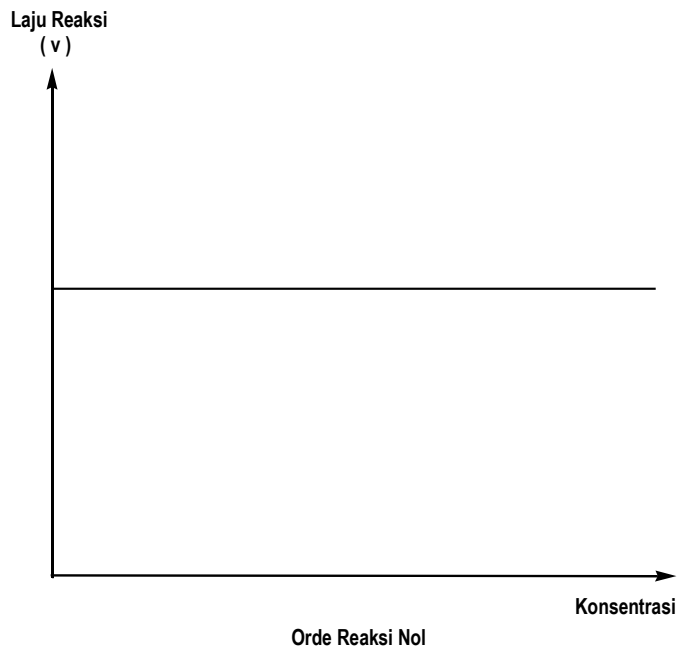
“ Orde reaksi menyatakan besarnya pengaruh konsentrasi reaktan terhadap laju reaksi. ”

a.Orde reaksi nol.

Reaksi dikatakan ber'orde nol terhadap salah satu reaktan, jika perubahan konsentrasi reaktan tersebut tidak mempengaruhi laju reaksi. Artinya, asalkan terdapat dalam jumlah tertentu; perubahan konsentrasi reaktan itu tidak mempengaruhi laju reaksi.

Besarnya laju reaksi hanya dipengaruhi oleh besarnya konstanta laju reaksi (k).

$$v = k.[X]^0 = k$$

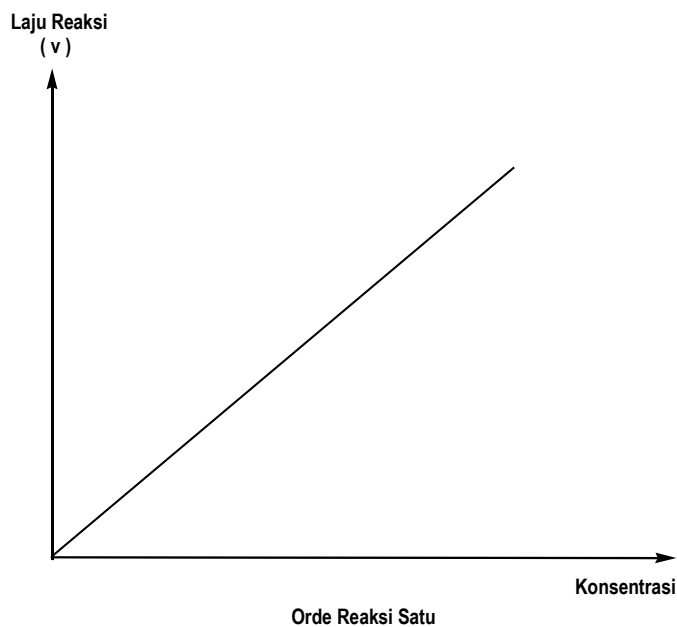


b. Orde reaksi satu.

Suatu reaksi dikatakan ber'orde satu terhadap salah satu reaktan, jika laju reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi reaktan itu.

Jika konsentrasi reaktan itu dilipat-tigakan maka laju reaksinya akan menjadi 3^1 atau **3 kali** lebih besar.

$$v = k.[X]^1 = k.[X]$$

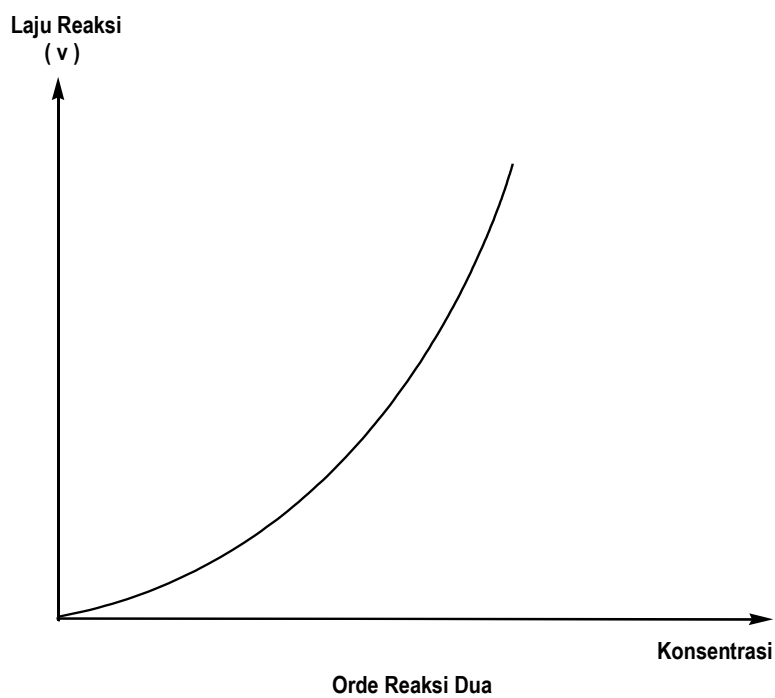


c. Orde reaksi dua.

Suatu reaksi dikatakan ber'orde dua terhadap salah satu reaktan, jika laju reaksi merupakan pangkat dua dari konsentrasi reaktan itu.

Jika konsentrasi reaktan itu dilipat-tigakan, maka laju reaksi akan menjadi 3^2 atau **9 kali** lebih besar.

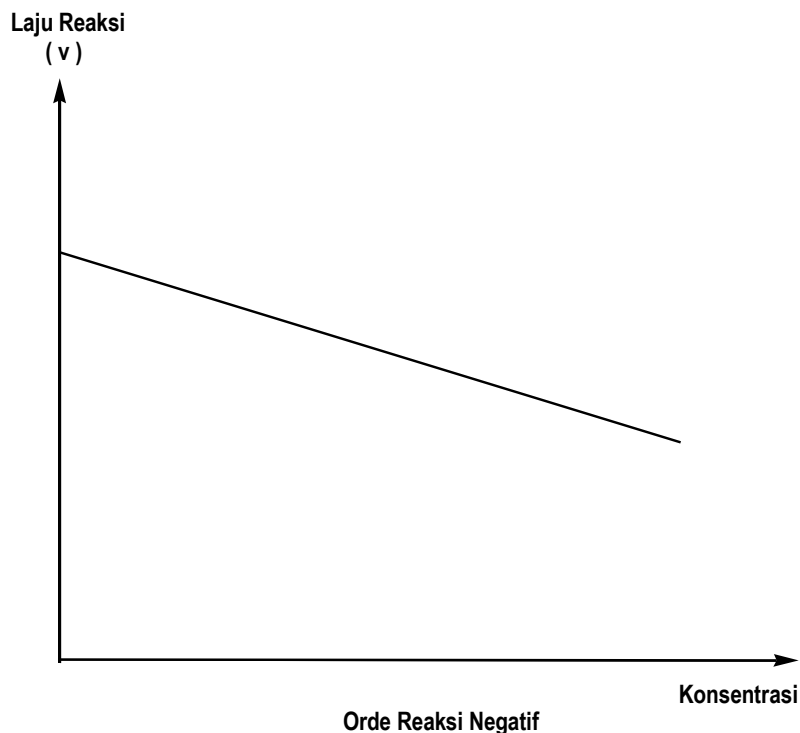
$$v = k.[X]^2$$



d. Orde reaksi negatif.

Suatu reaksi ber'orde negatif, jika laju reaksi berbanding terbalik dengan konsentrasi reaktan tersebut.

Jika konsentrasi reaktan itu diperbesar, maka laju reaksi akan semakin kecil.



6. Menentukan Persamaan Laju Reaksi

Persamaan laju reaksi tidak dapat diturunkan dari stoikiometri reaksi, tetapi ditentukan melalui percobaan.

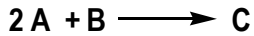
Salah 1 cara menentukan persamaan laju reaksi adalah dengan **metode laju awal**. Menurut cara ini, laju reaksi diukur pada awal reaksi dengan konsentrasi yang berbeda-beda.

Pada penentuan laju reaksi seperti ini, ada beberapa variabel yang digunakan yaitu :

- Variabel tetap (kontrol) = variabel yang tidak diubah-ubah / dipertahankan sama (= konsentrasi salah 1 reaktan).
- Variabel bebas (manipulasi) = variabel yang sengaja diubah-ubah untuk memperoleh hubungan antara suatu besaran dengan besaran lain (= konsentrasi salah 1 reaktan).
- Variabel terikat = variabel yang dipengaruhi oleh variabel bebas (variabel terikatnya yaitu laju reaksi).

Contoh :

Pada reaksi :



diperoleh data :

No	[A] Molar	[B] Molar	v(M / s)
1	0,2	0,2	0,02
2	0,2	0,4	0,04
3	0,4	0,4	0,16

Tentukan orde reaksi total dan persamaan laju reaksinya!

Jawaban :

Misalnya orde reaksi terhadap A = **m**; dan orde reaksi terhadap B = **n**.

- Orde reaksi terhadap A ditentukan dengan membandingkan data [B] yang sama, yaitu data ke-2 dan 3.

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{k \cdot [A]^m \cdot [B]^n}{k \cdot [A]^m \cdot [B]^n}$$

$$\frac{0,16}{0,04} = \frac{k \cdot [0,4]^m \cdot [0,4]^n}{k \cdot [0,2]^m \cdot [0,4]^n}$$

$$4 = [2]^m$$

$$\mathbf{m = 2}$$

- Orde reaksi terhadap B ditentukan dengan membandingkan data [A] yang sama, yaitu data ke-1 dan 2.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot [A]^m \cdot [B]^n}{k \cdot [A]^m \cdot [B]^n}$$

$$\frac{0,04}{0,02} = \frac{k \cdot [0,2]^m \cdot [0,4]^n}{k \cdot [0,2]^m \cdot [0,2]^n}$$

$$2 = [2]^n$$

$$\mathbf{n = 1}$$

Jadi, orde reaksi terhadap A (**m**) = 2 dan orde reaksi terhadap B (**n**) = 1.

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

Persamaan laju reaksinya :

$$v = k.[A]^2.[B]^1 = k.[A]^2.[B]$$

- Untuk menghitung nilai k, dapat diambil dari salah 1 data yang ada (data ke-1).

$$v = k.[A]^2.[B]$$

$$k = \frac{v}{[A]^2.[B]} = \frac{0,02}{[0,2]^2.[0,2]}$$

$$k = \frac{0,02M / s}{[0,04]M^2.[0,2]M} = \frac{0,02M / s}{0,008M^3}$$

$$k = 2,5M^{-2} .s^{-1}$$

- Jadi persamaan laju reaksinya : $v = 2,5.[A]^2.[B]$

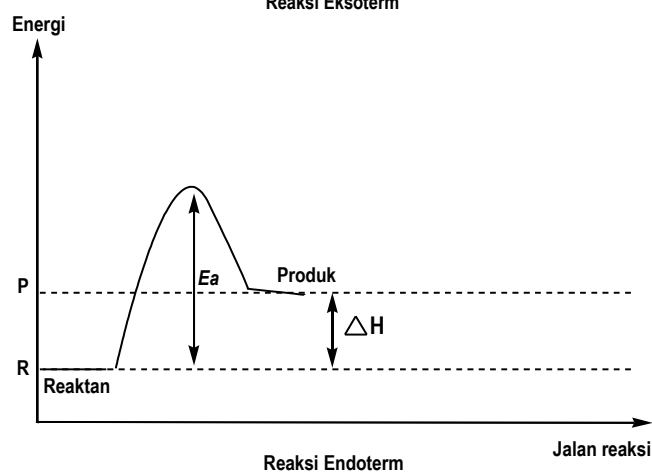
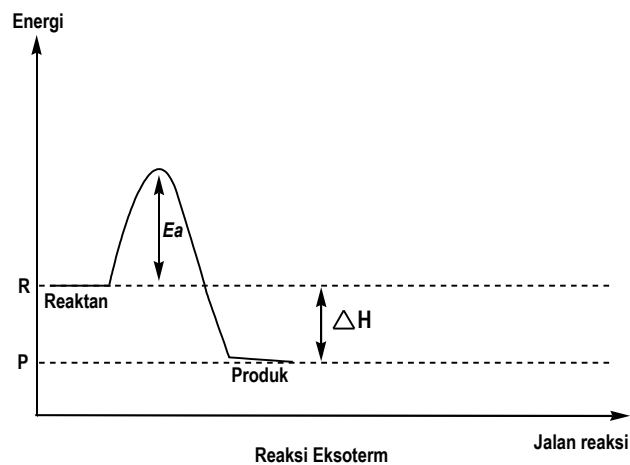
7. Teori Tumbukan

- Suatu zat dapat bereaksi dengan zat lain jika partikel-partikelnya saling bertumbukan. Tumbukan yang terjadi akan menghasilkan energi untuk memulai terjadinya reaksi.
- Terjadinya tumbukan tersebut disebabkan karena partikel-partikel zat selalu bergerak dengan arah yang tidak teratur.
- Tumbukan antar partikel yang bereaksi tidak selalu menghasilkan reaksi. Hanya tumbukan yang menghasilkan energi yang cukup serta arah tumbukan yang tepat, yang dapat menghasilkan reaksi. Tumbukan seperti ini disebut tumbukan yang efektif.

Jadi, laju reaksi tergantung pada 3 hal :

- a. Frekuensi tumbukan
- b. Energi partikel reaktan
- c. Arah tumbukan

- Energi minimum yang harus dimiliki oleh partikel reaktan, sehingga menghasilkan tumbukan yang efektif disebut **energi pengaktifan atau energi aktivasi (E_a)**.
- Semua reaksi, baik eksoterm maupun endoterm memerlukan **E_a** . Reaksi yang dapat berlangsung pada suhu rendah berarti memiliki E_a yang rendah. Sebaliknya, reaksi yang dapat berlangsung pada suhu yang tinggi, berarti memiliki E_a yang tinggi.
- E_a ditafsirkan sebagai energi penghalang (*barrier*) antara reaktan dengan produk. Reaktan harus didorong agar dapat melewati energi penghalang tersebut sehingga dapat berubah menjadi produk.



8. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Besarnya laju reaksi dipengaruhi oleh :

a. Luas Permukaan Bidang Sentuh.

- Pada reaksi heterogen (reaksi yang fase reaktannya tidak sama), misalnya logam Zn dengan larutan HCl; laju reaksi selain dipengaruhi oleh konsentrasi larutan HCl, juga dipengaruhi oleh kondisi logam Zn tersebut.
- Dalam jumlah (massa) yang sama; butiran logam Zn akan bereaksi lebih lambat daripada serbuk Zn.
- Reaksi akan terjadi antara molekul-molekul HCl dengan atom-atom Zn yang bersentuhan langsung dengan HCl.
- Pada butiran Zn, atom-atom Zn yang bersentuhan langsung dengan HCl lebih sedikit daripada serbuk Zn sebab atom-atom Zn yang bersentuhan hanya atom Zn yang ada di permukaan butiran.
- Jika butiran Zn tersebut dihaluskan menjadi serbuk, maka atom-atom Zn yang semula ada di bagian dalam akan berada di bagian permukaan dan terdapat lebih banyak atom Zn yang secara bersamaan bereaksi dengan larutan HCl.
- Semakin luas permukaan bidang sentuh zat padat, semakin banyak tempat terjadinya tumbukan antar partikel zat yang bereaksi sehingga laju reaksi akan semakin meningkat juga.

b. Konsentrasi Reaktan.

- Pengaruh konsentrasi reaktan terhadap laju reaksi dapat dijelaskan dengan menggunakan teori tumbukan.
- Semakin tinggi konsentrasinya berarti semakin banyak molekul dalam setiap satuan luas ruangan; dengan demikian tumbukan antar molekul akan semakin sering terjadi.
- Semakin banyak tumbukan yang terjadi, berarti kemungkinan untuk menghasilkan tumbukan yang efektif akan semakin besar sehingga reaksi berlangsung lebih cepat.

c. Tekanan.

- Pada reaksi yang reaktannya berwujud gas, peningkatan tekanan dapat meningkatkan laju reaksi. Jika tekanan meningkat, maka volumenya akan berkurang sehingga konsentrasi gas akan meningkat (konsentrasi berbanding terbalik dengan volume; $M = \frac{n}{V}$).
- Jika volumenya berkurang, maka memungkinkan bertambahnya jumlah tumbukan yang terjadi karena setiap molekul menjadi lebih berdekatan jaraknya.

d. Suhu.

- Pada umumnya, suhu yang semakin tinggi akan semakin mempercepat reaksi. Meningkatnya suhu akan memperbesar energi kinetik molekul reaktan.
- Oleh karena itu, gerakan antar molekul reaktan akan semakin acak sehingga kemungkinan terjadinya tumbukan antar molekul akan semakin besar.
- Akibatnya tumbukan yang efektif akan mudah tercapai dan energi aktivasi akan mudah terlampaui.
- Bila pada setiap kenaikan ΔT °C suatu reaksi berlangsung n kali lebih cepat, maka laju reaksi pada T_2 ($= v_2$) bila dibandingkan dengan laju reaksi pada T_1 ($= v_1$) dapat dirumuskan :

$$v_2 = v_1 \cdot (n)^{(T_2 - T_1) / \Delta T}$$

Keterangan :

T_1 = suhu awal

T_2 = suhu akhir

V_1 = laju reaksi awal (saat T_1)

V_2 = laju reaksi akhir (saat T_2)

ΔT = besarnya kenaikan suhu

n = kelipatan cepatnya laju reaksi

Contoh :

Laju suatu reaksi menjadi 2 kali lebih cepat pada setiap kenaikan suhu 10 °C. Bila pada suhu 20 °C reaksi berlangsung dengan laju reaksi $2 \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$. Berapa laju reaksi pada suhu 50 °C?

Jawaban :

$$v_{50} = v_{20} \cdot (2)^{(50 - 20) / 10}$$

$$v_{50} = (2 \times 10^{-3}) \cdot (2)^3 = 1,6 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}$$

- Jika yang dibandingkan adalah besaran waktu (t) maka :

$$t_2 = t_1 \cdot \left(\frac{1}{n} \right)^{(T_2 - T_1) / \Delta T}$$

Keterangan :

T1 = suhu awal

T2 = suhu akhir

t₁ = waktu awal (saat T1)

t₂ = waktu akhir (saat T2)

ΔT = besarnya kenaikan suhu

n = kelipatan cepatnya laju reaksi

e. Katalis.

- **Katalis** adalah suatu zat yang dapat mempercepat laju reaksi, tanpa dirinya mengalami perubahan yang kekal sehingga pada akhir reaksi zat tersebut dapat diperoleh kembali.
- Suatu katalis mungkin dapat terlibat dalam proses reaksi atau mengalami perubahan selama reaksi berlangsung, tetapi setelah reaksi itu selesai maka katalis akan diperoleh kembali dalam jumlah yang sama.
- Katalis dapat mempercepat reaksi dengan cara mengubah jalannya reaksi. Jalur reaksi yang ditempuh tersebut mempunyai energi aktivasi (E_a) yang lebih rendah daripada jalur reaksi yang ditempuh tanpa katalis.
- Artinya : *katalis berperan untuk menurunkan energi aktivasi (E_a)*.

Jenis-jenis katalis yaitu :

- ❖ **Katalis Homogen.**

Adalah katalis yang wujudnya sama dengan wujud reaktannya.

Dalam reaksi kimia, katalis homogen berfungsi sebagai zat perantara (fasilitator).

Contohnya :

- Katalis gas NO_2 pada pembuatan gas SO_3 .
- Katalis gas Cl_2 pada penguraian N_2O

❖ **Katalis Heterogen.**

Adalah katalis yang wujudnya berbeda dengan wujud reaktannya.

Reaksi zat-zat yang melibatkan katalis jenis ini, berlangsung pada permukaan katalis tersebut.

Contohnya :

- Katalis logam Ni pada reaksi hidrogenasi etena (C_2H_4).
- Katalis logam Rodium atau Iridium pada proses pembuatan asam etanoat.
- Katalis logam Ni pada proses pembuatan mentega.
- Katalis logam V_2O_5 pada reaksi pembuatan asam sulfat (Proses Kontak).
- Katalis logam Fe pada reaksi pembuatan amonia (proses *Haber-Bosch*)

❖ **Biokatalis (enzim).**

- Adalah katalis yang dapat mempercepat reaksi-reaksi kimia dalam tubuh makhluk hidup.
- Mekanisme kerjanya dengan metode “*kunci dan gembok*” atau “*lock and key*” yang dipopulerkan oleh *Emil Fischer*.

▪ **Contohnya :**

Enzim *amilase* = membantu menghidrolisis amilum menjadi maltosa.

Enzim *katalase* = menguraikan H_2O_2 menjadi O_2 dan H_2O

Enzim *lipase* = menguraikan lipid menjadi gliserol dan asam lemak.

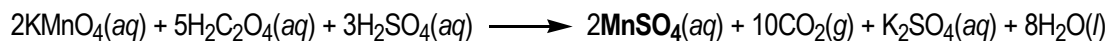
❖ **Autokatalis.**

Adalah zat hasil reaksi yang berfungsi sebagai katalis. Artinya, produk reaksi yang terbentuk akan mempercepat reaksi kimia.

Contohnya :

Reaksi antara kalium permanganat (KMnO_4) dengan asam oksalat ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) salah satu hasil reaksinya berupa senyawa mangan sulfat (MnSO_4).

Semakin lama, laju reaksinya akan semakin cepat karena MnSO_4 yang terbentuk berfungsi sebagai katalis.



Ada 2 cara yang dilakukan katalis dalam mempercepat reaksi yaitu :

1. Pembentukan senyawa antara (senyawa kompleks teraktivasi).

- Pada umumnya reaksi akan berlangsung lambat jika energi aktivasi reaksi tersebut terlalu tinggi. Agar reaksi dapat berlangsung dengan lebih cepat, maka dapat dilakukan dengan cara menurunkan energi aktivasinya.
- Untuk menurunkan energi aktivasi dapat dilakukan dengan mencari senyawa antara (transisi) lain yang mempunyai energi aktivasi lebih rendah.
- Fungsi katalis dalam hal ini adalah mengubah jalannya reaksi sehingga diperoleh senyawa antara yang energinya lebih rendah.
- Katalis yang bekerja dengan metode ini adalah jenis **katalis homogen** (= katalis yang mempunyai fase yang sama dengan fase reaktan yang dikatalis).

Contoh :

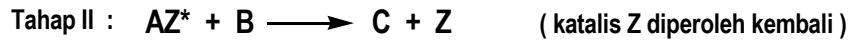
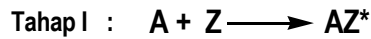
$\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$, berlangsung melalui 2 tahapan yaitu :

Tahap I : $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{AB}^*$

Tahap II : $\text{AB}^* \longrightarrow \text{C}$

AB^* = senyawa antara (senyawa kompleks teraktivasi)

- Jika ke dalam reaksi tersebut ditambahkan katalis **Z** maka tahapan reaksinya menjadi :



AZ^* = senyawa antara (senyawa kompleks teraktivasi) yang terbentuk oleh katalis

2. Adsorpsi.

- ❖ Proses katalisis dengan cara adsorpsi umumnya dilakukan oleh katalis heterogen.
- ❖ Pada proses adsorpsi, molekul-molekul reaktan akan teradsorpsi (terserap) pada permukaan katalis. Akibatnya molekul-molekul reaktan tersebut akan terkonsentrasi pada permukaan katalis sehingga dapat mempercepat reaksi.
- ❖ Kemungkinan lain, antar molekul yang bereaksi tersebut akan terjadi gaya tarik sehingga menyebabkan molekul-molekul tersebut menjadi reaktif.
- ❖ Agar katalisis berlangsung efektif, katalis tidak boleh mengadsorpsi zat hasil reaksi. Bila zat hasil reaksi atau pengotor teradsorpsi dengan kuat oleh katalis, maka menyebabkan permukaan katalis menjadi tidak aktif. Keadaan seperti ini disebut katalis telah teracuni dan akan menghambat terjadinya reaksi.