



KELAS 11

KIMIA

Membangun Fondasi Ilmiah yang Kuat:

Buku Pengangan Kimia untuk Siswa Kelas 11

Daftar Isi

BAB 1: PERHITUNGAN KIMIA	5
1. Dinamika Pereaksi Pembatas: Penentu Hasil Akhir Reaksi	7
2. Menghitung Rendemen (Yields): Langkah Awal Menuju Keberhasilan Laboratorium	12
3. Air Kristal dan Rahasia Keindahan Molekul Terhidrasi	15
4. Penentuan Kadar Zat: Teknik untuk Mengungkap Komposisi Bahan	16
Rangkuman	18
Latihan Soal	19
Referensi	21
BAB 2: HARMONI STRUKTUR ATOM, TATANAN PERIODIK UNSUR, DAN IKATAN KIMIA ..	22
1. Mekanika Gelombang: Revolusi dalam Pemahaman Struktur Atom	24
2. Korelasi Konfigurasi Elektron dan Sistem Periodik Unsur	39
3. Keunikan Sifat Unsur dalam Harmoni Sistem Periodik	41
4. Ikatan Kimia: Fondasi Interaksi Antaratom dan Molekul	46
Rangkuman	55
Latihan Soal	56
Referensi	58
BAB 3: HIDROKARBON	59
1. Senyawa Organik dan Anorganik	61
2. Mengenal Sumber dan Ciri Khas Senyawa Karbon	62
3. Peran Atom Karbon dalam Merangkai Struktur Molekul	65
4. Hidrokarbon: Dari Alkana hingga Alkuna	67
5. Hidrokarbon dan Perannya dalam Membentuk Dunia Kita	89
6. Minyak Bumi	93
Rangkuman	99
Latihan Soal	100
Referensi	103
BAB 4: MENGENAL DUNIA TERMOKIMIA	104
1. Sistem Kimia dan Lingkungan	106
2. Entalpi dan Perubahan Entalpi	109
3. Reaksi Eksoterm dan Endoterm	110
4. Perubahan Entalpi, Reaksi Eksoterm, dan Reaksi Endoterm	113

5. Persamaan Termokimia	115
6. Perubahan Entalpi Standar	119
7. Penentuan dan Pengukuran Perubahan Entalpi	121
8. Energi Ikatan	125
9. Bahan Bakar Fosil, Perubahan Iklim, dan Pemanasan Global	127
Rangkuman	131
Latihan Soal	132
Referensi	135
BAB 5: LAJU REAKSI	136
1. Mengurai Konsep Laju Reaksi	138
2. Hukum Laju Reaksi	141
3. Faktor-Faktor yang Berpengaruh terhadap Laju Reaksi	145
Rangkuman	155
Latihan Soal	156
Referensi	158
BAB 6: KESETIMBANGAN KIMIA	159
1. Reaksi Dua Arah dan Prinsip Kesetimbangan Kimia	161
2. Hukum Kesetimbangan Tetapan Kesetimbangan (K)	164
3. Kesetimbangan Disosiasi dan Derajat Disosiasi	171
4. Pergeseran Kesetimbangan	173
5. Aplikasi Kesetimbangan Kimia di Industri Sehari-Hari	181
Rangkuman	184
Latihan Soal	185
Referensi	187
BAB 7: LARUTAN ELEKTROLIT DAN ASAM-BASA	188
1. Larutan Elektrolit dan Nonelektrolit	190
2. Asam dan Basa	194
3. Kesetimbangan Ion dalam Larutan Asam dan Basa	202
4. Derajat Keasaman (pH)	207
5. Reaksi Netralisasi Asam dan Basa	212
Rangkuman	216
Latihan Soal	217

Referensi.....	219
BAB 8: HIDROLISIS GARAM	220
1. Jenis Garam dan Reaksi Hidrolisis	221
2. Nilai pH Larutan Garam.....	232
Rangkuman	236
Latihan Soal	237
Referensi.....	239
BAB 9: LARUTAN PENYANGGA	240
1. Komponen Larutan Penyangga	242
2. Nilai pH Larutan Penyangga.....	247
3. Cara Kerja dan Prinsip Larutan Penyangga.....	250
4. Aplikasi Larutan Penyangga di Kehidupan Sehari-Hari	252
5. Titrasi Asam-Basa	257
Rangkuman	266
Latihan Soal	267
Referensi.....	269
BAB 10: KELARUTAN DAN HASIL KALI KELARUTAN.....	270
1. Konsep Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan	272
2. Makna Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})	278
3. Hubungan Ion Senama dengan Kelarutan Senyawa.....	285
Rangkuman	288
Latihan Soal	289
Referensi.....	291
BAB 11: SISTEM KOLOID	292
1. Sistem Dispersi.....	293
2. Koloid	297
3. Sifat-Sifat Koloid	299
4. Pembuatan Koloid	306
Rangkuman	309
Latihan Soal	310
Referensi.....	312

BAB 1:

PERHITUNGAN KIMIA

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Kolaboratif, dan Kreatif.

Kata Kunci: Stoikiometri, Kesetaraan reaksi, Mol zat, Perhitungan kimia, Aplikasi sehari-hari, Efisiensi bahan bakar, Pengelolaan limbah, Ekonomi atom, Efisiensi reaksi industri.

Tujuan Pembelajaran: Memahami Perhitungan Kimia Sebagai Kunci Analisis Reaksi

1. Memahami Keterkaitan Antara Persamaan Reaksi Setara Dengan Jumlah Zat Yang Terlibat Dalam Reaksi Kimia

- ▷ Memahami konsep kesetaraan dalam persamaan kimia.
- ▷ Menjelaskan hubungan antara koefisien dalam persamaan reaksi dengan jumlah mol masing-masing zat.
- ▷ Menggunakan perhitungan stoikiometri untuk menentukan jumlah mol pereaksi atau produk berdasarkan persamaan reaksi.

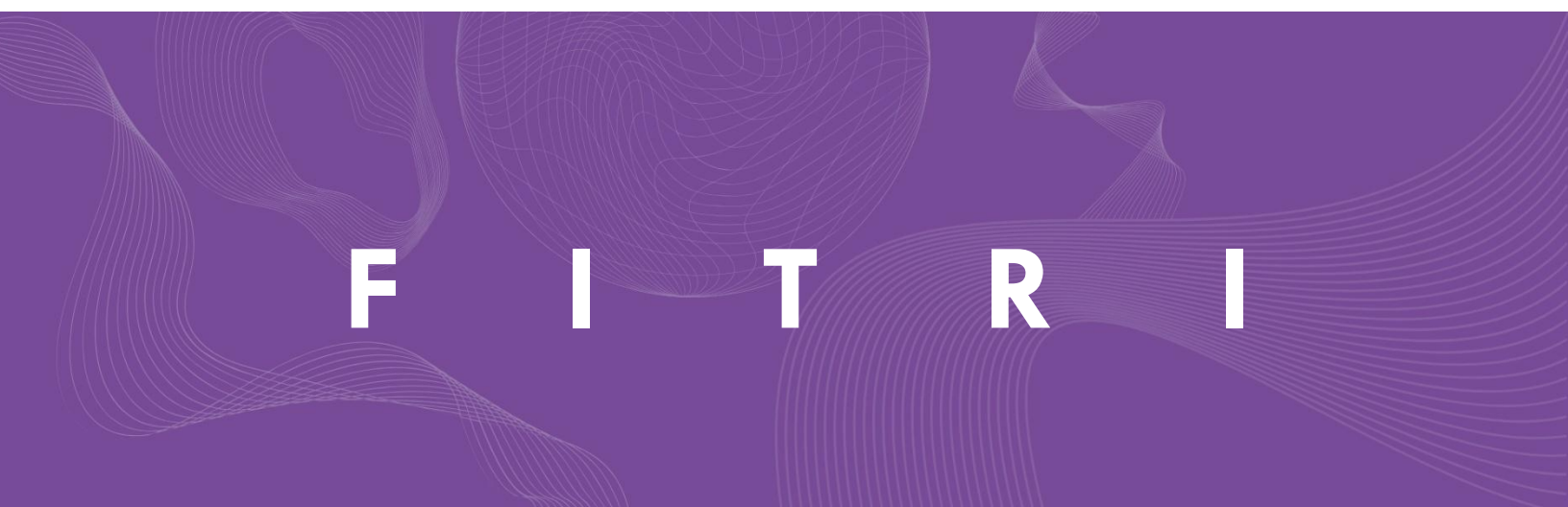
2. Menggunakan Perhitungan Kimia Untuk Menyelesaikan Berbagai Permasalahan Dalam Kehidupan Sehari-Hari

- ▷ Mengidentifikasi masalah dalam kehidupan sehari-hari yang dapat diselesaikan dengan perhitungan kimia.

- ▷ Melakukan perhitungan kimia sederhana untuk menyelesaikan kasus nyata seperti efisiensi bahan bakar atau pengelolaan limbah.
- ▷ Menginterpretasi hasil perhitungan kimia untuk pengambilan keputusan yang lebih baik di kehidupan sehari-hari.

3. Mengaplikasikan Prinsip Ekonomi Atom Dalam Perhitungan Kimia Untuk Meningkatkan Efisiensi Proses Industri

- ▷ Memahami konsep ekonomi atom sebagai ukuran efisiensi reaksi kimia.
- ▷ Menganalisis proses produksi industri dengan mempertimbangkan ekonomi atom untuk mendukung keberlanjutan lingkungan.
- ▷ Menghitung efisiensi atom dalam reaksi kimia industri untuk meminimalkan limbah.



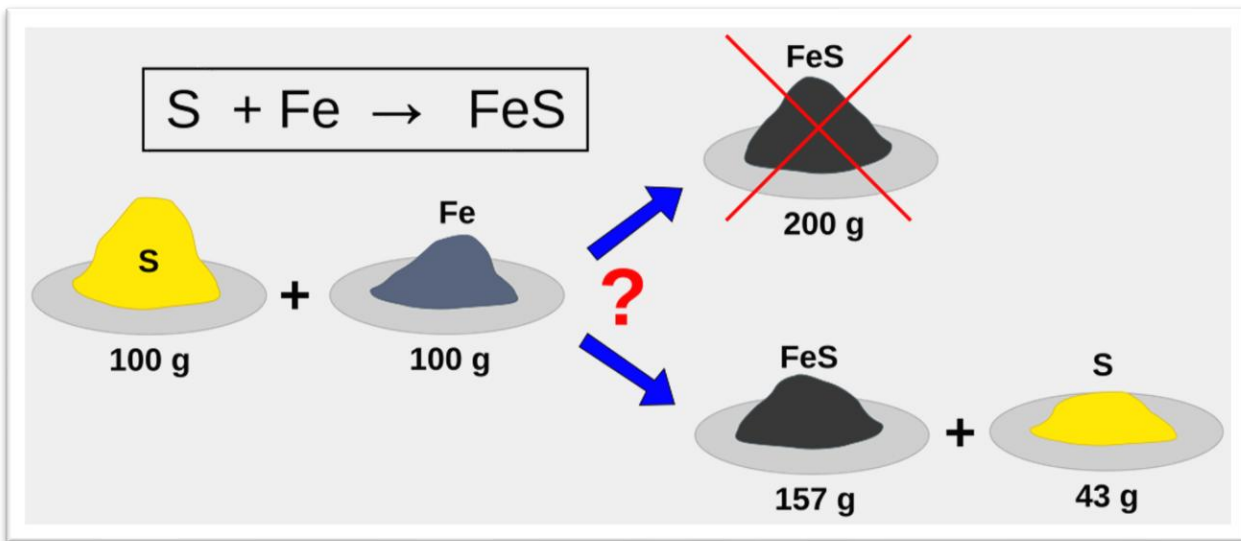
F I T R I



1. Dinamika Perekasi Pembatas: Penentu Hasil Akhir Reaksi

Dalam dunia kimia, reaksi kimia adalah inti dari berbagai fenomena alam dan proses industri. Agar reaksi kimia dapat dianalisis secara kuantitatif, diperlukan pemahaman tentang peran setiap zat yang terlibat. Salah satu konsep fundamental yang menjadi kunci dalam analisis ini adalah pereaksi pembatas (*limiting reagent*).

Melalui konsep pereaksi pembatas, kita dapat mengoptimalkan penggunaan bahan, menekan biaya produksi, dan mengurangi dampak lingkungan. Oleh karena itu, pemahaman tentang pereaksi pembatas adalah langkah awal yang esensial dalam penguasaan perhitungan kimia.



Ilustrasi Perekasi Pembatas – wikipedia

Pengertian Perekasi Pembatas dan Cara Menentukannya

Perekasi pembatas (*limiting reagent*) adalah zat pereaksi dalam suatu reaksi kimia yang habis terlebih dahulu, sehingga menghentikan reaksi dan menentukan jumlah maksimum produk yang dapat dihasilkan. Karena jumlah produk dalam reaksi kimia selalu bergantung pada jumlah pereaksi yang habis, pereaksi pembatas menjadi faktor kunci dalam menentukan efisiensi reaksi.

A. Cara Menentukan Perekasi Pembatas

1) Setarakan Persamaan Reaksi

Tuliskan persamaan reaksi dengan jumlah atom di sisi pereaksi dan produk yang seimbang.

2) Hitung Jumlah Mol Setiap Pereaksi

- ▷ Jika diketahui massa zat, maka mol (n) = gram : Ar atau Mr
- ▷ Jika diketahui volume gas pada STP, maka mol (n) = volume gas (liter) : 22.4 liter/mol
- ▷ Jika diketahui konsentrasi larutan, maka mol (n) = konsentrasi larutan (M) x volume larutan dalam Liter (V)

3) Bandingkan Jumlah Mol dengan Koefisien Stoikiometri

- ▷ Gunakan perbandingan koefisien dari persamaan reaksi yang setara.
- ▷ Tentukan berapa mol yang dibutuhkan untuk setiap pereaksi berdasarkan koefisien.

4) Tentukan Pereaksi yang Habis Terlebih Dahulu

- ▷ Bandingkan jumlah mol tersedia dengan mol yang dibutuhkan.
- ▷ Zat yang habis terlebih dahulu adalah pereaksi pembatas, karena reaksi berhenti saat zat ini habis.

5) Hitung Jumlah Produk yang Dihasilkan

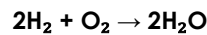
Berdasarkan jumlah mol pereaksi pembatas, hitung jumlah maksimum produk yang dapat dihasilkan menggunakan perbandingan koefisien.

B. Cara Menentukan Pereaksi Pembatas Menggunakan Perhitungan Stoikiometri

1) Setarakan Persamaan Reaksi

- ▷ Tuliskan persamaan reaksi kimia yang benar.
- ▷ Pastikan jumlah atom untuk setiap unsur di sisi pereaksi dan produk seimbang.

Contoh: Reaksi pembentukan air:



2) Hitung Jumlah Mol Setiap Pereaksi

- ▷ Jika diketahui massa:

$$\text{Jumlah mol} = \text{massa zat} \div \text{massa molar.}$$

- ▷ Jika diketahui volume gas (pada STP):

$$\text{Jumlah mol} = \text{volume gas} \div \text{volume molar (22,4 L/mol).}$$

- ▷ Jika diketahui konsentrasi larutan:

$$\text{Jumlah mol} = \text{konsentrasi (mol/L)} \times \text{volume larutan (L).}$$

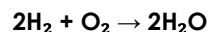
Contoh: Jika diberikan 4 gram H_2 dan 32 gram O_2

- ▷ Jumlah mol $\text{H}_2 = 4 \div 2 = 2 \text{ mol}$ (massa molar $\text{H}_2 = 2$).
- ▷ Jumlah mol $\text{O}_2 = 32 \div 32 = 1 \text{ mol}$ (massa molar $\text{O}_2 = 32$).

3) Bandingkan Jumlah Mol dengan Koefisien Stoikiometri

Gunakan perbandingan koefisien dalam persamaan reaksi untuk menentukan jumlah mol yang dibutuhkan:

- ▷ **Dari persamaan:**



Perbandingan $\text{H}_2 : \text{O}_2$ adalah 2 : 1.

- ▷ **Hitung kebutuhan O_2 berdasarkan jumlah H_2 :**

$$\text{Jumlah } \text{O}_2 \text{ yang dibutuhkan} = \text{jumlah mol } \text{H}_2 \div 2 = 2 \div 2 = 1 \text{ mol.}$$

- ▷ **Hitung kebutuhan H_2 berdasarkan jumlah O_2 :**

$$\text{Jumlah } \text{H}_2 \text{ yang dibutuhkan} = \text{jumlah mol } \text{O}_2 \times 2 = 1 \times 2 = 2 \text{ mol.}$$

4) Identifikasi Pereaksi Pembatas

Bandingkan jumlah mol tersedia dengan jumlah mol yang dibutuhkan:

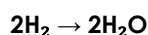
- ▷ Jika jumlah mol H_2 tersedia sama dengan yang dibutuhkan, H_2 akan habis.

- ▷ Jika jumlah mol O_2 tersedia lebih dari yang dibutuhkan, O_2 akan tersisa.
 - ▷ Kesimpulan: Zat yang habis terlebih dahulu adalah pereaksi pembatas.
- Contoh: Dalam kasus ini, H_2 adalah pereaksi pembatas karena akan habis terlebih dahulu.

5) Hitung Jumlah Produk yang Dihasilkan

Gunakan perbandingan stoikiometri untuk menentukan jumlah produk:

Dari persamaan:



Perbandingan $H_2 : H_2O$ adalah 1 : 1.

Jumlah H_2O yang dihasilkan = jumlah mol H_2 = 2 mol.



Tahukah Kamu?

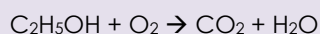
Fakta Mengisi Balon dengan Gas

- ▷ Reaksi baking soda ($NaHCO_3$) bereaksi dengan asam asetat (CH_3COOH), dihasilkan gas karbon dioksida (CO_2) yang mengembang dalam balon. Gas ini adalah hasil langsung dari pereaksi pembatas, biasanya baking soda atau cuka
- ▷ Jumlah gas karbon dioksida yang dihasilkan bergantung pada perbandingan baking soda dan cuka. Jika salah satu zat habis lebih dulu, reaksi berhenti, sehingga balon tidak akan mengembang lebih besar.
- ▷ Mengisi balon dengan reaksi kimia ini adalah cara murah dan aman untuk mempelajari konsep stoikiometri dan pereaksi pembatas. sekaligus menciptakan hiburan sederhana untuk anak-anak.



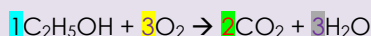
Contoh soal yang diketahui massa zat:

Sebuah peneliti menggunakan 10 gram etanol (C_2H_5OH) yang dibakar dalam 32 gram oksigen (O_2), menghasilkan CO_2 dan air. Diketahui Mr etanol = 46, Oksigen (O_2) = 32, dan CO_2 = 44. Reaksi diketahui:



Tentukan pereaksi pembatas, massa CO_2 yang terbentuk, pereaksi sisa dan massanya.

1) Menyetarakan Reaksi



2) Hitung Mol Pereaksi (Mula-Mula)

$$\triangleright \text{Mol Etanol} = \frac{g}{m_r} = \frac{10}{46} = 0.217 \text{ mol}$$

$$\triangleright \text{Mol } O_2 = \frac{g}{m_r} = \frac{32}{32} = 1 \text{ mol}$$

3) Tentukan Pereaksi Pembatas (Bereaksi)

$$\triangleright \text{Mol dari Etanol: Koefisien Etanol} = 0.217 : 1 = 0.217 \text{ mol}$$

▷ Mol O₂ : Koefisien O₂ = 1 : 3 = 0.333 mol

Yang menjadi pereaksi pembatas adalah yang hasil mol : koefisiennya lebih kecil, yang akan digunakan untuk menentukan reaksi dan sisa produk. Pereaksi pembatas disini adalah Etanol (C₂H₅OH), yang habis bereaksi terlebih dahulu.

4) Menghitung Massa CO₂ yang Terbentuk

▷ Hitung Mol CO₂ menggunakan perbandingan koefisien

▷ Koefisien CO₂ : koefisien kereaksi pembatas x mol mula - mula pereaksi pembatas

▷ 1 : 1 x 0.217 mol = 0.434 mol

▷ Massa (gram) = mol x Mr = 0.434 x 44 = 19.096 gram

5) Menghitung Pereaksi Sisa dan Massanya

▷ Hitung Mol O₂ menggunakan perbandingan koefisien

▷ Koefisien O₂ : koefisien pereaksi pembatas x mol mula - mula pereaksi pembatas

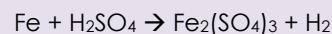
▷ 3 : 1 x 0.217 mol = 0.651 mol, ini adalah jumlah mol yang bereaksi.

▷ Mol O₂ mula-mula 1 mol, bereaksi 0.651 mol, maka sisanya adalah 1 – 0.651 mol = 0.349 mol

▷ Massa (gram) = 0.349 x Mr = 0.349 x 32 = 11.168

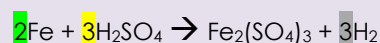
Contoh soal pada kondisi STP:

Sebanyak 11.2 gram logam Fe (Ar = 56), direaksikan dengan 0.4 mol larutan H₂SO₄ dan menghasilkan Fe₂(SO₄)₃ dan gas hydrogen menurut persamaan reaksi:



Volume gas hydrogen yang dihasilkan pada keadaan standar (STP) adalah:

1) Menyetarakan Reaksi



2) Hitung Mol Pereaksi (Mula-Mula)

▷ Mol Fe = $\frac{g}{m_r} = \frac{11.2}{56} = 0.2$ mol

▷ Mol H₂SO₄ sudah diketahui = 0.4 mol

3) Tentukan Pereaksi Pembatas (Bereaksi)

▷ Mol dari Fe: Koefisien Fe = 0.2 : 2 = 0.1 mol

▷ Mol dari H₂SO₄: Koefisien H₂SO₄ = 0.4 : 3 = 0.133 mol

Yang menjadi pereaksi pembatas adalah yang hasil mol : koefisiennya lebih kecil, yang akan digunakan untuk menentukan reaksi dan sisa produk. Pereaksi pembatas disini adalah Fe, yang habis bereaksi terlebih dahulu.

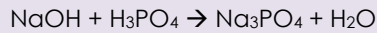
4) Menghitung Mol Hidrogen

▷ Hitung Mol H₂ menggunakan perbandingan koefisien

- ▷ Koefisien H_2 : koefisien pereaksi pembatas x mol mula-mula pereaksi pembatas
- ▷ $3 : 2 \times 0.2 = 0.3 \text{ mol}$
- ▷ $\text{Volume STP} = \text{mol} \times 22.4 = 0.3 \times 22.4 = 6.72 \text{ L}$, volume gas hidrogen pada kondisi standar adalah 6.72 L

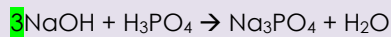
Contoh soal jika diketahui konsentrasi larutan:

Sebuah eksperimen dilakukan dengan NaOH sebanyak 100 mL dengan konsentrasi 0.3 M direaksikan dengan 200 mL larutan H_3PO_4 0.2 M dengan reaksi:



Tentukan persamaan reaksinya, pereaksi pembatas, sisa pereaksi jika ada, dan jumlah produk yang terbentuk. Diketahui Mr NaOH = 40, H_3PO_4 = 98, dan Na_3PO_4 = 164

1) Menyetarakan Reaksi



2) Hitung Mol Pereaksi (Mula-Mula)

- ▷ Mol NaOH = $M \times V = 0.3 \times 0.1 \text{ L} = 0.03 \text{ mol}$
- ▷ Mol H_3PO_4 = $M \times V = 0.2 \times 0.2 \text{ L} = 0.04 \text{ mol}$

3) Tentukan Pereaksi Pembatas (Bereaksi)

- ▷ Mol NaOH : Koefisien NaOH = $0.03 : 3 = 0.01 \text{ mol}$
- ▷ Mol H_3PO_4 : Koefisien H_3PO_4 = $0.04 : 1 = 0.04 \text{ mol}$

Yang menjadi pereaksi pembatas adalah yang hasil mol : koefisiennya lebih kecil, yang akan digunakan untuk menentukan reaksi dan sisa produk. Pereaksi pembatas disini adalah NaOH, yang habis bereaksi terlebih dahulu.

4) Menghitung Massa Na_3PO_4 yang Terbentuk

- ▷ Hitung mol Na_3PO_4 menggunakan perbandingan koefisien
- ▷ Koefisien Na_3PO_4 : Koefisien Pereaksi Pembatas x mol mula - mula pereaksi pembatas
- ▷ $1 : 3 \times 0.03 \text{ mol} = 0.01 \text{ mol}$
- ▷ $\text{Massa (gram)} = \text{mol} \times \text{Mr} = 0.01 \times 164 = 1.64 \text{ gram}$

5) Menghitung Pereaksi Sisa dan Massanya

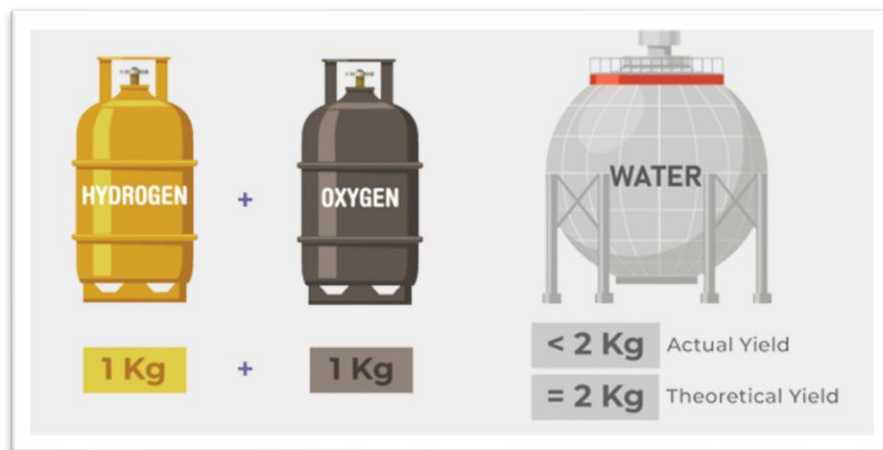
- ▷ Hitung mol H_3PO_4 menggunakan perbandingan koefisien
- ▷ Koefisien H_3PO_4 : Koefisien Pereaksi Pembatas x mol mula - mula pereaksi pembatas
- ▷ $1 : 3 \times 0.03 \text{ mol} = 0.01 \text{ mol}$, ini adalah jumlah mol yang bereaksi.
- ▷ Mol H_3PO_4 mula-mula 0.04 mol, bereaksi 0.01 mol, maka sisanya adalah $0.04 - 0.01 \text{ mol} = 0.03 \text{ mol}$
- ▷ $\text{Massa (gram)} = \text{mol} \times \text{Mr} = 0.03 \times 98 = 2.94 \text{ gram}$



2. Menghitung Rendemen (Yields): Langkah Awal Menuju Keberhasilan Laboratorium

Rendemen reaksi adalah ukuran efisiensi suatu reaksi kimia dalam menghasilkan produk. Konsep ini menggambarkan perbandingan antara jumlah produk yang dihasilkan secara nyata (rendemen aktual) dengan jumlah produk yang seharusnya dihasilkan berdasarkan perhitungan teoritis (rendemen teoritis).

Dalam dunia kimia, rendemen reaksi merupakan indikator penting, terutama dalam skala industri dan laboratorium, untuk menilai keberhasilan suatu reaksi. Faktor-faktor seperti kondisi reaksi, kesempurnaan pencampuran, dan kehilangan bahan selama proses sering memengaruhi hasil aktual, sehingga tidak selalu sesuai dengan prediksi teori.



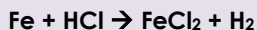
Ilustrasi Rendemen Reaksi (Yields) – [geeksforgeeks.org](https://www.geeksforgeeks.org)

Rumus dasar untuk menghitung persentase rendemen reaksi adalah:

$$\text{Persentase Rendemen} = \frac{\text{Rendemen Aktual}}{\text{Rendemen Teoritis}} \times 100\%$$

Contoh soal rendemen reaksi:

Sebuah peneliti menggunakan 8 gram besi (Fe) yang direaksikan dengan 7.3 gram HCl, menghasilkan besi (II) klorida dan gas hidrogen (H₂). Setelah reaksi selesai, diperoleh 10 gram FeCl₂. Mr Besi = 56, Mr Asam Klorida (HCl) = 36.5, dan Mr FeCl₂ = 127. Reaksi diketahui:



Tentukan rendemen reaksi dari FeCl₂.

1. Menyetarakan Reaksi



2. Hitung Mol Pereaksi (Mula-Mula)

$$\triangleright \text{Mol Besi} = \frac{g}{m_r} = \frac{8}{56} = 0.143 \text{ mol}$$

$$\triangleright \text{Mol HCl} = \frac{g}{m_r} = \frac{7.3}{36.5} = 0.2 \text{ mol}$$

3. Tentukan Pereaksi Pembatas (Bereaksi)

▷ Mol dari Besi : Koefisien Besi = $0.143 : 1 = 0.143 \text{ mol}$

▷ Mol HCl : Koefisien HCl = $0.2 : 2 = 0.1 \text{ mol}$

Yang menjadi pereaksi pembatas adalah yang hasil mol : koefisiennya lebih kecil, yang akan digunakan untuk menentukan reaksi dan sisa produk. Pereaksi pembatas disini adalah HCl, yang habis bereaksi terlebih dahulu.

4. Menghitung Massa FeCl_2 yang Teoritis

▷ Hitung Mol FeCl_2 menggunakan perbandingan koefisien

▷ Koefisien FeCl_2 : Koefisien Pereaksi Pembatas x mol mula - mula pereaksi pembatas

▷ $1 : 2 \times 0.2 = 0.1 \text{ mol}$

▷ Massa teoritis FeCl_2 = mol FeCl_2 x Mr FeCl_2 = $0.1 \times 127 = 12.7 \text{ gram}$

5. Hitung Rendemen Reaksi

▷ Diketahui massa aktual FeCl_2 adalah 10 gram.

▷ Persentase Rendemen = $\frac{\text{Rendemen Aktual}}{\text{Rendemen Teoritis}} \times 100\%$

▷ Persentase Rendemen = $\frac{10}{12.7} \times 100\% = 78.74\%$

Faktor-Faktor yang Memengaruhi Rendemen Reaksi

a. Kesempurnaan Pencampuran

Pereaksi tidak tercampur merata dapat menyebabkan reaksi berjalan tidak optimal.

b. Puritas Bahan Pereaksi

Bahan yang tidak murni menghasilkan produk sampingan dan mengurangi hasil reaksi.

c. Kondisi Reaksi (Suhu, Tekanan, pH)

▷ Suhu atau tekanan yang tidak sesuai dapat memperlambat reaksi atau menyebabkan dekomposisi.

▷ Kondisi pH tertentu dibutuhkan untuk reaksi spesifik.

d. Rasio Pereaksi

Rasio yang tidak sesuai dengan stoikiometri dapat mengurangi efisiensi reaksi.

e. Kehilangan Selama Proses

Kehilangan bahan atau produk selama transfer, filtrasi, atau penguapan dapat menurunkan rendemen.

f. Waktu Reaksi

Reaksi yang dihentikan terlalu cepat atau berjalan terlalu lama dapat memengaruhi hasil.

g. Kehadiran Katalis atau Inhibitor

Katalis mempercepat reaksi tanpa memengaruhi rendemen, tetapi inhibitor dapat memperlambat reaksi.

h. Pembentukan Produk Samping

Produk samping mengurangi jumlah produk utama yang dihasilkan.

i. Skala Reaksi

Dalam skala besar, kendala teknis seperti pencampuran atau perpindahan panas dapat memengaruhi hasil reaksi.

j. Kehilangan Bahan Selama Pemurnian

Proses pemurnian produk, seperti penyaringan atau distilasi, dapat mengurangi jumlah akhir produk.



Tahukah Kamu?

- ▷ Uji Karat dengan Asam Sitrat, emas murni tidak bereaksi dengan asam nitrat, tetapi logam campuran akan menghasilkan reaksi seperti perubahan warna atau perubahan gelembung
- ▷ Uji Tradisional dengan Batu Uji, metode ini melibatkan goresan emas pada batu uji untuk membandingkan warnanya dengan standar emas murni.





3. Air Kristal dan Rahasia Keindahan Molekul Terhidrasi

Air kristal adalah molekul air yang terperangkap dalam struktur kristal senyawa kimia tertentu. Molekul-molekul air ini tidak hanya hadir sebagai pelengkap, tetapi juga memainkan peran penting dalam menjaga stabilitas, sifat fisik, dan karakteristik kimia dari senyawa tersebut. Air kristal biasanya ditemukan dalam senyawa hidrat, yaitu senyawa yang secara alami mengikat molekul air dalam jumlah tertentu sebagai bagian dari strukturnya. Contoh umum senyawa dengan air kristal adalah tembaga(II) sulfat pentahidrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Jumlah air kristal dalam suatu senyawa ditentukan oleh susunan kristalnya dan berperan dalam menentukan sifat-sifat seperti titik leleh, warna, dan reaktivitas kimia.



Kobalt (III) Klorida (Kiri) dan Kobalt (III) Klorida Heksahidrat (Kanan) – ms.wikipedia.org

Contoh soal hidrat:

Sebanyak 15.6 gram sampel magnesium sulfat hidrat ($\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$), dipanaskan hingga semua air kristalnya hilang, menyisakan 7.2 gram magnesium sulfat anhidrat (MgSO_4). Tentukan nilai x (jumlah molekul air dalam hidrat tersebut). $M_r \text{MgSO}_4 = 120$, $\text{H}_2\text{O} = 18$

1) Hitung massa air yang hilang selama pemanasan

- ▷ Massa hidrat – massa anhidrat
- ▷ $15.6 \text{ gram} - 7.2 \text{ gram} = 8.4 \text{ gram}$

2) Hitung Mol MgSO_4 dan H_2O

- ▷ $\text{Mol MgSO}_4 = \frac{g}{m_r} = \frac{7.2}{120} = 0.06 \text{ mol}$
- ▷ $\text{Mol H}_2\text{O} = \frac{g}{m_r} = \frac{8.4}{18} = 0.4667 \text{ mol}$

3) Tentukan rasio mol H_2O dan MgSO_4

- ▷ Rasio = $\text{mol H}_2\text{O} : \text{mol MgSO}_4 = 0.4667 : 0.06 = 7.78 \approx 8$
- ▷ Senyawa hidrat tersebut adalah magnesium sulfat oktahidrat $\text{MgSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$



4. Penentuan Kadar Zat: Teknik untuk Mengungkap Komposisi Bahan



Percobaan dengan Anhidrat – Canva

Penentuan kadar zat adalah proses analisis kuantitatif untuk mengukur jumlah atau konsentrasi suatu zat dalam sampel tertentu. Teknik ini merupakan salah satu aspek penting dalam kimia analitik, digunakan untuk memastikan kualitas, keamanan, dan konsistensi produk di berbagai bidang, mulai dari farmasi hingga industri makanan.

Proses ini mencakup berbagai metode, seperti titrasi, gravimetri, dan spektrofotometri, yang dipilih berdasarkan jenis sampel dan tingkat akurasi yang diinginkan. Penentuan kadar zat juga membantu memvalidasi formula kimia, menganalisis bahan baku, dan mengontrol produk akhir dalam industri

Contoh soal penentuan kadar zat:

Sebanyak 10 gram sampel paduan perak diuji untuk menentukan kadar peraknya. Setelah proses ekstraksi, diperoleh 7.5 gram perak murni. Hitung kadar perak dalam paduan tersebut dalam bentuk persen(%).

1) Rumus Kadar Zat dalam Persen

$$\triangleright \text{Kadar (\%)} = \frac{\text{Massa Zat Murni}}{\text{Massa Total Sampel}} \times 100\%$$

2) Substitusi Data Ke Rumus

$$\triangleright \text{Kadar (\%)} = \frac{\text{Massa Zat Murni}}{\text{Massa Total Sampel}} \times 100\%$$

$$\triangleright \text{Kadar (\%)} = \frac{7.5}{10} \times 100\% = 75\%$$

3) Kadar perak dalam sampel tersebut adalah 75%

Contoh soal penentuan kadar zat:

Sebanyak 2.5 gram senyawa hidrat $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ dipanaskan hingga semua air kristalnya menguap, dan menyisakan 1.6 gram CuSO_4 . Tentukan nilai x (jumlah molekul air kristal per mol CuSO_4) dan kadar air kristal dalam senyawa tersebut dalam bentuk persen (%). $M_r \text{ CuSO}_4 = 156$, $\text{H}_2\text{O} = 18$

1) Hitung massa air yang hilang selama pemanasan

- ▷ Massa hidrat – massa anhidrat
- ▷ 2.5 gram – 1.6 gram = 0.9 gram

2) Hitung Mol CuSO_4 dan H_2O

- ▷ $\text{Mol CuSO}_4 = \frac{g}{m_r} = \frac{1.6}{159.6} = 0.01003 \text{ mol}$
- ▷ $\text{Mol H}_2\text{O} = \frac{g}{m_r} = \frac{0.9}{18} = 0.05 \text{ mol}$

3) Tentukan rasio mol H_2O dan MgSO_4

- ▷ Rasio = mol H_2O : mol $\text{MgSO}_4 = 0.05 : 0.01003 = 4.98 = 5$
- ▷ Senyawa hidrat tersebut adalah $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

4) Hitung Kadar Air Kristal dalam Persen

- ▷ $\text{Kadar (\%)} = \frac{\text{Massa Zat Air}}{\text{Massa Hidrat}} \times 100\%$
- ▷ $\text{Kadar (\%)} = \frac{0.9}{2.5} \times 100\% = 36\%$

Rangkuman

Bab ini memberikan pemahaman mendalam tentang konsep-konsep fundamental Perhitungan Kimia, yang menjadi dasar dalam menganalisis dan mengoptimalkan reaksi kimia di berbagai bidang. Sub-bab pertama, Pereaksi Pembatas, menyoroti pentingnya mengidentifikasi zat yang habis terlebih dahulu dalam suatu reaksi. Pereaksi pembatas menentukan jumlah maksimum produk yang dapat dihasilkan dan menjadi kunci dalam mengoptimalkan efisiensi bahan baku, baik di laboratorium maupun dalam skala industri. Pemahaman konsep ini memungkinkan perhitungan yang presisi untuk meminimalkan limbah dan meningkatkan hasil.

Pada sub-bab Rendemen Reaksi, dijelaskan bagaimana membandingkan hasil aktual dengan hasil teoritis untuk mengevaluasi efisiensi suatu proses kimia. Rendemen menjadi indikator keberhasilan reaksi, memberikan wawasan tentang faktor-faktor yang dapat meningkatkan hasil produk, seperti kondisi reaksi, kemurnian bahan, dan kontrol terhadap produk samping. Hal ini sangat relevan dalam berbagai aplikasi industri, termasuk sintesis obat-obatan, bahan bakar, dan pengolahan makanan.

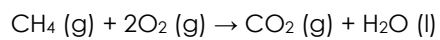
Sub-bab Air Kristal membahas molekul air yang terikat dalam struktur senyawa hidrat, yang memiliki peran penting dalam menentukan stabilitas dan sifat kimia senyawa. Pemahaman tentang jumlah air kristal membantu dalam analisis sifat fisik senyawa seperti titik leleh, reaktivitas, dan aplikasi dalam bahan farmasi atau material teknik. Sub-bab ini juga menyoroti metode untuk menentukan jumlah air kristal melalui pengukuran massa dan analisis stoikiometri.

Terakhir, sub-bab Penentuan Kadar Zat mengajarkan teknik-teknik analisis kuantitatif seperti titrasi, gravimetri, dan spektrofotometri untuk mengukur konsentrasi suatu zat dalam sampel. Metode ini sangat penting untuk memastikan kualitas, keamanan, dan konsistensi produk dalam berbagai industri, termasuk farmasi, makanan, dan pengelolaan lingkungan. Pengetahuan ini memungkinkan pengendalian mutu yang ketat, efisiensi proses produksi, dan perlindungan terhadap kesehatan serta lingkungan.

Secara keseluruhan, bab ini memberikan wawasan teoritis dan praktis yang mendalam, menjembatani ilmu kimia dasar dengan aplikasinya dalam kehidupan sehari-hari dan berbagai sektor industri. Materi ini tidak hanya mengajarkan analisis dan perhitungan, tetapi juga membangun kesadaran akan pentingnya efisiensi, keberlanjutan, dan tanggung jawab dalam penerapan kimia.

Latihan Soal

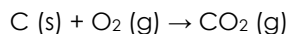
1. Dalam sebuah reaksi kimia, pereaksi pembatas adalah zat yang...
 - a. Selalu memiliki jumlah mol paling sedikit dibandingkan pereaksi lainnya.
 - b. Menentukan jumlah maksimum produk yang dapat dihasilkan dalam suatu reaksi.
 - c. Tidak pernah habis saat reaksi selesai, sehingga meninggalkan sisa.
 - d. Memiliki massa paling kecil dibandingkan dengan pereaksi lainnya.
 - e. Selalu memiliki rasio stoikiometri yang lebih kecil dibandingkan dengan produk.
2. Sebanyak 3.2 gram gas metana (CH_4) dibakar dengan 16 gram gas oksigen (O_2), dengan reaksi:



Diketahui Ar C = 12, H = 1, O = 16. Zat yang berperan sebagai pereaksi pembatas adalah...

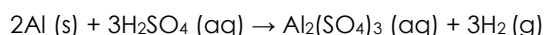
- a. $\text{CH}_4 (\text{g})$
 - b. $2\text{O}_2 (\text{g})$
 - c. $\text{CO}_2 (\text{g})$
 - d. $2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 - e. $\text{O}_2 (\text{g})$
3. Jika reaksi antara 10 gram etana (C_2H_6) ($\text{Mr} = 30$) dengan 21.3 gram Cl_2 ($\text{Mr} = 71$) menghasilkan 18 gram $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ($\text{Mr} = 64.5$), maka persentase rendemen etil klorida adalah...
 - a. 75%
 - b. 78.9%
 - c. 85%
 - d. 93%
 - e. 95%
 4. Berapa persen kadar unsur nitrogen dalam senyawa urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$? Diketahui Ar C = 12, O = 16, N = 14, H = 1
 - a. 40%
 - b. 42.5%
 - c. 46.67%
 - d. 50%
 - e. 55%

5. Sebanyak 2 gram cuplikan yang mengandung karbon dibakar sempurna menurut persamaan reaksi:



Pembakaran menghasilkan 1344 mL gas CO_2 pada 0°C dan 1 atm. Berapakah kadar karbon dalam cuplikan tersebut?

- a. 36%
 - b. 46%
 - c. 56%
 - d. 76%
 - e. 86%
6. Sebanyak 5,4 gram logam aluminium ($\text{Ar Al} = 27$) direaksikan dengan 24,5 gram asam sulfat ($\text{Ar H} = 1$, $\text{S} = 32$, $\text{O} = 16$) menurut persamaan reaksi:



Tentukan pereaksi pembatas, mol pereaksi yang tersisa, dan volume gas H_2 yang dihasilkan pada keadaan standar (STP 22,4 L/mol).

- a. Pereaksi pembatas: H_2SO_4 ; Mol Sisa Al = 0.0333 mol; Volume H_2 = 5.6 L
 - b. Pereaksi pembatas: H_2SO_4 ; Mol Sisa Al = 0.1 mol; Volume H_2 = 5.6 L
 - c. Pereaksi pembatas: H_2SO_4 ; Mol Sisa Al = 0.0333 mol; Volume H_2 = 4.48 L
 - d. Pereaksi pembatas: Al; Mol Sisa H_2SO_4 = 0.0333 mol; Volume H_2 = 4.48 L
 - e. Pereaksi pembatas: Al; Mol Sisa H_2SO_4 = 0.15 mol; Volume H_2 = 6.72 L
7. Sebanyak 15 gram garam $\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ dipanaskan hingga semua airnya menguap. Setelah pemanasan, massa garam anhidrat yang tersisa adalah 9.6 gram. Tentukan nilai x dalam rumus hidrat tersebut! Massa molar $\text{CuSO}_4 = 160 \text{ g/mol}$, $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$.
- a. $x = 2$
 - b. $x = 3$
 - c. $x = 4$
 - d. $x = 5$
 - e. $x = 6$

Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!



Latihan Soal Kimia
Kelas 11 BAB 1

Referensi

- Atkins, P., & de Paula, J. (2017). Physical Chemistry. Oxford University Press.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., & Bursten, B. E. (2015). Chemistry: The Central Science. Pearson Education.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). Chemistry. McGraw-Hill Education.
- Harris, D. C. (2020). Quantitative Chemical Analysis. W. H. Freeman and Company.
- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2018). Inorganic Chemistry. Pearson Education.
- Kolb, D. K., & Ham, S. L. (2019). "Optimization of Yield in Industrial Reactions." *Journal of Chemical Education*, 96(5), 875-884.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). General Chemistry: Principles and Modern Applications. Pearson Education.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2018). Fundamentals of Analytical Chemistry. Cengage Learning.
- Yamada, T., & Kondo, M. (2020). "The Role of Crystal Water in Stabilizing Hydrated Compounds." *Journal of Inorganic Chemistry*, 59(3), 145-156.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2019). Chemistry. Cengage Learning.



BAB 2

HARMONI STRUKTUR ATOM, TATANAN PERIODIK UNSUR, DAN IKATAN KIMIA

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Bilangan kuantum, Konfigurasi elektron, Sifat atom, Sistem periodik, Keteraturan unsur, Jari-jari atom, Energi ionisasi, Afinitas elektron, Bentuk molekul, Gaya antarmolekul.

Tujuan Pembelajaran: Memahami Bilangan Kuantum, Konfigurasi Elektron dengan Sistem Periodik, Ikatan Kimia dan Bentuk Molekul

1. Memahami Bilangan Kuantum dan Konfigurasi Elektron

- ▷ Menganalisis bilangan kuantum (n , l , m , dan s) dan perannya dalam menentukan posisi elektron.
- ▷ Menjelaskan hubungan antara bilangan kuantum dan konfigurasi elektron dalam teori atom mekanika gelombang.

2. Mengidentifikasi Sifat-Sifat Atom

- ▷ Menelaah sifat-sifat atom berdasarkan konfigurasi elektronnya.
- ▷ Menentukan keterkaitan sifat-sifat atom dengan struktur elektron yang dimilikinya.

3. Menghubungkan Konfigurasi Elektron dengan Sistem Periodik

- ▷ Menentukan hubungan antara konfigurasi elektron dan posisi unsur dalam tabel periodik.
- ▷ Menjelaskan keteraturan sifat-sifat unsur berdasarkan letaknya dalam sistem periodik.

4. Menjelaskan Keteraturan Sifat Unsur dalam Sistem Periodik

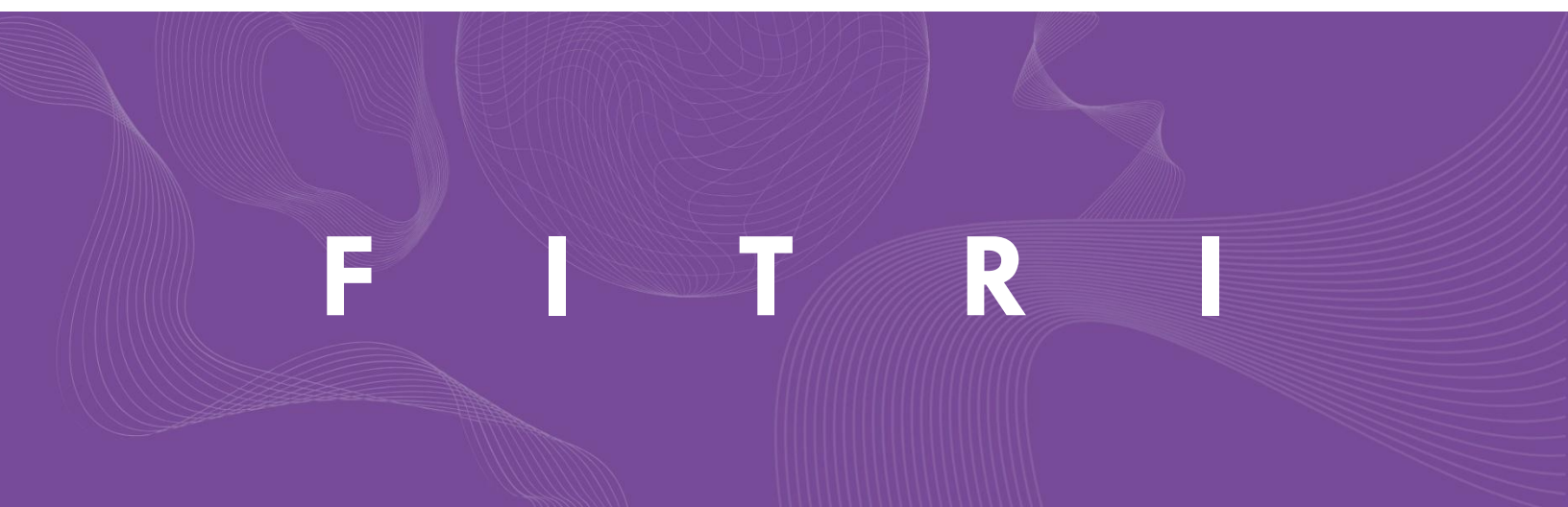
- ▷ Menelaah keteraturan sifat-sifat unsur seperti jari-jari atom, energi ionisasi, dan afinitas elektron.
- ▷ Mengaitkan keteraturan ini dengan konfigurasi elektron pada unsur-unsur.

5. Memahami Hubungan Elektron dengan Bentuk Molekul

- ▷ Menganalisis hubungan antara pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas dalam molekul.
- ▷ Menentukan bagaimana distribusi elektron memengaruhi bentuk molekul (geometri molekul).

6. Menentukan Gaya Antarmolekul dan Sifat Zat

- ▷ Mengidentifikasi berbagai jenis gaya antarmolekul (Van der Waals, Ikatan Hidrogen, dll.).
- ▷ Menjelaskan bagaimana gaya antarmolekul memengaruhi sifat fisik dan kimia suatu zat, seperti titik didih dan kelarutan.



F I T R I

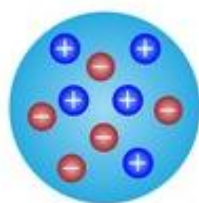


1. Mekanika Gelombang: Revolusi dalam Pemahaman Struktur Atom

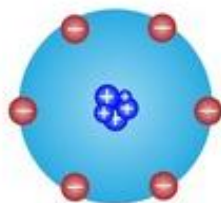
Teori atom telah berkembang dari model sederhana menjadi pendekatan yang lebih kompleks, dengan puncaknya pada teori mekanika gelombang. Teori ini menggambarkan elektron sebagai gelombang probabilitas, bukan partikel statis. Kontribusi penting datang dari Werner Heisenberg dengan prinsip ketidakpastian, Louis de Broglie dengan konsep dualitas gelombang-partikel, dan Erwin Schrödinger melalui persamaan gelombangnya. Teori ini, bersama konsep bilangan kuantum, menjadi dasar modern untuk memahami struktur atom, sifat unsur, dan perilaku elektron dalam reaksi kimia.



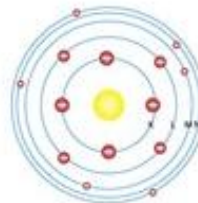
JOHN DALTON, 1803



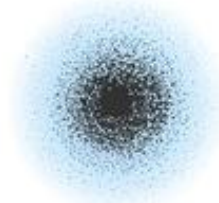
J.J. THOMSON, 1904



ERNEST RUTHERFORD, 1911



NIELS BOHR, 1913



ERWIN SCHRÖDINGER, 1926

Lini masa teori revolusi atom – shutterstock.com/Nostagrams 1646321122

Teori Atom Bohr

Pada tahun 1913, Niels Bohr memperkenalkan model atom yang merevolusi pemahaman struktur atom dari model sebelumnya, khususnya model atom Rutherford. Teori atom Bohr menggambarkan perilaku elektron di sekitar inti atom dengan konsep orbit atau lintasan tertentu yang memiliki tingkat energi tetap.

Poin Utama dalam Teori Atom Bohr:

▷ Elektron Berada di Orbit Stasioner

Elektron mengelilingi inti atom dalam orbit tertentu yang memiliki tingkat energi tetap (stasioner). Selama berada di orbit ini, elektron tidak memancarkan energi.

▷ Orbit yang Diskret

Orbit-orbit elektron bersifat diskret dan hanya memungkinkan pada jarak tertentu dari inti, yang didefinisikan oleh bilangan kuantum utama n .

▷ Stabilitas Atom Hidrogen

Model ini berhasil menjelaskan spektrum garis atom hidrogen, yang sebelumnya menjadi tantangan dalam teori atom. Bohr menunjukkan bahwa energi elektron di atom hidrogen bergantung pada tingkat kuantumnya.

Kelebihan Teori Atom Bohr:

- ▷ Memberikan penjelasan yang akurat untuk spektrum garis atom hidrogen.
- ▷ Memperkenalkan gagasan kuantisasi energi yang menjadi dasar pengembangan teori kuantum.

Kelemahan Teori Atom Bohr:

- ▷ Tidak mampu menjelaskan spektrum atom dengan lebih dari satu elektron.
- ▷ Tidak mempertimbangkan efek relativistik dan prinsip ketidakpastian Heisenberg.

Teori Atom Mekanika Gelombang

Setelah model atom Bohr, perkembangan dalam fisika kuantum memberikan pemahaman yang lebih mendalam tentang sifat elektron di dalam atom. Teori mekanika gelombang muncul sebagai penyempurnaan, dengan menggambarkan elektron bukan sebagai partikel yang mengorbit inti seperti planet, tetapi sebagai gelombang probabilitas yang menyebar di sekitar inti.

Pendekatan ini didasarkan pada dualitas gelombang-partikel, yaitu gagasan bahwa elektron memiliki sifat seperti gelombang dan partikel secara bersamaan. Dengan dasar prinsip ini, teori mekanika gelombang menawarkan penjelasan matematis yang lebih akurat mengenai posisi dan energi elektron.

Teori ini berkembang melalui kontribusi besar dari ilmuwan seperti Werner Heisenberg, Louis de Broglie, dan Erwin Schrödinger, yang bersama-sama menyusun fondasi mekanika kuantum modern. Melalui pendekatan ini, konsep bilangan kuantum, orbital, dan konfigurasi elektron menjadi lebih jelas, memungkinkan pemahaman yang lebih mendalam tentang sifat atom dan reaksi kimia.

A. Werner Heisenberg

Werner Heisenberg, seorang fisikawan Jerman, adalah salah satu tokoh kunci dalam pengembangan teori mekanika kuantum. Pada tahun 1927, ia memperkenalkan Prinsip Ketidakpastian, yang menyatakan bahwa terdapat batasan fundamental dalam kemampuan kita untuk mengetahui posisi dan momentum suatu partikel secara bersamaan dengan akurasi yang sempurna. Prinsip ini mendasari cara kita memahami elektron sebagai entitas yang tidak memiliki posisi atau lintasan pasti di sekitar inti atom, melainkan berada dalam wilayah probabilitas tertentu yang disebut orbital.

Prinsip Ketidakpastian menggantikan gagasan klasik bahwa elektron bergerak dalam lintasan tetap seperti orbit planet. Sebaliknya, ia menekankan bahwa elektron memiliki sifat ganda sebagai partikel dan gelombang, yang membuat perilakunya lebih kompleks dan hanya dapat dijelaskan secara probabilistik.



Werner Heisenberg - wikipedia

Poin Utama Prinsip Ketidakpastian Heisenberg:

- ▷ **Elektron Tidak Memiliki Posisi Tetap**
Posisi elektron hanya dapat diprediksi sebagai kemungkinan berada dalam wilayah tertentu di sekitar inti atom. Konsep ini menjadi dasar dalam memahami struktur orbital.
- ▷ **Probabilitas dalam Mekanika Kuantum**
Perilaku elektron tidak dapat dipastikan secara deterministik seperti dalam fisika klasik, melainkan hanya dapat diprediksi berdasarkan probabilitas.
- ▷ **Batas Pengukuran**
Semakin akurat posisi suatu partikel diukur, semakin besar ketidakpastian dalam pengukuran sifat lainnya, seperti momentum, dan sebaliknya.

Kelebihan Prinsip Ketidakpastian:

- ▷ Menjelaskan mengapa elektron tidak "jatuh" ke dalam inti atom meskipun bermuatan negatif.
- ▷ Membantu memperkenalkan konsep orbital sebagai wilayah probabilitas, yang menjadi dasar dalam memahami struktur atom modern.
- ▷ Menyelesaikan banyak permasalahan yang tidak dapat dijelaskan oleh model atom sebelumnya, seperti model Bohr.

Kekurangan Prinsip Ketidakpastian:

- ▷ Sulit untuk dipahami dan diterapkan dalam konteks sehari-hari karena melibatkan pendekatan probabilitas yang abstrak.
- ▷ Tidak menjelaskan secara langsung bagaimana interaksi antar elektron terjadi di atom dengan lebih dari satu elektron.

B. Louis de Broglie

Louis de Broglie, seorang fisikawan asal Prancis, adalah salah satu tokoh revolusioner dalam pengembangan teori mekanika kuantum. Pada tahun 1924, ia memperkenalkan gagasan bahwa partikel, seperti elektron, tidak hanya memiliki sifat sebagai partikel tetapi juga dapat berperilaku seperti gelombang. Konsep ini dikenal sebagai dualitas gelombang-partikel.

Menurut de Broglie, elektron dan partikel subatom lainnya memiliki panjang gelombang yang berhubungan dengan momentum mereka. Ide ini menjadi dasar bagi teori mekanika gelombang, yang kemudian dikembangkan lebih lanjut oleh fisikawan lain seperti Erwin Schrödinger.



Louis de Broglie - Wikipedia

Poin Utama Konsep Louis de Broglie:

- ▷ **Dualitas Gelombang-Partikel**
Elektron dapat bertindak sebagai gelombang, yang berarti keberadaannya dapat menyebar dalam ruang dan menciptakan pola interferensi seperti cahaya.
- ▷ **Dasar dari Teori Mekanika Gelombang**
Dengan mengasumsikan bahwa elektron memiliki sifat gelombang, de Broglie membuka jalan untuk pemahaman tentang bagaimana elektron dapat membentuk orbital di sekitar inti atom.
- ▷ **Eksperimen yang Mendukung**
Gagasannya dibuktikan oleh eksperimen difraksi elektron, yang menunjukkan bahwa elektron dapat membentuk pola gelombang ketika dilewatkan melalui kisi kristal.

Kelebihan Konsep Dualitas Gelombang-Partikel:

- ▷ Menyempurnakan model atom klasik dengan memperkenalkan sifat gelombang elektron, yang menjelaskan pola orbital di sekitar inti.
- ▷ Menjadi dasar bagi persamaan Schrödinger, yang digunakan untuk menjelaskan perilaku elektron secara matematis.
- ▷ Membantu menjelaskan berbagai fenomena kuantum, seperti efek interferensi dan difraksi partikel.

Kekurangan Konsep Louis de Broglie:

- ▷ Sulit diterima secara intuitif karena bertentangan dengan konsep klasik yang menganggap partikel hanya bersifat materi.
- ▷ Memerlukan eksperimen tambahan untuk mendukung dan menguji ide tersebut di luar konteks elektron, seperti pada partikel yang lebih besar.

C. Erwin Schrodinger

Erwin Schrödinger, seorang fisikawan Austria, adalah salah satu pelopor utama dalam pengembangan teori mekanika kuantum. Pada tahun 1926, Schrödinger memperkenalkan persamaan gelombang Schrödinger, yang menjadi alat matematika penting untuk memahami perilaku elektron dalam atom.

Dengan persamaan ini, ia memperkenalkan konsep orbital, yaitu wilayah di sekitar inti atom di mana kemungkinan besar elektron dapat ditemukan.

Pendekatan Schrödinger menggambarkan elektron sebagai gelombang stasioner yang memenuhi persamaan diferensial tertentu. Pendekatan ini menggantikan gagasan klasik tentang lintasan tetap elektron, seperti dalam model Bohr, dengan konsep yang lebih abstrak tetapi jauh lebih akurat.



Erwin Schrödinger - Wikipedia

Poin Utama Konsep Schrödinger:

▷ **Persamaan Gelombang Schrödinger**

Persamaan ini menggambarkan energi dan posisi elektron dalam atom secara probabilistik, menghasilkan fungsi gelombang (ψ) yang memberikan informasi tentang densitas probabilitas elektron.

▷ **Orbital Elektron**

Schrödinger memperkenalkan konsep orbital sebagai wilayah dalam ruang tiga dimensi di mana elektron kemungkinan besar berada. Orbital ini diwakili oleh bentuk-bentuk tertentu seperti sferis (s), berbentuk dumbbell (p), atau lebih kompleks (d dan f).

▷ **Model Atom Kuantum Modern**

Melalui pendekatan ini, Schrödinger memberikan gambaran yang lebih realistis tentang struktur atom, yang tidak lagi membayangkan elektron bergerak dalam lintasan melainkan berada dalam "awan probabilitas."

Kelebihan Teori Schrödinger:

- ▷ Mampu menjelaskan perilaku elektron dalam atom dengan lebih akurat dibandingkan model Bohr.
- ▷ Memperkenalkan orbital dengan berbagai bentuk dan energi, yang relevan dalam menjelaskan sifat kimia atom.
- ▷ Menjadi dasar bagi perkembangan kimia kuantum, termasuk konfigurasi elektron dan teori ikatan kimia.

Kekurangan Teori Schrödinger:

- ▷ Sulit untuk dipahami secara intuitif karena melibatkan pendekatan matematika yang kompleks.
- ▷ Tidak menjelaskan interaksi elektron secara langsung untuk atom dengan banyak elektron, yang memerlukan pendekatan tambahan seperti teori medan elektron.

D. Persamaan Mekanika Kuantum

Persamaan mekanika kuantum adalah alat matematika utama yang digunakan untuk menggambarkan perilaku partikel subatomik, seperti elektron, dalam sistem atom. Persamaan ini memperkenalkan pendekatan probabilistik dalam memahami posisi dan energi elektron. Salah satu persamaan terpenting adalah Persamaan Gelombang Schrödinger, yang menjadi dasar teori mekanika kuantum modern.

Persamaan ini menggambarkan bagaimana fungsi gelombang (ψ) partikel berkembang dalam ruang dan waktu. Fungsi gelombang ini tidak menunjukkan posisi elektron secara langsung, tetapi memberikan informasi tentang probabilitas keberadaan elektron dalam ruang tertentu, yang dikenal sebagai orbital.

Poin Utama Persamaan Mekanika Kuantum:

▷ **Fungsi Gelombang (ψ \psi)**

Fungsi gelombang adalah solusi dari persamaan mekanika kuantum yang memberikan informasi tentang sifat elektron, termasuk energi dan lokasi probabilitasnya.

▷ **Orbital dan Energi Elektron**

Solusi persamaan ini menghasilkan orbital dengan tingkat energi tertentu yang sesuai dengan bilangan kuantum utama (n) dan bilangan kuantum lainnya.

▷ **Model Probabilistik**

Persamaan ini menggantikan model klasik yang deterministik dengan pendekatan probabilitas, menggambarkan kemungkinan lokasi elektron di sekitar inti atom.

▷ **Tiga Variabel Utama**

Persamaan ini mempertimbangkan tiga aspek utama dalam sistem atom:

- 1) Energi kinetik elektron.
- 2) Energi potensial yang dihasilkan oleh interaksi elektron dengan inti.
- 3) Total energi sistem.

Kelebihan Persamaan Mekanika Kuantum:

- ▷ Memberikan pemahaman yang lebih akurat tentang distribusi elektron dalam atom.
- ▷ Menjelaskan sifat kimia dan fisik atom berdasarkan konfigurasi elektronnya.
- ▷ Menjadi dasar dalam perhitungan sifat molekul dan reaksi kimia pada level kuantum.

Kekurangan Persamaan Mekanika Kuantum:

- ▷ Kompleks secara matematis, sehingga sulit diterapkan tanpa alat bantu komputasi modern.
- ▷ Untuk atom dengan banyak elektron, pendekatan ini memerlukan metode tambahan, seperti teori medan elektron atau aproksimasi lainnya.

Bilangan Kuantum

Dalam teori mekanika gelombang, bilangan kuantum digunakan untuk menjelaskan karakteristik dan lokasi elektron dalam sebuah atom. Bilangan kuantum adalah parameter matematis yang menunjukkan sifat-sifat spesifik elektron, seperti tingkat energi, bentuk orbital, orientasi dalam ruang, dan arah spin.

Setiap elektron dalam atom memiliki kombinasi bilangan kuantum yang unik, yang sesuai dengan konsep Prinsip Larangan Pauli, yaitu bahwa tidak ada dua elektron dalam atom yang dapat memiliki nilai bilangan kuantum yang sama. Dengan menggunakan bilangan kuantum, para ilmuwan dapat menjelaskan distribusi elektron di sekitar inti atom, pola konfigurasi elektron, serta sifat-sifat kimia dan fisik unsur.

Bilangan kuantum terbagi menjadi empat jenis utama yang bekerja bersama-sama untuk menggambarkan sifat elektron dalam atom. Penjelasan masing-masing bilangan kuantum adalah sebagai berikut:

A. Bilangan Kuantum Utama (n)

Bilangan kuantum utama adalah salah satu bilangan kuantum paling mendasar yang menjelaskan tingkat energi utama tempat elektron berada dalam atom. Bilangan ini menunjukkan seberapa jauh elektron dari inti atom serta energi relatif yang dimiliki elektron pada tingkat tersebut. Tingkat energi ini juga dikenal sebagai kulit elektron.

Karakteristik Bilangan Kuantum Utama (n):

1) Nilai Bilangan Kuantum Utama

- ▷ Bilangan kuantum utama memiliki nilai berupa bilangan bulat positif: $n = 1, 2, 3, \dots$ (dst.)
- ▷ Nilai n yang lebih kecil menunjukkan kulit yang lebih dekat ke inti atom dan energi yang lebih rendah. Sebaliknya, nilai n yang lebih besar berarti kulit lebih jauh dari inti dan energi lebih tinggi.

2) Jumlah Elektron Maksimum dalam Kulit

- ▷ Setiap tingkat energi (n) dapat menampung sejumlah elektron maksimum, yang dihitung menggunakan rumus $2n^2$.
- ▷ Contoh:
 - Kulit $n = 1$ (kulit K) dapat menampung maksimum 2 elektron.
 - Kulit $n = 2$ (kulit L) dapat menampung maksimum 8 elektron.
 - Kulit $n = 3$ (kulit M) dapat menampung maksimum 18 elektron.

3) Jarak Elektron dari Inti Atom

Semakin besar nilai n , semakin jauh kulit elektron dari inti atom. Elektron pada kulit dengan nilai n lebih tinggi memiliki energi lebih besar karena jaraknya yang lebih jauh dari gaya tarik inti.

4) Hubungan dengan Periodik Unsur

Nilai n berkaitan dengan periode dalam tabel periodik. Unsur dalam periode pertama memiliki elektron di kulit $n = 1$, periode kedua di $n = 2$, dan seterusnya.

Kelebihan Bilangan Kuantum Utama (n):

- ▷ Memberikan kerangka dasar untuk memahami tingkat energi elektron dalam atom.
- ▷ Menjelaskan kapasitas kulit elektron dan keterkaitannya dengan susunan periodik unsur.
- ▷ Membantu memprediksi perilaku kimia berdasarkan distribusi elektron di kulit terluar.

Kekurangan Bilangan Kuantum Utama (n):

- ▷ Tidak memberikan informasi detail tentang bentuk orbital atau orientasi elektron dalam ruang.
- ▷ Memerlukan bilangan kuantum lain untuk menjelaskan sifat elektron secara lengkap.

B. Bilangan Kuantum Azimut (ℓ)

Bilangan kuantum azimut atau dikenal juga sebagai bilangan kuantum momentum sudut adalah parameter yang menjelaskan bentuk orbital tempat elektron berada. Orbital ini menggambarkan distribusi elektron di sekitar inti atom dalam ruang tiga dimensi. Bilangan kuantum azimut melengkapi bilangan kuantum utama dengan memberikan informasi detail mengenai geometri ruang yang ditempati elektron.

Karakteristik Bilangan Kuantum Azimut (ℓ):

1) Nilai Bilangan Kuantum Azimut

Nilai ℓ bergantung pada bilangan kuantum utama (n) dan berkisar dari 0 hingga $n-1$. Contoh:

- ▷ Jika $n = 1$, maka $\ell = 0$.
- ▷ Jika $n = 2$, maka $\ell = 0, 1$.
- ▷ Jika $n = 3$, maka $\ell = 0, 1, 2$.

2) Jenis Orbital Berdasarkan Nilai ℓ

Setiap nilai ℓ dikaitkan dengan tipe orbital tertentu:

- ▷ $\ell = 0$: Orbital **s** (bentuk bola/sferis).
- ▷ $\ell = 1$: Orbital **p** (bentuk dumbbell).
- ▷ $\ell = 2$: Orbital **d** (bentuk lebih kompleks, seperti cloverleaf).
- ▷ $\ell = 3$: Orbital **f** (bentuk paling kompleks).

3) Hubungan dengan Tingkat Energi

Semakin besar nilai ℓ , semakin kompleks bentuk orbital, dan semakin tinggi energi orbital tersebut dalam tingkat energi yang sama.

4) Pengaruh terhadap Sifat Kimia

Bentuk orbital memengaruhi cara elektron berinteraksi dengan atom lain, sehingga menentukan sifat ikatan kimia dan reaktivitas unsur.

Kelebihan Bilangan Kuantum Azimut (ℓ):

- ▷ Menjelaskan bentuk orbital elektron, yang penting dalam memahami geometri molekul.
- ▷ Memberikan informasi tambahan untuk memperinci distribusi elektron dalam atom.
- ▷ Mendukung penulisan konfigurasi elektron secara lengkap.

Kekurangan Bilangan Kuantum Azimut (ℓ):

- ▷ Tidak memberikan informasi tentang orientasi orbital dalam ruang, yang memerlukan bilangan kuantum magnetik (m).
- ▷ Sulit untuk divisualisasikan secara intuitif karena melibatkan bentuk orbital yang kompleks.

C. Bilangan Kuantum Mekanik (m)

Bilangan kuantum magnetik (m) memberikan informasi tentang orientasi orbital elektron dalam ruang tiga dimensi. Setelah bilangan kuantum utama (n) menentukan tingkat energi, dan bilangan kuantum azimut (ℓ) menentukan bentuk orbital, bilangan kuantum magnetik melengkapi informasi dengan menunjukkan bagaimana orbital-orbital tersebut terorientasi terhadap sumbu ruang (x , y , z) dalam medan magnet.

Karakteristik Bilangan Kuantum Magnetik (m):

1) Nilai Bilangan Kuantum Magnetik

Nilai m bergantung pada bilangan kuantum azimut (ℓ) dan berkisar dari $-\ell$ hingga $+\ell$, termasuk 0. Contoh:

- ▷ Jika $\ell = 0$, maka $m = 0$ (1 orientasi untuk orbital s).
- ▷ Jika $\ell = 1$, maka $m = -1, 0, +1$ (3 orientasi untuk orbital p).
- ▷ Jika $\ell = 2$, maka $m = -2, -1, 0, +1, +2$ (5 orientasi untuk orbital d).
- ▷ Jika $\ell = 3$, maka $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (7 orientasi untuk orbital f).

2) Orientasi Orbital

Setiap nilai m menunjukkan bagaimana orbital tertentu (misalnya p, d, atau f) terorientasi dalam ruang terhadap sumbu x , y , dan z . Ini penting untuk memahami bagaimana atom berinteraksi satu sama lain atau dengan medan eksternal, seperti medan magnet atau listrik.

3) Hubungan dengan Struktur Molekul

Nilai m membantu menjelaskan distribusi elektron dalam molekul yang lebih kompleks, termasuk bagaimana orbital-orbital berinteraksi untuk membentuk ikatan kimia.

4) Pengaruh Medan Magnet

Dalam medan magnet, nilai m menentukan pergeseran energi elektron, yang dapat diamati melalui efek Zeeman (pemisahan garis spektrum atom dalam medan magnet).

Kelebihan Bilangan Kuantum Magnetik (m)

- ▷ Memberikan detail tentang orientasi orbital dalam ruang tiga dimensi.
- ▷ Membantu menjelaskan interaksi orbital dalam molekul, terutama dalam ikatan kimia.
- ▷ Memungkinkan penjelasan fenomena seperti efek Zeeman.

Kekurangan Bilangan Kuantum Magnetik (m)

- ▷ Informasi orientasi orbital saja tidak cukup untuk menggambarkan perilaku elektron sepenuhnya, membutuhkan bilangan kuantum spin (s) sebagai pelengkap.
- ▷ Konsepnya abstrak dan sulit dipahami tanpa visualisasi bentuk orbital.

D. Bilangan Kuantum Spin (s)

Bilangan kuantum spin (s) adalah bilangan kuantum yang menjelaskan sifat putaran (spin) elektron pada porosnya. Spin merupakan sifat intrinsik elektron yang menggambarkan momen sudut internalnya, tidak terkait dengan gerakan fisik di sekitar inti. Bilangan kuantum ini melengkapi informasi tentang elektron dengan menunjukkan arah spin, yang berperan penting dalam interaksi magnetik dan konfigurasi elektron dalam atom.

Karakteristik Bilangan Kuantum Spin (s):

1) Nilai Bilangan Kuantum Spin

- ▷ Memiliki dua kemungkinan nilai: $+1/2$ dan $-1/2$
- ▷ $+1/2$ menunjukkan spin searah dengan medan magnet eksternal (spin naik).
- ▷ $-1/2$ menunjukkan spin berlawanan dengan medan magnet eksternal (spin turun).

2) Arah Spin Elektron

Bilangan kuantum spin (s) menunjukkan arah relatif putaran elektron, yang menciptakan momen magnetik intrinsik. Sifat ini menjadi penting dalam menentukan sifat magnetik atom atau molekul.

3) Prinsip Larangan Pauli

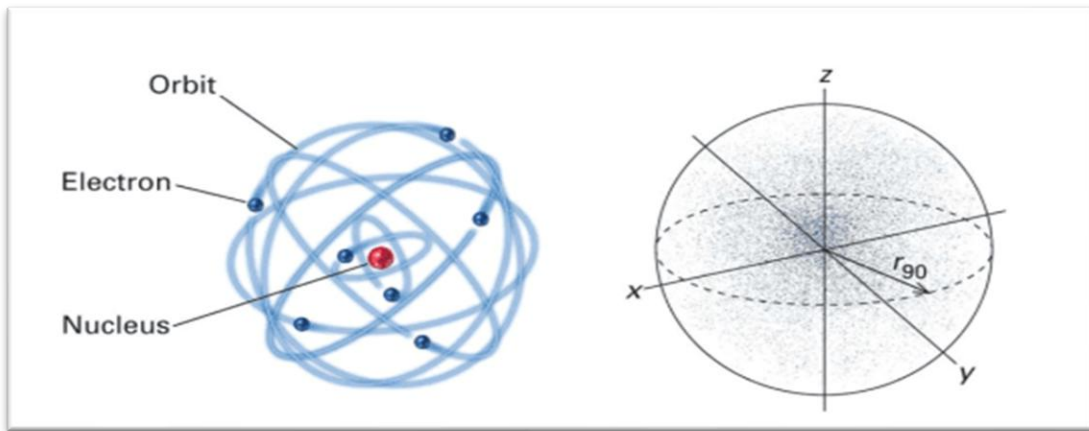
Bilangan kuantum spin (s) menjadi faktor yang membedakan dua elektron dalam orbital yang sama. Prinsip Larangan Pauli menyatakan bahwa tidak ada dua elektron dalam atom yang dapat memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Dengan demikian, setiap orbital hanya dapat menampung dua elektron dengan spin yang berbeda ($s = +1/2$ dan $s = -1/2$).

4) Hubungan dengan Magnetisme

Spin elektron menentukan sifat magnetik atom atau material. Kombinasi spin dalam material menentukan apakah material tersebut diamagnetik, paramagnetik, atau feromagnetik.

Kelebihan Bilangan Kuantum Spin (s):

- ▷ Menjelaskan perilaku magnetik elektron, yang menjadi dasar sifat magnetik atom dan material.
- ▷ Membantu memahami cara elektron berpasangan dalam orbital dan keterkaitannya dengan sifat kimia.



Ilustrasi teori atom bohr (kiri) dan mekanika kuantum (kanan) – labsmk.com

- Melengkapi bilangan kuantum lainnya untuk memberikan identitas unik bagi setiap elektron.

Kekurangan Bilangan Kuantum Spin (s):

- Tidak menggambarkan posisi atau bentuk orbital elektron, hanya memberikan informasi tentang sifat intrinsik elektron.
- Sulit divisualisasikan karena spin tidak memiliki analog fisik yang langsung terlihat.

Contoh Soal Cara Menentukan Bilangan Kuantum

Bilangan kuantum dari $3s^1$ adalah?

- Nomor kulitnya adalah 3, maka $n = 3$
- Subkulitnya adalah s , maka nilai $\ell = 0$
- Nilai $\ell = 0$, artinya maka $m = 0$ (1 orientasi untuk orbital s).
- 1 elektron yang terdapat pada orbital s arahnya ke atas, maka $s = +1/2$

Orbital

Orbital adalah konsep dalam mekanika kuantum yang menggambarkan wilayah probabilitas di mana elektron kemungkinan besar dapat ditemukan di sekitar inti atom. Tidak seperti model klasik yang membayangkan elektron bergerak dalam lintasan tetap seperti planet mengorbit matahari, orbital memberikan gambaran probabilistik berdasarkan solusi dari persamaan gelombang Schrödinger.

Orbital tidak hanya menunjukkan lokasi elektron tetapi juga menyiratkan sifat energi dan distribusinya dalam ruang tiga dimensi. Setiap orbital memiliki bentuk tertentu, yang ditentukan oleh bilangan kuantum azimut (ℓ), dan orientasi tertentu, yang ditentukan oleh bilangan kuantum magnetik (m).

Konsep orbital sangat penting untuk memahami struktur atom, konfigurasi elektron, dan interaksi antaratom yang membentuk molekul.

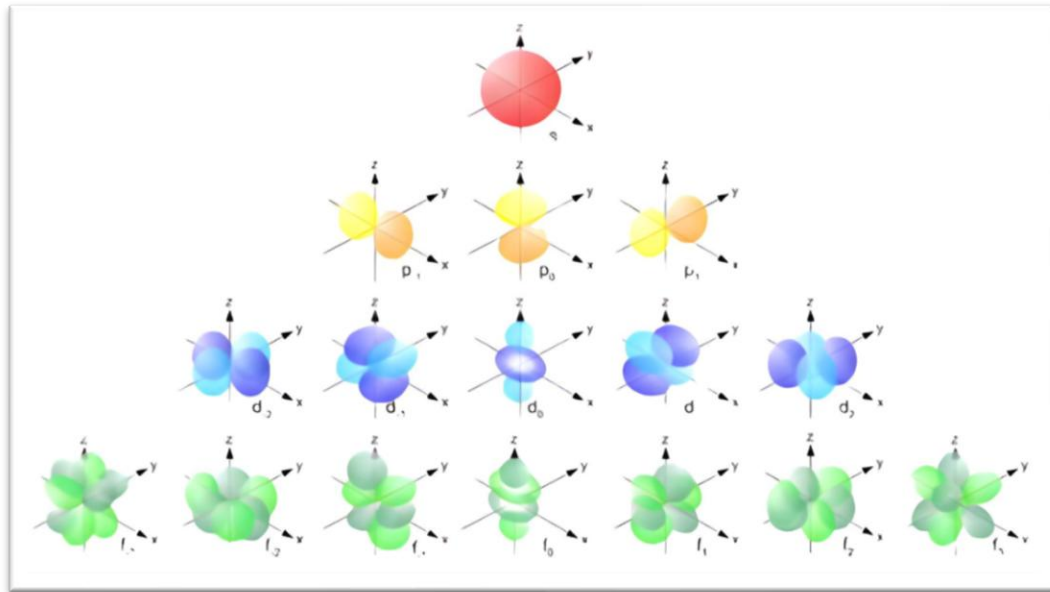
A. Poin Utama Tentang Orbital:

- Orbital menggambarkan kemungkinan keberadaan elektron, bukan lintasan pasti.
- Bentuk orbital (sferis, dumbbell, atau lebih kompleks) ditentukan oleh bilangan kuantum azimut (ℓ).
- Orbital dalam atom disusun berdasarkan tingkat energi, dari yang paling rendah hingga yang lebih tinggi, sesuai dengan aturan Aufbau.

B. Subkulit dan Orbital

Subkulit dan orbital adalah konsep yang menggambarkan tingkat energi dan distribusi elektron dalam atom secara lebih spesifik. Subkulit adalah bagian dari kulit elektron yang memiliki energi tertentu dan terdiri dari satu atau lebih orbital dengan bentuk yang sama. Orbital, pada gilirannya, adalah wilayah dalam subkulit di mana elektron kemungkinan besar dapat ditemukan.

Setiap subkulit dikaitkan dengan bilangan kuantum azimut (ℓ) yang menentukan bentuk orbitalnya, sementara bilangan kuantum magnetik (m) menunjukkan orientasi masing-masing orbital dalam ruang. Pemahaman tentang subkulit dan orbital sangat penting untuk menjelaskan konfigurasi elektron dan reaktivitas kimia suatu unsur.



Ilustrasi orbital atom hidrogen – harapanrakyat.com

Poin Utama Subkulit dan Orbital:

1) Subkulit

Setiap subkulit terdiri dari satu atau lebih orbital. Subkulit diidentifikasi berdasarkan bilangan kuantum azimut (ℓ) dengan simbol tertentu:

- ▷ $\ell = 0$: Subkulit **s** (bentuk bola).
- ▷ $\ell = 1$: Subkulit **p** (bentuk dumbbell).
- ▷ $\ell = 2$: Subkulit **d** (bentuk lebih kompleks).
- ▷ $\ell = 3$: Subkulit **f** (bentuk sangat kompleks).

2) Orbital

Orbital adalah bagian dari subkulit yang menggambarkan wilayah probabilitas keberadaan elektron. Jumlah orbital dalam setiap subkulit ditentukan oleh nilai $2\ell + 1$. Contoh:

- ▷ Subkulit **s** ($\ell = 0$) memiliki 1 orbital.
- ▷ Subkulit **p** ($\ell = 1$) memiliki 3 orbital
- ▷ Subkulit **d** ($\ell = 2$) memiliki 5 orbital
- ▷ Subkulit **f** ($\ell = 3$) memiliki 7 orbital

3) Hubungan Subkulit dengan Kulit Elektron

Setiap tingkat energi utama (n) dapat memiliki sejumlah subkulit tertentu:

- ▷ $n = 1$: Subkulit **1s**.
- ▷ $n = 2$: Subkulit **2s, 2p**.
- ▷ $n = 3$: Subkulit **3s, 3p, 3d**.
- ▷ $n = 4$: Subkulit **4s, 4p, 4d, 4f**.

4) Jumlah Elektron Maksimum dalam Orbital

Setiap orbital hanya dapat menampung maksimum 2 elektron dengan spin berlawanan ($s = +1/2$ dan $s = -1/2$). Jumlah total elektron dalam subkulit adalah kelipatan 2 dari jumlah orbital di subkulit tersebut:

- ▷ Subkulit **s**: Maksimum 2 elektron.
- ▷ Subkulit **p**: Maksimum 6 elektron.
- ▷ Subkulit **d**: Maksimum 10 elektron.
- ▷ Subkulit **f**: Maksimum 14 elektron.

Konfigurasi Elektron

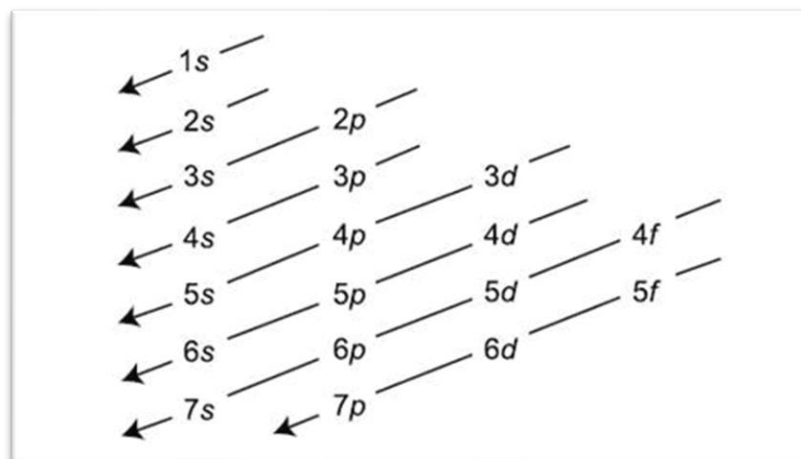
Konfigurasi elektron menggambarkan bagaimana elektron-elektron dalam sebuah atom diatur ke dalam tingkat energi, subkulit, dan orbital. Konsep ini menjadi dasar untuk memahami sifat kimia unsur, karena konfigurasi elektron menentukan bagaimana atom berinteraksi satu sama lain dalam ikatan kimia.

A. Aturan Penulisan Konfigurasi Elektron

Konfigurasi elektron diatur berdasarkan prinsip-prinsip mekanika kuantum, termasuk Prinsip Aufbau, Larangan Pauli, dan Aturan Hund, yang memastikan bahwa elektron ditempatkan dalam orbital dengan cara yang paling stabil.

▷ Prinsip Aufbau

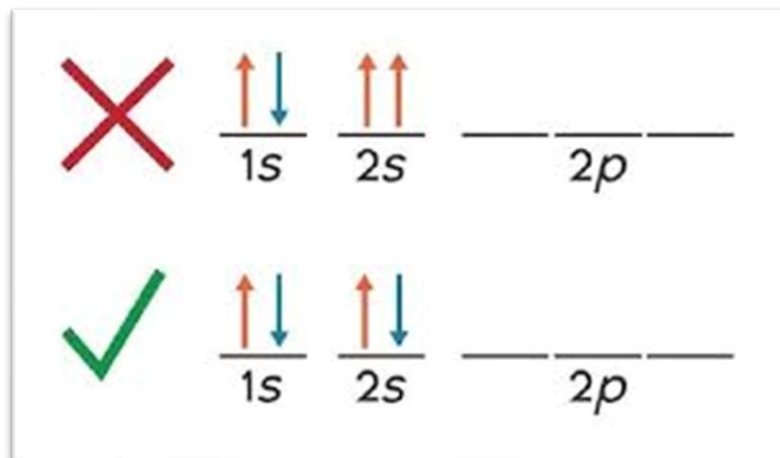
Prinsip Aufbau adalah aturan utama dalam penulisan konfigurasi elektron yang menyatakan bahwa elektron akan mengisi orbital dengan energi terendah terlebih dahulu sebelum mengisi orbital dengan energi yang lebih tinggi. Prinsip ini memastikan bahwa atom berada dalam kondisi energi yang paling stabil. Perhatikan diagram urutan pengisian subkulit berikut:



Aturan penulisan konfigurasi elektron prinsip aufbau – edu.rsc.org

▷ Larangan Pauli

Prinsip Larangan Pauli, yang diperkenalkan oleh Wolfgang Pauli pada tahun 1925, adalah prinsip mendasar dalam mekanika kuantum. Prinsip ini menyatakan bahwa tidak ada dua elektron dalam satu atom yang dapat memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Dengan kata lain, setiap elektron dalam sebuah atom harus unik dalam hal kombinasi nilai bilangan kuantumnya.



Ilustrasi Larangan Pauli— chem.libretexts.org

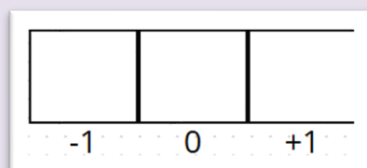
Contoh Soal Cara Menentukan Bilangan Kuantum

Bilangan kuantum dari unsur ${}_{15}\text{P}$ adalah?

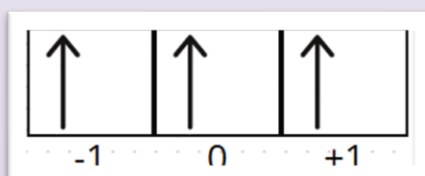
- 1) Tentukan konfigurasi elektron terlebih dahulu, dengan s maksimal 2 elektron, p maksimal 6 elektron, d maksimal 10 elektron, dan f maksimal 14 elektron

$${}_{15}\text{P} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

- 2) Angka 3 di depan huruf untuk menentukan nilai n , dan p melambangkan subkulit ℓ ($s = 0$, $p = 1$, $d = 2$, $f = 3$). Nilai $n = 3$, nilai $\ell = 1$
- 3) Tentukan nilai m berdasarkan nilai ℓ , karena nilai $\ell = 1$, maka nilai m memiliki 3 orbital. Lalu buatlah gambar orbital seperti dibawah ini:



- 4) Setelah menggambar kotak orbital, isilah orbital tersebut berdasarkan jumlah elektron terakhir berdasarkan konfigurasi elektron, $3p^3$, isilah elektron dari kiri - ke kanan, dengan arah panah ke atas terlebih dahulu, dan apabila sudah terisi semua, dan masih ada sisa elektron, kemudian isi dengan lambang anak panah kebawah, hal ini untuk menentukan bilangan kuantum spin.
- 5) Karena pengisian **anak panah berakhir di +1**, maka bilangan magnetiknya adalah $m = +1$, dan karena anak panah terakhir menghadap ke atas, **maka $s = +\frac{1}{2}$**



B. Menyingkat Konfigurasi Elektron

Konfigurasi elektron dapat ditulis dalam bentuk singkat untuk menyederhanakan penulisan, terutama untuk atom-atom dengan jumlah elektron yang banyak. Penyingkatan ini dilakukan dengan menggantikan konfigurasi elektron dari gas mulia terdekat sebelumnya (yang memiliki konfigurasi elektron penuh) dengan simbolnya dalam tanda kurung siku. Gas mulia digunakan karena konfigurasi elektronnya sangat stabil.

Langkah-Langkah Penyingkatan Konfigurasi Elektron

1) Identifikasi Gas Mulia Terdekat Sebelumnya

Cari gas mulia yang terletak sebelum unsur dalam tabel periodik.

Contoh:

- ▷ Untuk $_{11}\text{Na}$, gas mulia sebelumnya adalah neon ($_{10}\text{Ne}$)
- ▷ Untuk $_{17}\text{Cl}$, gas mulia sebelumnya adalah neon ($_{10}\text{Ne}$)

2) Tuliskan Konfigurasi Elektron Gas Mulia dalam Simbol

Gunakan simbol gas mulia tersebut dalam tanda kurung siku.

Contoh:

- ▷ Neon: $[\text{Ne}]$ mewakili $1s^2 2s^2 1s^6$

3) Lanjutkan dengan Elektron Setelah Gas Mulia

Tambahkan konfigurasi elektron untuk elektron-elektron di luar konfigurasi gas mulia.

Contoh:

- ▷ $_{11}\text{Na} = [\text{Ne}] 3s^1$
- ▷ $_{17}\text{Cl} = [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

C. Aturan Hund

Aturan Hund adalah prinsip dalam mekanika kuantum yang menjelaskan bagaimana elektron mengisi orbital dalam subkulit yang memiliki tingkat energi sama (degenerasi) untuk mencapai konfigurasi yang paling stabil. Aturan ini menyatakan bahwa:

- ▷ Elektron akan mengisi orbital yang memiliki energi sama satu per satu dengan **spin yang sama** (+1/2 atau -1/2) sebelum mereka mulai berpasangan.
- ▷ Hal ini meminimalkan tolakan antar elektron karena elektron dengan spin yang sama cenderung berada lebih jauh satu sama lain.

Penjelasan Aturan Hund

Aturan ini berlaku untuk subkulit p, d, dan f, yang memiliki beberapa orbital dengan energi yang sama. Elektron akan mengisi setiap orbital secara individual terlebih dahulu, kemudian berpasangan jika semua orbital tersebut sudah terisi satu elektron.

Contoh Soal Cara Penggambaran Aturan Hund

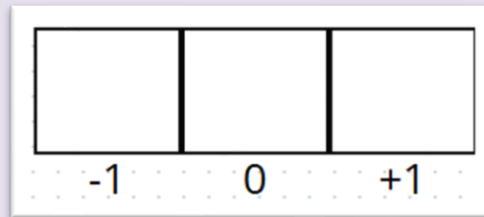
Bilangan kuantum dari unsur $_{17}\text{Cl}$ adalah?

1. Tentukan konfigurasi elektron terlebih dahulu, dengan **s maksimal 2 elektron, p maksimal 6 elektron, d maksimal 10 elektron, dan f maksimal 14 elektron**

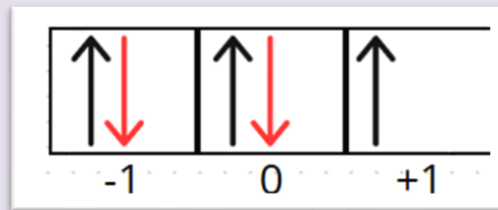


2. Angka 3 di depan huruf untuk menentukan nilai n, dan p melambangkan subkulit ℓ (**s = 0, p = 1, d = 2, f = 3**). Nilai **n = 3**, nilai **$\ell = 1$**

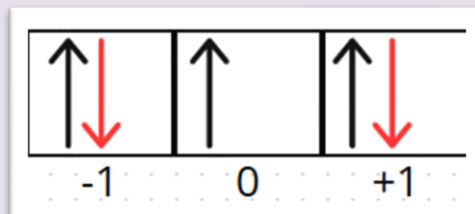
3. Tentukan nilai m berdasarkan nilai ℓ , karena nilai $\ell = 1$, maka nilai m memiliki 3 orbital. Lalu buatlah gambar orbital seperti dibawah ini:



4. "Kotak diagram orbital diisi dulu ke kanan hingga penuh, kemudian dipasangkan (panah atas terlebih dahulu, jika kotaknya sudah penuh, lalu dipasangkan dengan panah bawah). Perhatikan contoh yang benar seperti di bawah ini:



5. Perhatikan contoh yang kurang tepat di bawah ini:



D. Beberapa Penyimpangan dari Aturan Umum

Meskipun Prinsip Aufbau, Larangan Pauli, dan Aturan Hund secara umum menjelaskan pengisian elektron dalam atom, ada beberapa unsur yang tidak sepenuhnya mengikuti aturan ini. Penyimpangan terjadi karena atom berusaha mencapai konfigurasi yang lebih stabil, baik melalui subkulit yang setengah penuh (d^5) atau penuh (d^{10}).

1) Kromium ($Z = 24$)

- ▷ **Konfigurasi yang diharapkan:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- ▷ **Konfigurasi aktual:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- ▷ **Penjelasan:** Subkulit $3d^5$ (setengah penuh) lebih stabil dibandingkan konfigurasi $3d^4$. Elektron dari $4s$ berpindah ke $3d$ untuk mencapai stabilitas tambahan.

2) Tembaga ($Z = 29$)

- ▷ **Konfigurasi yang diharapkan:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
- ▷ **Konfigurasi aktual:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
- ▷ **Penjelasan:** Subkulit $3d^{10}$ (penuh) lebih stabil dibandingkan konfigurasi $3d^9$. Elektron dari $4s$ berpindah ke $3d$.

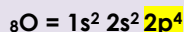
E. Konfigurasi Ion

Konfigurasi ion adalah konfigurasi elektron yang dimiliki oleh atom setelah kehilangan atau menerima elektron untuk membentuk ion. Proses ini menyebabkan perubahan jumlah elektron, tetapi jumlah proton di dalam inti tetap sama. Konfigurasi ion berperan penting dalam menentukan sifat kimia, seperti kekuatan ionik, reaktivitas, dan kecenderungan pembentukan senyawa.

Contoh Soal Konfigurasi Negatif

${}^8\text{O}^{2-}$ Perhatikan langkah penyelesaiannya:

- 1) Tentukan konfigurasi elektron unsur Normal terlebih dahulu



${}^{26}\text{Fe}^{2+}$ Perhatikan langkah penyelesaiannya:

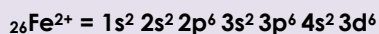
- 2) Ion negatif (-) artinya menerima elektron pada subkulit terakhir, 2- artinya menerima 2 elektron pada subkulit terakhir, dengan begitu maka:



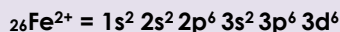
Contoh Soal Konfigurasi Ion Positif

${}^{26}\text{Fe}^{2+}$ Perhatikan langkah penyelesaiannya:

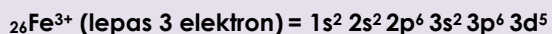
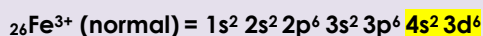
- 1) Tentukan konfigurasi elektron unsur Normal terlebih dahulu



- 2) Ion positif (+) artinya melepas elektron pada subkulit terluar, +2 artinya melepas 2 elektron pada subkulit terluar, terluar itu artinya kulit yang paling besar angkanya, dalam konfigurasi elektron Fe kulit terbesar konfigurasi adalah $4s^2$



- 3) Apabila kulit memiliki angka yang sama, maka ambil subkulit terakhir juga, perhatikan contoh ${}^{26}\text{Fe}^{3+}$





2. Korelasi Konfigurasi Elektron dan Sistem Periodik Unsur

Konfigurasi elektron suatu unsur dapat digunakan untuk menentukan golongan dan periode unsur dalam tabel periodik. Hubungan ini didasarkan pada susunan elektron dalam tingkat energi utama (n) dan subkulit s, p, d, atau f, yang menentukan sifat kimia dan posisi unsur dalam tabel periodik. Berikut cara menentukan golongan dan periode dari sebuah unsur:

▷ Menentukan Periode

Periode unsur ditentukan oleh banyaknya kulit yang terpakai atau subkulit s yang terakhir.

▷ Golongan A

Jika dalam konfigurasi elektron subkulit berakhir pada subkulit s atau berakhir dengan subkulit p, namun harus dijumlah dengan subkulit s dengan angka yang sama, contoh 4s dan 4p.

▷ Golongan B

Jika dalam konfigurasi elektron subkulit berakhir pada subkulit d, dengan rumus konfigurasi $ns + (n-1) d$. Jika s + d memiliki hasil 8, 9, dan 10 maka termasuk golongan VIIB, jika jumlahnya 11 maka golongan IB, dan jika 12 maka termasuk golongan IIB.

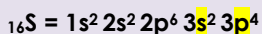
Jika golongan berakhir pada subkulit 4f, maka termasuk golongan IIIB (lantanida), jika berakhir pada subkulit 5f, maka termasuk golongan IIIB (aktinida).

Contoh soal penentuan periode dan golongan

Tentukan golongan dan periode dari unsur berikut:

${}_{16}\text{S}$

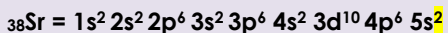
- 1) Tentukan ${}_{16}\text{S}$ konfigurasi elektron terlebih dahulu



- 2) Subkulit berakhir dengan huruf "p", maka masuk ke Golongan A, lalu jumlahkan elektron pada subkulit s dan p ($3s^2 3p^4$) = 6. Maka S adalah golongan VIA
- 3) Periode ditentukan berdasarkan subkulit s yang terakhir, karena subkulit s yang terakhir adalah $3s^2$, maka unsur S terdapat pada periode 3

${}_{38}\text{Sr}$

- 1) Tentukan ${}_{38}\text{Sr}$ konfigurasi elektron terlebih dahulu



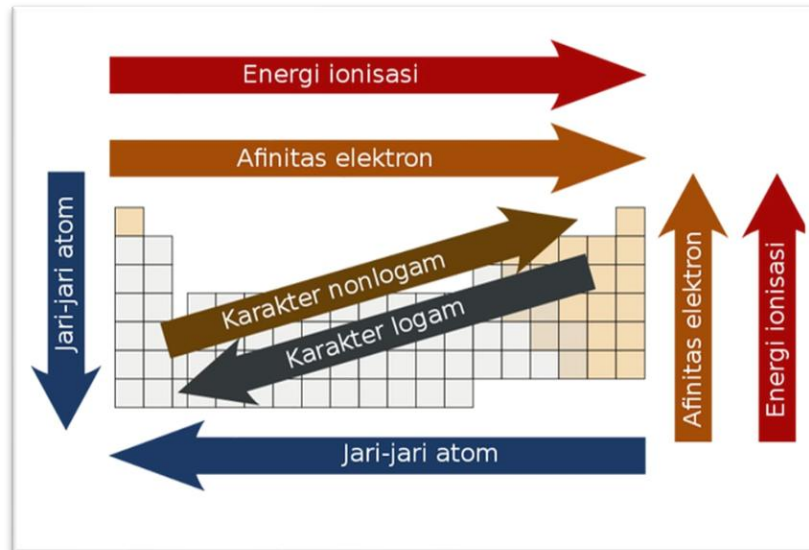
- 2) Subkulit berakhir dengan huruf "s", maka masuk ke Golongan A, lalu jumlahkan elektron pada subkulit s, kalau berakhir dengan s dan sendirian, maka jumlahkan elektron pada subkulit s tersebut, = 2. Maka Sr adalah golongan IIA
- 3) Periode ditentukan berdasarkan subkulit s yang terakhir, karena subkulit s yang terakhir adalah $5s^2$, maka unsur S terdapat pada periode 5



3. Keunikan Sifat Unsur dalam Harmoni Sistem Periodik

Sifat keperiodikan unsur adalah pola berulang dari sifat fisik dan kimia unsur-unsur dalam tabel periodik. Pola ini terjadi karena pengaturan unsur dalam tabel periodik didasarkan pada konfigurasi elektron dan nomor atom. Dengan demikian, unsur-unsur dalam golongan yang sama memiliki sifat serupa, sementara sifat-sifat ini berubah secara sistematis di sepanjang periode atau golongan.

Sifat keperiodikan unsur memungkinkan kita untuk memprediksi reaktivitas, jenis ikatan kimia, dan perilaku unsur dalam senyawa. Beberapa sifat yang bersifat periodik meliputi energi ionisasi, afinitas elektron, elektronegativitas, jari-jari atom, dan lain-lain.



Energi Ionisasi

Energi ionisasi adalah jumlah energi yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron dari atom atau ion dalam keadaan gas. Dua faktor penting yang memengaruhi energi ionisasi adalah jari-jari atom dan konfigurasi elektron.

A. Jari-Jari Atom dan Hubungannya dengan Energi Ionisasi

1) Pengaruh Jari-Jari Atom

- ▷ Jari-jari atom adalah jarak rata-rata antara inti atom dan elektron terluar.
- ▷ Semakin besar jari-jari atom, semakin lemah gaya tarik inti terhadap elektron valensi, sehingga energi ionisasi lebih rendah.
- ▷ Sebaliknya, jika jari-jari atom kecil, gaya tarik inti lebih kuat, sehingga energi ionisasi lebih tinggi.

2) Tren Jari-Jari Atom dalam Tabel Periodik

- ▷ Dalam satu golongan (atas ke bawah):
Jari-jari atom bertambah karena elektron valensi menempati tingkat energi yang lebih tinggi, lebih jauh dari inti. Akibatnya, energi ionisasi menurun.
 - Fluorin (F): Jari-jari kecil, energi ionisasi tinggi (1680 kJ/mol).
 - Iodin (I): Jari-jari besar, energi ionisasi rendah (1008 kJ/mol).

- ▷ Dalam satu periode (kiri ke kanan):
Jari-jari atom menurun karena peningkatan muatan inti efektif menarik elektron valensi lebih dekat ke inti. Akibatnya, energi ionisasi meningkat.
 - Natrium (Na): Jari-jari besar, energi ionisasi rendah (496 kJ/mol).
 - Neon (Ne): Jari-jari kecil, energi ionisasi tinggi (2080 kJ/mol).

B. Konfigurasi Elektron dan Hubungannya dengan Energi Ionisasi

1) Pengaruh Konfigurasi Elektron

- ▷ Elektron valensi yang mudah dilepaskan (seperti dalam subkulit s yang terisi sebagian) membutuhkan energi lebih rendah, sehingga energi ionisasinya rendah.
- ▷ Sebaliknya, konfigurasi elektron yang stabil (seperti gas mulia) membutuhkan energi sangat besar untuk melepaskan elektron.

2) Tren Berdasarkan Konfigurasi Elektron

- ▷ **Golongan Utama (s dan p):**
Energi ionisasi rendah untuk unsur dengan 1 atau 2 elektron valensi, seperti logam alkali (Golongan IA) dan alkali tanah (Golongan IIA).
 - Litium (Li): Konfigurasi valensi $2s^1$, energi ionisasi rendah (520 kJ/mol).
 - Neon (Ne): Konfigurasi valensi $2s^2 2p^6$, energi ionisasi tinggi (2080 kJ/mol).
- ▷ **Unsur Transisi (d):**
Energi ionisasi dipengaruhi oleh elektron valensi di subkulit ss dan dd. Elektron di subkulit dd menambah stabilitas, sehingga energi ionisasi sedikit lebih tinggi daripada logam alkali. Contohnya adalah Besi (Fe): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

3) Efek Konfigurasi Stabil (Setengah Penuh dan Penuh)

- Subkulit yang setengah penuh (d^5 , f^7) atau penuh (d^{10} , f^{14}) memiliki energi ionisasi lebih tinggi karena stabilitas tambahan.
- ▷ Kromium (Cr): $4s^1 3d^5$, energi ionisasi lebih tinggi dari perkiraan.
 - ▷ Tembaga (Cu): $4s^1 3d^{10}$, energi ionisasi lebih tinggi karena subkulit d^{10} penuh.

Afinitas Elektron

Afinitas elektron adalah jumlah energi yang dilepaskan atau diserap ketika satu elektron ditambahkan ke atom atau ion netral dalam keadaan gas untuk membentuk ion negatif. Afinitas elektron mengukur kecenderungan suatu atom untuk menarik elektron dan membentuk anion.

- ▷ Jika atom **melepaskan energi** saat menerima elektron, nilai afinitas elektron bertanda negatif (misalnya, halogen).
- ▷ Jika atom **menyerap energi** saat menerima elektron, nilai afinitas elektron bertanda positif (misalnya, gas mulia).

A. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Afinitas Elektron:

▷ Jari-Jari Atom

Semakin kecil jari-jari atom, elektron yang ditambahkan lebih dekat ke inti, sehingga gaya tarik elektrostatis lebih kuat dan afinitas elektron lebih besar (lebih negatif).

▷ **Muatan Inti Efektif**

Semakin besar muatan inti efektif, gaya tarik terhadap elektron tambahan lebih kuat, sehingga afinitas elektron meningkat.

▷ **Konfigurasi Elektron Stabil**

Atom dengan konfigurasi elektron stabil (seperti gas mulia atau subkulit penuh/setengah penuh) memiliki afinitas elektron yang rendah atau bahkan positif, karena menambahkan elektron akan mengganggu kestabilan tersebut.

▷ **Efek Layar (Screening Effect)**

Elektron di kulit dalam mengurangi gaya tarik inti terhadap elektron tambahan. Efek layar yang besar menurunkan afinitas elektron.

B. Tren Afinitas Elektron dalam Tabel Periodik:

1) Dalam Satu Periode (Kiri ke Kanan):

▷ Afinitas elektron meningkat (lebih negatif) dari kiri ke kanan karena jari-jari atom menurun dan muatan inti efektif bertambah.

▷ Contoh:

- Litium (Li): Afinitas elektron sekitar -60 kJ/mol .
- Fluorin (F): Afinitas elektron sekitar -328 kJ/mol .

2) Dalam Satu Golongan (Atas ke Bawah):

▷ Afinitas elektron **menurun** (lebih positif) dari atas ke bawah karena jari-jari atom bertambah, sehingga gaya tarik terhadap elektron tambahan lebih lemah.

▷ Contoh:

- Fluorin (FF): Afinitas elektron -328 kJ/mol .
- Klorin (ClCl): Afinitas elektron -349 kJ/mol (pengecualian karena fluor memiliki tolakan elektron-elektron yang tinggi).
- Bromin (BrBr): Afinitas elektron -324 kJ/mol .

C. Nilai Afinitas Elektron untuk Golongan-Golongan Tertentu

1) Halogen (Golongan VIIA):

▷ Memiliki afinitas elektron paling besar (paling negatif) karena mereka hanya membutuhkan satu elektron untuk mencapai konfigurasi gas mulia.

▷ Contoh: Fluorin (F), Klorin (Cl), Bromin (Br).

2) Logam Alkali (Golongan IA):

Afinitas elektron rendah (kurang negatif) karena menambahkan elektron menciptakan konfigurasi yang tidak stabil.

3) Gas Mulia (Golongan VIIIA):

Memiliki afinitas elektron positif atau mendekati nol karena konfigurasi elektron mereka sudah sangat stabil.

Keelektronegatifan

Keelektronegatifan adalah kemampuan suatu atom dalam molekul untuk menarik elektron dari pasangan elektron yang terlibat dalam ikatan kimia. Nilai ini tidak memiliki satuan, tetapi biasanya dinyatakan dalam skala Pauling, di mana fluorin (F) memiliki nilai keelektronegatifan tertinggi sebesar 4,0.

A. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Keelektronegatifan:

1) Jari-Jari Atom

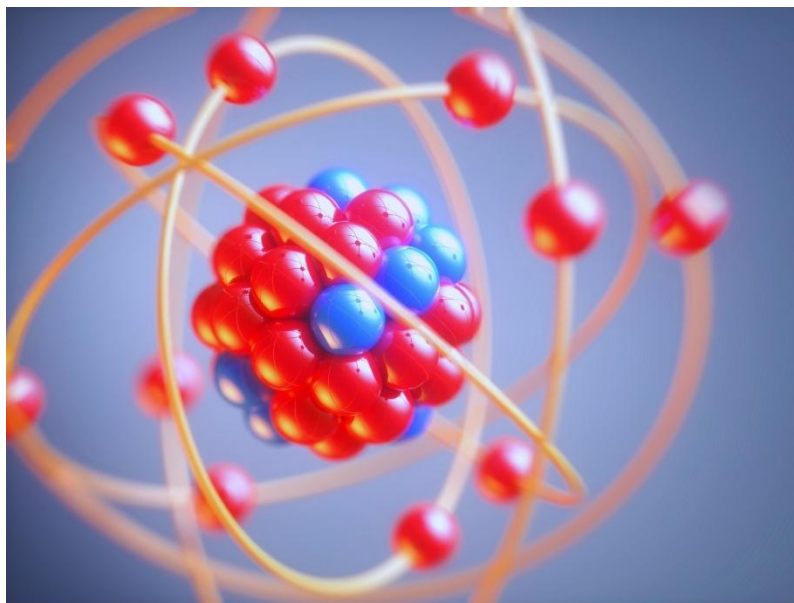
Semakin kecil jari-jari atom, pasangan elektron lebih dekat dengan inti atom, sehingga gaya tarik terhadap elektron lebih kuat. Akibatnya, keelektronegatifan lebih tinggi.

2) Muatan Inti Efektif

Semakin besar muatan inti efektif, semakin kuat inti atom menarik elektron dalam ikatan kimia, sehingga keelektronegatifan meningkat.

3) Konfigurasi Elektron Stabil

Atom yang hampir mencapai konfigurasi elektron stabil (seperti halogen) memiliki keelektronegatifan yang lebih tinggi karena sangat ingin menarik elektron.



B. Tren Keelektronegatifan dalam Tabel Periodik:

1) Dalam Satu Periode (Kiri ke Kanan):

- ▷ Keelektronegatifan meningkat dari kiri ke kanan karena jari-jari atom menurun dan muatan inti efektif bertambah.
- ▷ Contoh:
 - Natrium (Na): 0,93.
 - Klorin (Cl): 3,16.

2) Dalam Satu Golongan (Atas ke Bawah):

- ▷ Keelektronegatifan menurun dari atas ke bawah karena jari-jari atom bertambah dan elektron valensi berada lebih jauh dari inti, sehingga gaya tarik melemah.
- ▷ Contoh:
 - Fluorin (F): 3,98.
 - Bromin (Br): 2,96.
 - Iodin (I): 2,66.

C. Nilai Keelektronegatifan untuk Golongan-Golongan Tertentu

1) Halogen (Golongan VIIA):

- ▷ Memiliki keelektronegatifan tinggi karena hanya membutuhkan satu elektron untuk mencapai konfigurasi gas mulia.
- ▷ Contoh: Fluorin (3,98), Klorin (3,16).

2) Logam Alkali (Golongan IA):

- ▷ Memiliki keelektronegatifan rendah karena cenderung melepaskan elektron daripada menariknya.
- ▷ Contoh: Litium (0,98), Natrium (0,93).

3) Gas Mulia (Golongan VIIIA):

Tidak memiliki nilai keelektronegatifan (atau sangat rendah) karena tidak cenderung membentuk ikatan kimia.



Tahukah Kamu?

- ▷ Gas mulia disebut "gas mulia" karena sifatnya sangat stabil dan sukar reaktif dengan unsur lain, sehingga disebut "inert".
- ▷ Radon (Rn) adalah satu-satunya gas mulia yang bersifat radioaktif secara alami, yang dihasilkan dari peluruhan radioaktif uranium dalam kerak bumi.
- ▷ Helium adalah satu-satunya unsur yang tidak dapat membeku, bahkan pada suhu mendekati nol mutlak ($-273,15^{\circ}\text{C}$) di bawah tekanan normal.
- ▷ Neon sering diasosiasikan dengan lampu neon yang berwarna merah-oranye, tetapi sebenarnya neon adalah gas tidak berwarna.





4. Ikatan Kimia: Fondasi Interaksi Antaratom dan Molekul

Ikatan kimia adalah gaya tarik antaratom yang menyatukan mereka dalam suatu molekul atau senyawa. Atom-atom membentuk ikatan untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil, sering kali mengikuti kaidah oktet. Jenis-jenis ikatan kimia, seperti ionik, kovalen, dan logam, menentukan sifat kimia dan fisik molekul.

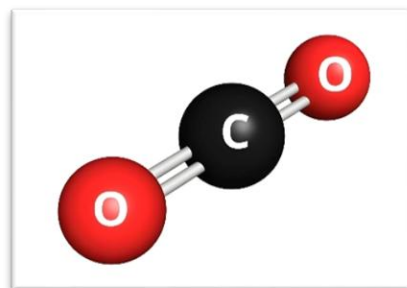
Namun, selain jenis ikatan, bentuk molekul adalah faktor penting yang memengaruhi bagaimana molekul tersebut berinteraksi dengan molekul lain. Bentuk molekul dipengaruhi oleh susunan atom dalam ruang dan distribusi pasangan elektron di sekitar atom pusat.

Bentuk Molekul

Bentuk molekul adalah susunan geometris atom-atom dalam molekul di ruang tiga dimensi. Bentuk ini ditentukan oleh posisi atom-atom yang diatur berdasarkan gaya tolak-menolak pasangan elektron di sekitar atom pusat, baik pasangan elektron ikatan maupun pasangan elektron bebas. Pemahaman tentang bentuk molekul penting untuk menjelaskan sifat fisik dan kimia suatu molekul, seperti polaritas, reaktivitas, dan interaksi antarmolekul. Penentuan bentuk molekul sering didasarkan pada Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*), yang menyatakan bahwa pasangan elektron cenderung mengatur diri sejauh mungkin satu sama lain untuk meminimalkan gaya tolak-menolak.

A. Linear

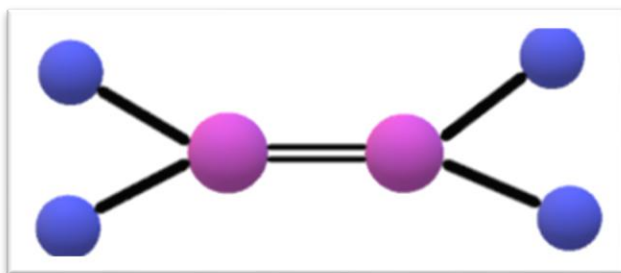
Bentuk molekul linear terjadi ketika atom-atom dalam molekul tersusun dalam satu garis lurus. Molekul dengan bentuk linear biasanya memiliki dua atau tiga atom yang diatur dengan sudut antaratom yang sejajar secara geometri. Molekul ini terbentuk ketika tidak ada pasangan elektron bebas di sekitar atom pusat, sehingga pasangan elektron ikatan saling tolak secara simetris. Sudut antaratom dalam molekul linear adalah 180° . Contoh molekul yang berbentuk linear, CO_2 , BeCl_2 dan HCN .



Karbon dioksida dengan bentuk molekul linear – Canva

B. Segitiga Datar

Bentuk molekul segitiga datar terjadi ketika atom pusat dalam molekul memiliki tiga pasangan elektron ikatan yang tersebar secara merata di sekelilingnya, tanpa pasangan elektron bebas. Atom-atom yang terhubung dengan atom pusat tersusun dalam pola geometris segitiga yang seluruhnya berada pada satu bidang datar. Sudut antaratom dalam molekul segitiga datar adalah 120° . Contoh molekul yang berbentuk segitiga datar adalah BF_3 , H_2CO , dan C_2H_4 .

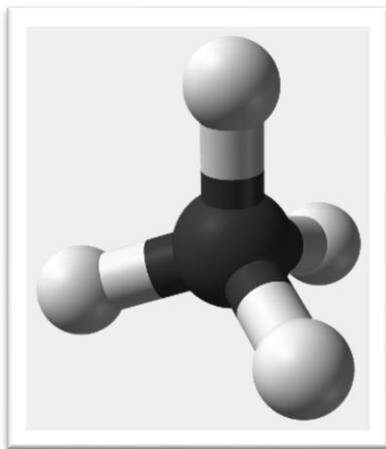


Senyawa C_2H_4 membentuk segitiga datar– topblogtenz.com

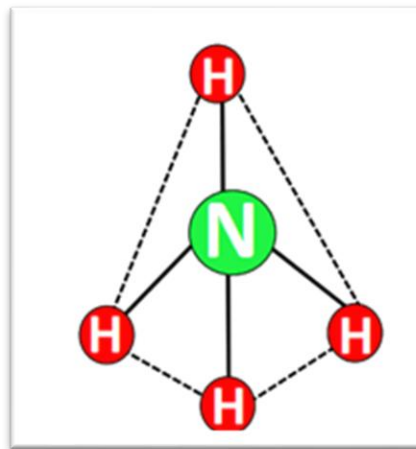
C. Tetrahedron

Bentuk molekul tetrahedron terjadi ketika atom pusat dalam molekul memiliki empat pasangan elektron ikatan, tanpa pasangan elektron bebas. Keempat atom atau kelompok atom yang terhubung dengan atom pusat tersebar simetris dalam ruang tiga dimensi, membentuk piramida dengan empat sisi segitiga (tetrahedron). Konfigurasi ini meminimalkan gaya tolak-menolak antar pasangan elektron, karena pasangan elektron diatur sejauh mungkin satu sama lain dalam ruang tiga dimensi, sesuai dengan Teori

VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Sudut antaratom dalam molekul tetrahedron adalah 109.5° . Contoh molekul yang berbentuk tetrahedron adalah CH_4 , NH_4 , dan CCl_4 .



Senyawa CH_4 membentuk tetrahedron – en.wikipedia.org



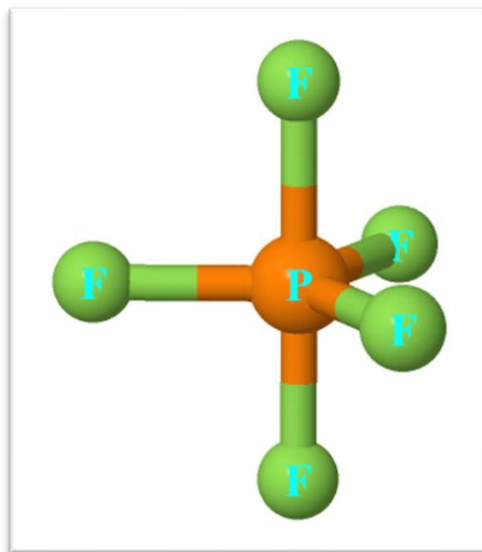
Ilustrasi NH_4 membentuk tetrahedron – topblogtenz.com

D. Segitiga Bipiramida

Bentuk molekul segitiga bipiramida terjadi ketika atom pusat memiliki lima pasangan elektron ikatan tanpa pasangan elektron bebas. Atom-atom di sekitar atom pusat tersebar dalam dua bidang:

- ▷ **Bidang trigonal planar:** Tiga atom terletak dalam satu bidang dengan sudut antaratom sebesar 120° .
- ▷ **Bidang aksial:** Dua atom terletak di atas dan di bawah bidang trigonal planar dengan sudut 90° terhadap atom di bidang planar.

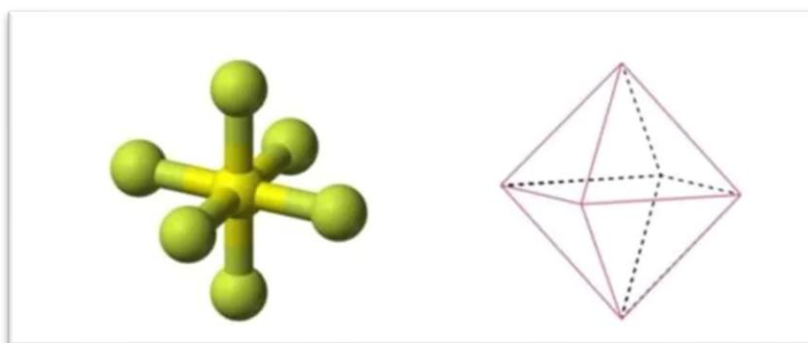
Susunan ini meminimalkan gaya tolak-menolak antar pasangan elektron sesuai dengan Teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Sudut antaratom dalam bidang trigonal planar adalah 120° , sedangkan sudut antaratom antara bidang planar dan bidang aksial adalah 90° . Contoh molekul yang berbentuk segitiga bipiramida adalah PCl_5 , SF_6 , dan PF_5



Ilustrasi PF_5 membentuk segitiga bipiramida – topblogtenz.com

E. Oktahedron

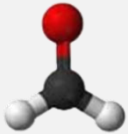
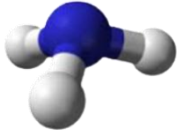
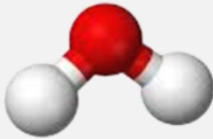
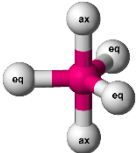
Bentuk molekul oktahedron terjadi ketika atom pusat memiliki enam pasangan elektron ikatan tanpa pasangan elektron bebas. Keenam atom atau kelompok atom yang terhubung dengan atom pusat tersebar secara simetris di ruang tiga dimensi, membentuk pola geometris dengan delapan sisi berbentuk segitiga (oktahedron). Susunan ini

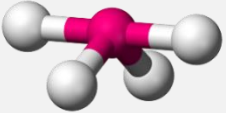
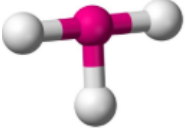
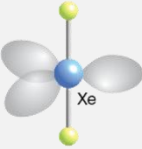
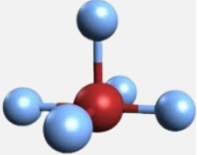
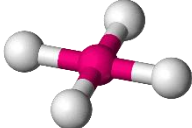


Ilustrasi SF_6 membentuk oktahedron – scientificpakistan.com

memungkinkan pasangan elektron berada sejauh mungkin satu sama lain untuk meminimalkan gaya tolak-menolak, sesuai dengan Teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Semua sudut antaratom dalam molekul oktahedron adalah 90° atau 180° (untuk atom yang berlawanan secara aksial). Contoh molekul yang berbentuk oktahedron adalah SF_6 .

Tabel beberapa bentuk molekul

Notasi Molekul (AX_mE_n)	Jumlah PEI (X)	Jumlah PEB (E)	Bentuk Molekul	Contoh Molekul	Bentuk Molekul
AX_2	2	0	Linear	CO_2 , BeCl_2	
AX_3	3	0	Segitiga Datar	BF_3 , H_2CO	
AX_2E	2	1	Sudut (V-shape)	SO_2 , O_3	
AX_4	4	0	Tetrahedron	CH_4 , CCl_4	
AX_3E	3	1	Piramida Trigonal	NH_3	
AX_2E_2	2	2	Sudut (V-shape)	H_2O	
AX_5	5	0	Segitiga Bipiramida	PCl_5	

Notasi Molekul (AX_mE_n)	Jumlah PEI (X)	Jumlah PEB (E)	Bentuk Molekul	Contoh Molekul	Bentuk Molekul
AX_4E	4	1	Seesaw (Ayunan)	SF_4	
AX_3E_2	3	2	T-Bentuk (T-Shape)	ClF_3	
AX_2E_3	2	3	Linear	XeF_2	
AX_6	6	0	Oktahedron	SF_6	
AX_5E	5	1	Piramida Persegi	BrF_5	
AX_4E_2	4	2	Persegi Planar	XeF_4	

Notasi AX_mE_n :

- ▷ **A**: Atom pusat.
- ▷ **X_m**: Jumlah pasangan elektron ikatan (PEI).
- ▷ **E_n**: Jumlah pasangan elektron bebas (PEB).

Gaya (Ikatan Antarmolekul)

Gaya antarmolekul adalah gaya tarik-menarik atau tolak-menolak yang terjadi antara molekul-molekul. Meskipun lebih lemah dibandingkan dengan gaya intramolekul (seperti ikatan kovalen atau ionik), gaya ini sangat penting dalam menentukan sifat fisik suatu zat, seperti titik didih, titik leleh, kelarutan, viskositas, dan tegangan permukaan.

A. Interaksi Dipol-Dipol

Interaksi dipol-dipol adalah gaya tarik-menarik antara molekul-molekul polar, yaitu molekul yang memiliki momen dipol permanen karena distribusi elektron yang tidak merata. Molekul polar memiliki ujung positif (akibat kekurangan elektron) dan ujung negatif (akibat kelebihan elektron).

Dalam interaksi dipol-dipol:

- ▷ Ujung positif dari satu molekul polar berinteraksi dengan ujung negatif molekul polar lainnya.
- ▷ Gaya ini lebih kuat dibandingkan dengan gaya London (dispersi), tetapi lebih lemah dibandingkan ikatan hidrogen.

Interaksi dipol-dipol memengaruhi sifat fisik senyawa, seperti titik didih, titik leleh, dan kelarutan. Molekul dengan interaksi dipol-dipol cenderung memiliki titik didih yang lebih tinggi dibandingkan molekul nonpolar dengan massa molekul sebanding.

Contoh Senyawa dengan Interaksi Dipol-Dipol

1) Hidrogen Klorida (HCl)

- ▷ Molekul HCl bersifat polar karena perbedaan keelektronegatifan antara hidrogen (H) dan klorin (Cl).
- ▷ Klorin menarik elektron lebih kuat, menciptakan momen dipol dengan ujung negatif di klorin dan ujung positif di hidrogen.
- ▷ Gaya dipol-dipol menyebabkan HCl memiliki titik didih lebih tinggi dibandingkan molekul nonpolar dengan ukuran serupa.

2) Aseton (CH_3COCH_3)

- ▷ Molekul aseton bersifat polar karena keberadaan gugus karbonil ($\text{C}=\text{O}$) dengan perbedaan keelektronegatifan antara karbon dan oksigen.
- ▷ Interaksi dipol-dipol antara molekul aseton memberikan kontribusi terhadap kelarutannya dalam pelarut polar seperti air.

3) Diklorometana (CH_2Cl_2)

- ▷ Molekul CH_2Cl_2 bersifat polar karena distribusi muatan yang tidak merata akibat atom klorin yang lebih elektronegatif.
- ▷ Molekul-molekul CH_2Cl_2 saling berinteraksi melalui gaya dipol-dipol.

Sifat-Sifat Senyawa dengan Interaksi Dipol-Dipol:

- ▷ **Titik didih lebih tinggi** dibandingkan molekul nonpolar dengan massa molekul sebanding.
Contoh: HCl memiliki titik didih lebih tinggi dibandingkan Cl_2 , meskipun memiliki massa molekul hampir sama.
- ▷ **Kelarutan dalam pelarut polar:** Molekul polar dengan interaksi dipol-dipol lebih larut dalam pelarut polar seperti air.



Ilustrasi HCl dengan interaksi dipol-dipol – id.wikipedia.org

B. Interaksi Dipol-Induksi

Interaksi dipol-induksi adalah gaya tarik-menarik yang terjadi ketika molekul polar mendekati molekul nonpolar, sehingga medan listrik dari molekul polar **mendistorsi** distribusi elektron dalam molekul nonpolar. Akibatnya, molekul nonpolar menjadi memiliki **dipol sementara (terinduksi)**, yang memungkinkan gaya tarik antarmolekul terjadi. Interaksi ini bersifat sementara dan lemah dibandingkan interaksi dipol-dipol permanen. Namun, interaksi ini sangat penting dalam berbagai proses kimia dan biologis, terutama untuk pelarutan gas nonpolar dalam cairan polar.

Faktor yang Mempengaruhi Interaksi Dipol-Induksi

1) Kekuatan Dipol Molekul Polar

- ▷ Molekul polar dengan momen dipol lebih besar cenderung menghasilkan dipol induksi yang lebih kuat.
- ▷ Contoh: Air (H_2O) menghasilkan dipol induksi yang lebih besar dibandingkan alkohol.

2) Polarisabilitas Molekul Nonpolar

- ▷ Molekul nonpolar yang memiliki lebih banyak elektron (berukuran lebih besar) lebih mudah terdistorsi, sehingga menghasilkan dipol sementara yang lebih kuat.
- ▷ Contoh: Xenon (Xe) lebih mudah dipolarisasi dibandingkan helium (He).

Contoh Studi Kasus dalam Kehidupan Sehari-Hari

1) Oksigen Larut dalam Air (O_2 di H_2O)

- ▷ Molekul oksigen (O_2) yang nonpolar dapat larut dalam air (H_2O) karena molekul air (polar) menginduksi dipol sementara pada molekul oksigen.
- ▷ Hal ini memungkinkan oksigen larut dalam air dan tersedia bagi makhluk hidup untuk respirasi.

2) Karbon Dioksida dalam Minuman Bersoda (CO_2 di H_2O)

Molekul karbon dioksida (CO_2), meskipun bersifat nonpolar, larut dalam air melalui interaksi dipol-induksi, yang menyebabkan pembentukan larutan gas di dalam minuman bersoda.

3) Pelarutan Gas Mulia dalam Air

Gas mulia seperti helium (He) atau neon (Ne) dapat larut dalam air karena molekul air yang polar menginduksi dipol sementara dalam molekul gas mulia.

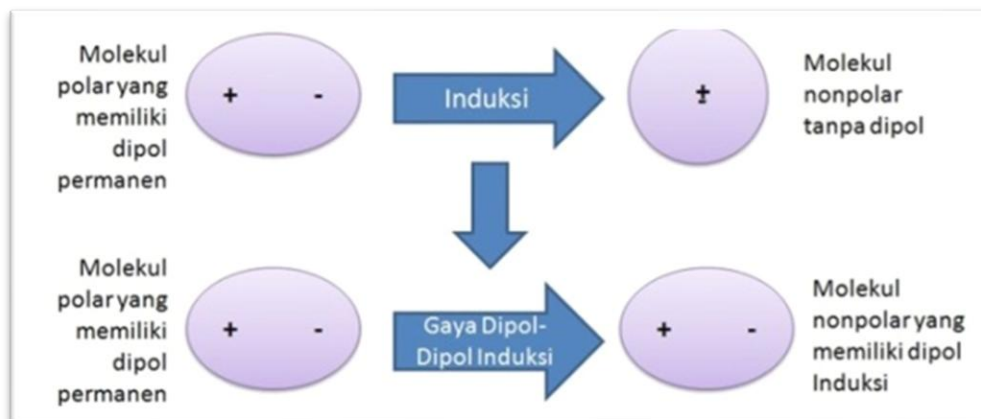
Sifat-Sifat Senyawa dengan Interaksi Dipol-Induksi

- ▷ **Kelarutan molekul nonpolar dalam pelarut polar:** Molekul nonpolar seperti CO_2 atau O_2 dapat larut dalam air karena dipol-induksi.
- ▷ **Pengaruh suhu:** Pada suhu rendah, interaksi dipol-induksi menjadi lebih signifikan karena molekul bergerak lebih lambat, memungkinkan interaksi berlangsung lebih lama.

C. Interaksi Antardipol Sesaat

Interaksi antardipol sesaat, juga dikenal sebagai gaya London atau gaya dispersi, adalah gaya tarik-menarik yang terjadi pada semua jenis molekul, baik polar maupun nonpolar. Gaya ini muncul karena fluktuasi sementara dalam distribusi elektron dalam molekul, yang menciptakan dipol sesaat. Dipol ini kemudian menginduksi dipol sementara pada molekul tetangganya, menghasilkan gaya tarik-menarik antarmolekul. Gaya London adalah gaya antarmolekul yang paling lemah, tetapi menjadi signifikan

pada molekul besar atau molekul nonpolar, karena tidak ada gaya dipol-dipol permanen atau ikatan hidrogen.



Ilustrasi dengan interaksi dipol-induksi – id.wikipedia.org

Faktor yang Mempengaruhi Gaya London

1) Jumlah Elektron dalam Molekul

- ▷ Molekul dengan lebih banyak elektron memiliki fluktuasi elektron yang lebih besar, menghasilkan dipol sesaat yang lebih kuat dan gaya London yang lebih besar.
- ▷ Contoh: Xenon (Xe) memiliki gaya London lebih kuat dibandingkan neon (Ne) karena jumlah elektronnya lebih besar.

2) Ukuran dan Bentuk Molekul

- ▷ Molekul yang lebih besar atau memiliki struktur panjang (seperti rantai karbon) memiliki lebih banyak titik kontak antarmolekul, sehingga gaya London lebih kuat.
- ▷ Contoh: C_5H_{12} (pentana) memiliki gaya London lebih kuat dibandingkan CH_4 (metana).

Contoh Studi Kasus dalam Kehidupan Sehari-Hari

1) Gas Mulia Menjadi Cair pada Suhu Rendah

Helium (He) dan neon (Ne), yang bersifat nonpolar, hanya memiliki gaya London sebagai gaya antarmolekul. Ketika suhu cukup rendah, gaya London ini memungkinkan gas mulia berubah menjadi cair.

2) Pelekatan Kantong Plastik

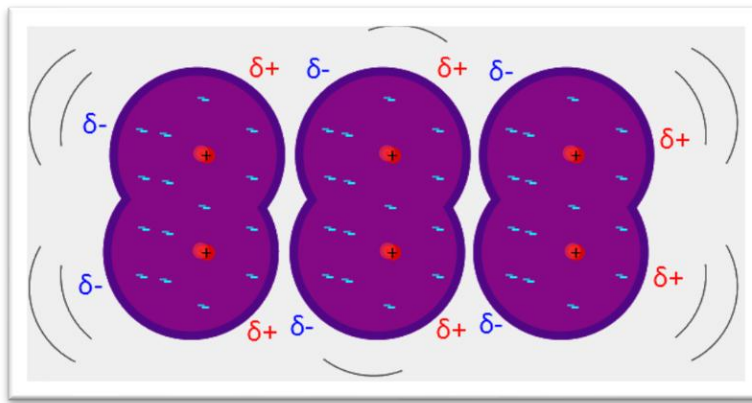
Molekul-molekul plastik yang panjang berinteraksi melalui gaya London, sehingga kantong plastik sering menempel satu sama lain meskipun tidak ada muatan listrik.

3) Titik Didih Molekul Nonpolar

Hidrokarbon seperti pentana (C_5H_{12}) memiliki titik didih lebih tinggi dibandingkan butana (C_4H_{10}) karena gaya London yang lebih kuat pada molekul dengan massa molekul lebih besar.

Sifat-Sifat Molekul dengan Interaksi Antardipol Sesaat

- ▷ **Titik Didih dan Titik Leleh Rendah:** Molekul dengan gaya London lemah memiliki titik didih rendah, seperti gas mulia dan molekul nonpolar kecil (CH_4 , N_2).
- ▷ **Kelarutan dalam Pelarut Nonpolar:** Molekul dengan gaya London dominan lebih larut dalam pelarut nonpolar seperti heksana.



Ilustrasi gaya London – id.wikipedia.org

D. Gaya Van Der Waals

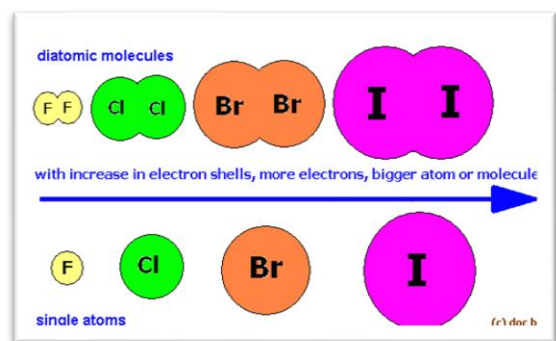
Gaya Van der Waals adalah istilah umum untuk berbagai interaksi antarmolekul yang meliputi gaya London (dispersi), interaksi dipol-dipol, dan interaksi dipol-induksi. Gaya ini bertanggung jawab atas sifat fisik seperti titik didih, titik leleh, kelarutan, dan viskositas. Meskipun lebih lemah dibandingkan dengan ikatan kimia intramolekul seperti kovalen dan ionik, gaya Van der Waals sangat penting dalam sistem molekuler, terutama untuk molekul netral.

1) Ukuran Molekul

- ▷ Molekul yang lebih besar memiliki lebih banyak elektron, sehingga fluktuasi distribusi elektron lebih signifikan.
- ▷ Fluktuasi ini menghasilkan dipol sesaat yang lebih kuat, memperkuat gaya London yang menjadi bagian utama gaya Van der Waals.
- ▷ Molekul besar cenderung memiliki gaya Van der Waals lebih kuat, sehingga titik didih dan titik lelehnya lebih tinggi.
- ▷ Contoh: Xenon (Xe) memiliki gaya Van der Waals lebih kuat dibandingkan neon (Ne) karena jumlah elektronnya lebih banyak.

2) Bentuk Molekul

- ▷ Molekul dengan bentuk memanjang atau permukaan kontak lebih besar memiliki lebih banyak area untuk berinteraksi dengan molekul lain melalui gaya Van der Waals.
- ▷ Molekul rantai lurus cenderung memiliki gaya Van der Waals yang lebih kuat dibandingkan molekul bercabang, meskipun memiliki massa molekul yang sama.
- ▷ Contoh: **n-pentana** (rantai lurus) memiliki gaya Van der Waals lebih kuat dibandingkan **isopentana** (bentuk bercabang).



Ilustrasi ukuran molekul – socratic.org

E. Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah interaksi antarmolekul yang terjadi ketika atom hidrogen (H), yang terikat pada atom yang sangat elektronegatif seperti fluor (F), oksigen (O), atau nitrogen (N), berinteraksi dengan pasangan elektron bebas dari atom elektronegatif lainnya. Meskipun lebih lemah daripada ikatan kovalen atau ionik, ikatan hidrogen jauh lebih kuat dibandingkan gaya Van der Waals.

Ikatan hidrogen berperan penting dalam menentukan sifat fisik dan kimia senyawa, seperti titik didih, titik leleh, kelarutan, dan struktur molekul biologis seperti DNA.

Karakteristik Ikatan Hidrogen:

1) Terjadi pada Molekul dengan Atom Elektronegatif

Atom H harus terikat pada atom N, O, atau F yang sangat elektronegatif, menciptakan momen dipol besar yang memungkinkan interaksi kuat dengan pasangan elektron bebas atom lain.

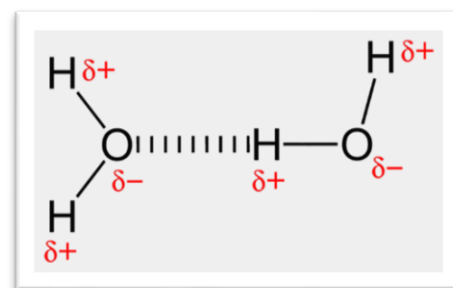
2) Jenis Ikatan Hidrogen:

- ▷ **Ikatan Hidrogen Intramolekul:** Terjadi dalam molekul yang sama.
Contoh: Asam salisilat ($C_7H_6O_3$).
- ▷ **Ikatan Hidrogen Antarmolekul:** Terjadi antara molekul yang berbeda.
Contoh: Air (H_2O).

Contoh Senyawa dengan Ikatan Hidrogen

1) Air (H_2O)

- ▷ Molekul air membentuk jaringan ikatan hidrogen yang ekstensif, di mana atom H dari satu molekul berinteraksi dengan atom O dari molekul lainnya.
- ▷ Ikatan hidrogen menyebabkan air memiliki titik didih dan titik leleh yang tinggi dibandingkan dengan molekul lain yang ukurannya serupa.



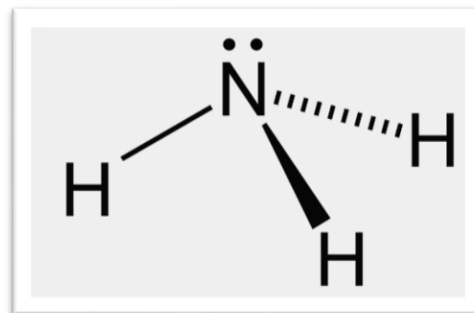
Ikatan Hidrogen pada Air – id.wikipedia.org

2) Amonia (NH_3)

Ikatan hidrogen terbentuk antara atom N dengan pasangan elektron bebas pada N dari molekul lain.

3) Etilen Glikol ($C_2H_6O_2$)

Molekul ini memiliki dua gugus hidroksil ($-OH$), memungkinkan terbentuknya ikatan hidrogen intramolekul dan antarmolekul, sehingga meningkatkan viskositas dan kelarutannya dalam air.



Ikatan Hidrogen pada Amoniar – id.wikipedia.org

Pengaruh Ikatan Hidrogen pada Sifat Fisik:

▷ Titik Didih dan Titik Lebur Tinggi

Senyawa dengan ikatan hidrogen, seperti air dan amonia, memiliki titik didih lebih tinggi dibandingkan molekul lain dengan massa molekul serupa karena energi tambahan diperlukan untuk memutus ikatan hidrogen.

▷ Kelarutan dalam Air

Molekul polar dengan kemampuan membentuk ikatan hidrogen, seperti alkohol dan asam karboksilat, sangat larut dalam air.

▷ Struktur Biologis

Ikatan hidrogen penting dalam menjaga struktur protein (heliks alfa, lembaran beta) dan DNA (pasangan basa yang dihubungkan oleh ikatan hidrogen).

Rangkuman

Bab ini membahas struktur atom, sistem periodik unsur, dan ikatan kimia, yang merupakan dasar penting dalam memahami sifat dan perilaku unsur serta senyawa. Pada bagian pertama, teori atom dijelaskan secara historis, dari model atom Bohr hingga teori mekanika gelombang, yang memperkenalkan konsep orbital dan bilangan kuantum. Bilangan kuantum utama, azimut, magnetik, dan spin menjadi parameter penting untuk menggambarkan posisi dan perilaku elektron dalam atom. Konsep ini mengarah pada penulisan konfigurasi elektron yang mengikuti aturan Aufbau, Larangan Pauli, dan aturan Hund, dengan beberapa penyimpangan untuk unsur transisi seperti kromium dan tembaga.

Bagian selanjutnya menjelaskan korelasi konfigurasi elektron dengan posisi unsur dalam sistem periodik. Elektron valensi menentukan golongan dan sifat kimia, sementara tingkat energi utama menunjukkan periode. Hal ini diikuti oleh pembahasan sifat keperiodikan unsur, seperti energi ionisasi, afinitas elektron, dan keelektronegatifan, yang menunjukkan pola sistematis dalam tabel periodik. Sifat-sifat ini memberikan pemahaman mendalam tentang reaktivitas dan kemampuan unsur untuk membentuk senyawa.

Pada bagian ikatan kimia, dijelaskan bagaimana atom membentuk ikatan untuk mencapai kestabilan energi. Ikatan ionik, kovalen, dan logam dijelaskan bersama dengan bentuk molekul yang dipengaruhi oleh pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB) sesuai dengan teori VSEPR. Bentuk molekul seperti linear, segitiga datar, tetrahedron, segitiga bipiramida, dan oktahedron sangat menentukan sifat kimia, polaritas, dan reaktivitas senyawa.

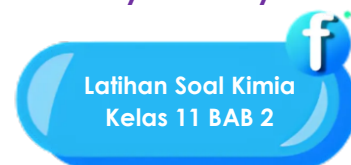
Terakhir, pembahasan tentang gaya antarmolekul seperti gaya Van der Waals (termasuk interaksi dipol-dipol, dipol-induksi, dan antardipol sesaat) serta ikatan hidrogen, menunjukkan peran penting gaya-gaya ini dalam menentukan sifat fisik molekul, seperti titik didih, kelarutan, dan kekuatan interaksi biologis dalam protein dan DNA. Keseluruhan bab ini memberikan pemahaman menyeluruh tentang dasar-dasar kimia atom, sifat unsur, dan interaksi antarmolekul yang menjelaskan fenomena kimia di dunia nyata.

Latihan Soal

- Seorang peneliti sedang mempelajari distribusi elektron dalam sebuah atom dengan menggunakan pendekatan teori mekanika gelombang. Peneliti tersebut menggunakan fungsi gelombang untuk memodelkan kemungkinan posisi elektron di sekitar inti atom. Ia menemukan bahwa untuk sebuah elektron dalam atom oksigen, probabilitas keberadaannya di dekat inti lebih tinggi di beberapa daerah tertentu dibandingkan yang lain. Peneliti juga mengamati bahwa bentuk orbital 2p menyerupai struktur seperti dumbbell, sesuai dengan bilangan kuantum yang menjelaskannya. Berdasarkan teori atom mekanika gelombang, manakah pernyataan berikut yang paling tepat menggambarkan temuan peneliti tersebut?
 - Elektron dalam atom bergerak dalam lintasan lingkaran teratur di sekitar inti atom seperti yang dijelaskan oleh teori atom Bohr.
 - Fungsi gelombang hanya menunjukkan jalur pasti tempat elektron berada pada setiap waktu tertentu.
 - Bentuk orbital atom seperti dumbbell untuk 2p menunjukkan bahwa elektron hanya dapat berada di dua daerah tertentu di ruang sekitar inti.
 - Probabilitas keberadaan elektron dalam orbital atom ditentukan oleh nilai $|\psi^2|$, yang disebut dengan densitas probabilitas.
 - Teori mekanika gelombang tidak memberikan informasi tentang probabilitas posisi elektron tetapi hanya menjelaskan energinya.
- Tentukan set bilangan kuantum berikut dari atom Natrium ($_{11}\text{Na}$).
 - $n = 3, l = 1, m = -1, s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 2, l = 0, m = 0, s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 0, m = 0, s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 0, m = 0, s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 3, l = 2, m = 1, s = -\frac{1}{2}$
- Tentukan konfigurasi elektron dari Klorin (Cl) yang memiliki nomor atom 17.
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6$
- Berdasarkan soal nomor 3, manakah bilangan kuantum utama dan azimuth yang tepat untuk elektron terakhir?
 - $n = 2, l = 1$
 - $n = 3, l = 0$

- c. $n = 3, l = 1$
 d. $n = 2, l = 0$
 e. $n = 3, l = 2$
5. Berdasarkan soal nomor 3 dan 4, manakah bilangan kuantum magnetik dan spin yang tepat untuk elektron terakhir?
- a. $m = -1, s = +\frac{1}{2}$
 b. $m = +1, s = +\frac{1}{2}$
 c. $m = 0, s = -\frac{1}{2}$
 d. $m = 0, s = +\frac{1}{2}$
 e. $m = +1, s = +\frac{1}{2}$
6. Berdasarkan prinsip Aufbau, manakah pernyataan berikut yang benar tentang pengisian elektron pada atom besi ($_{26}\text{Fe}$)?
- a. Elektron 3d diisi lebih dahulu daripada elektron 4s.
 b. Elektron mengisi orbital 4s sebelum 3d karena energi 4s lebih rendah saat orbital kosong.
 c. Elektron 4s selalu memiliki energi lebih rendah daripada elektron 3d, baik dalam atom netral maupun ion.
 d. Elektron 4s dan 3d memiliki energi yang sama, sehingga keduanya diisi bersamaan.
 e. Elektron 4s tidak pernah diisi karena subkulit ini lebih tinggi energinya daripada 3d.
7. Penyingkatan konfigurasi elektron yang benar untuk atom stronsium ($_{38}\text{Sr}$) adalah?
- a. $[\text{Kr}] 5s^2$
 b. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
 c. $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$
 d. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^{10}$
 e. $[\text{Ar}] 3d^{10} 4p^6 4p^6$

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Referensi

- Atkins, P., & de Paula, J. (2014). *Physical Chemistry* (10th ed.). Oxford University Press.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. J. (2018). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill Education.
- Cotton, F. A., Wilkinson, G., Murillo, C. A., & Bochmann, M. (2015). *Advanced Inorganic Chemistry* (7th ed.). Wiley.
- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2018). *Inorganic Chemistry* (5th ed.). Pearson.
- Jones, A., & Jones, S. (2014). *Advanced Chemistry for You* (2nd ed.). Oxford University Press.
- Miessler, G. L., Fischer, P. J., & Tarr, D. A. (2014). *Inorganic Chemistry* (5th ed.). Pearson.
- Mullins, C. R., & Tully, J. C. (2018). *Chemical Bonding in Transition Metals*. Cambridge University Press.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson.
- Pauling, L. (2012). *The Nature of the Chemical Bond* (50th Anniversary Edition). Cornell University Press.
- Silbey, R. J., Alberty, R. A., & Bawendi, M. G. (2020). *Physical Chemistry* (5th ed.). Wiley.
- Smith, E., & Moore, J. (2020). *Principles of General Chemistry* (4th ed.). McGraw-Hill Education.
- Stewart, J. (2019). *Modern Chemistry: Advanced Concepts and Applications*. Cengage Learning.
- Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. G. (2020). *Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2020). *Chemistry: An Atoms First Approach* (3rd ed.). Cengage Learning.



BAB 3

HIDROKARBON

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Senyawa karbon, Organik & anorganik, Atom karbon, Hidrokarbon, Alkana, Alkena, Alkuna, Minyak bumi, Fraksi minyak bumi, Dampak lingkungan.

Tujuan Pembelajaran: Menganalisis Sifat, Struktur, serta Kegunaan Senyawa Karbon dan Hidrokarbon

1. Mengidentifikasi Senyawa Karbon

- ▷ Menganalisis dan mengamati sifat senyawa karbon melalui eksperimen identifikasi.
- ▷ Membandingkan hasil pengamatan dengan teori senyawa karbon.

2. Membedakan Senyawa Organik dan Anorganik

- ▷ Mengkaji perbedaan struktur dan sifat antara senyawa karbon organik dan anorganik.
- ▷ Menjelaskan peran senyawa organik dan anorganik dalam kehidupan sehari-hari.

3. Mengidentifikasi Atom Karbon

- ▷ Menganalisis sifat unik atom karbon melalui literasi ilmiah.
- ▷ Menggambarkan cara atom karbon berikatan dalam membentuk senyawa kompleks.

4. Mengidentifikasi Senyawa Hidrokarbon

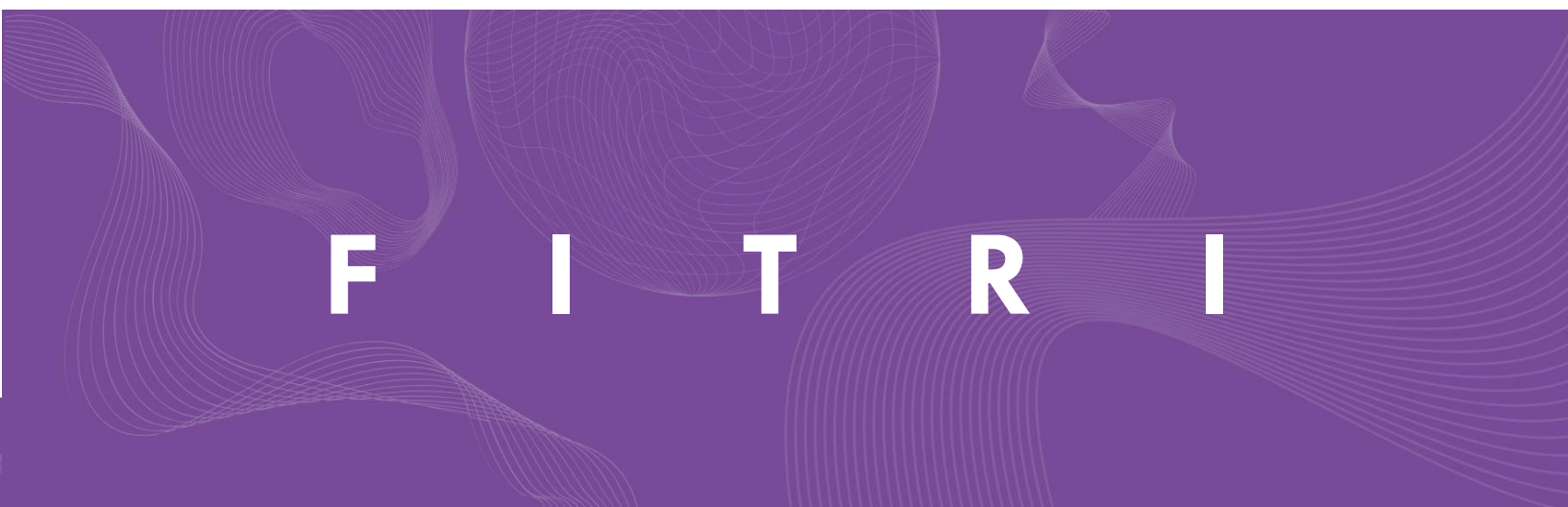
- ▷ Mendeskripsikan pengertian hidrokarbon melalui kegiatan diskusi dan literasi.
- ▷ Memahami peran hidrokarbon sebagai komponen utama senyawa organik.

5. Memahami dan Mengidentifikasi Senyawa Alkana, Alkena, dan Alkuna

- ▷ Mendeskripsikan pengertian dan tata nama alkana, alkena, dan alkuna berdasarkan sistem IUPAC.
- ▷ Mengidentifikasi sifat fisik dan kimia alkana, alkena, dan alkuna melalui diskusi dan eksperimen.

6. Memahami Proses Pembentukan Minyak Bumi dan Dampaknya terhadap Lingkungan

- ▷ Mendeskripsikan proses terbentuknya minyak bumi melalui literasi dan diskusi.
- ▷ Menjelaskan proses pengolahan, fraksi-fraksi minyak bumi, dan kegunaannya.
- ▷ Menganalisis dampak lingkungan akibat pembakaran minyak bumi.



F I T R I



1. Senyawa Organik dan Anorganik

Hidrokarbon merupakan senyawa yang sangat penting dalam dunia kimia, energi, dan kehidupan sehari-hari. Sebagai senyawa yang terdiri dari atom karbon dan hidrogen, hidrokarbon membentuk dasar dari berbagai produk, mulai dari bahan bakar hingga bahan kimia industri. Namun, sebelum kita memahami lebih jauh mengenai hidrokarbon, penting untuk mengetahui dasar pembagian senyawa kimia menjadi senyawa organik dan senyawa anorganik.



Senyawa karbon organik (gula) dan soda kue (baking powder) – Canva

Pembagian ini, yang pertama kali diperkenalkan dalam ilmu kimia, didasarkan pada sumber dan karakteristik senyawa tersebut. Senyawa organik umumnya mengandung atom karbon sebagai inti strukturnya, yang membuatnya mampu membentuk berbagai molekul kompleks. Sementara itu, senyawa anorganik cenderung lebih sederhana dan tidak selalu melibatkan karbon, meskipun beberapa senyawa karbon seperti karbon dioksida juga digolongkan ke dalam senyawa anorganik.

Perbandingan Senyawa Karbon Organik dan Anorganik

Senyawa karbon merupakan inti dari kimia organik, namun tidak semua senyawa karbon diklasifikasikan sebagai senyawa organik. Perbedaan antara senyawa organik dan senyawa anorganik terletak pada sumber, struktur, dan sifat kimianya. Berikut ini adalah perbandingan antara senyawa karbon organik dan anorganik:

Tabel perbandingan senyawa organik dan anorganik

Aspek	Senyawa Organik	Senyawa Anorganik
Sumber dan Keberadaan	Berasal dari makhluk hidup atau proses biologis (protein, karbohidrat, hidrokarbon).	Ditemukan pada bahan tak hidup seperti mineral, batuan, dan gas alam (karbon dioksida, karbonat).
Struktur dan Komposisi	Memiliki rantai karbon panjang atau struktur siklik, terdiri dari karbon dan hidrogen (sering kali dengan oksigen atau nitrogen).	Tidak memiliki rantai karbon panjang, biasanya berbentuk sederhana (karbon dioksida, karbonat, sianida).
Reaktivitas dan Stabilitas	Kurang stabil, mudah terurai pada suhu tinggi, mengalami pembakaran menghasilkan CO_2 dan H_2O .	Stabil pada kondisi ekstrem (suhu tinggi, pH ekstrem), tidak semuanya dapat terbakar.
Sifat Fisik dan Kimia	Tidak polar, larut dalam pelarut organik, tidak larut dalam air, banyak memiliki bau khas.	Polar, larut dalam air, tidak memiliki bau khas.
Contoh Penggunaan	Bahan bakar (hidrokarbon), obat-obatan, polimer, bahan makanan.	Material bangunan (kapur, semen), pupuk (amonium karbonat).



2. Mengenal Sumber dan Ciri Khas Senyawa Karbon

Senyawa karbon merupakan komponen utama dalam berbagai proses kimia dan kehidupan sehari-hari. Sebagai elemen yang unik, karbon memiliki kemampuan untuk membentuk berbagai jenis senyawa kompleks yang sangat beragam, baik secara struktur maupun sifatnya. Untuk memahami lebih dalam tentang senyawa karbon, penting untuk mempelajari cara mengidentifikasinya serta sumber-sumber utama dari senyawa tersebut.

Bagian ini akan membahas metode identifikasi senyawa karbon melalui eksperimen sederhana, serta menggali asal-usul atau sumber-sumber utama senyawa karbon di alam. Hal ini menjadi dasar penting untuk memahami peran karbon dalam membangun molekul yang mendukung kehidupan dan industri.

Identifikasi dan Sumber Senyawa Karbon

Senyawa karbon dapat dikenali melalui berbagai metode eksperimen sederhana yang bertujuan untuk menunjukkan keberadaan karbon dalam suatu senyawa. Identifikasi ini penting karena karbon merupakan elemen utama dalam membentuk senyawa organik.

Tabel beberapa cara untuk mengidentifikasi senyawa karbon

Metode Identifikasi	Prinsip	Pengamatan	Reaksi Kimia
Uji Pembakaran	Karbon dalam senyawa bereaksi dengan oksigen menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O).	- Pembakaran sempurna: nyala biru, gas CO_2 . - Pembakaran tidak sempurna: jelaga (partikel karbon hitam).	$\text{C}_x\text{H}_y + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (pembakaran sempurna) $\text{C}_x\text{H}_y + \text{O}_2 \rightarrow \text{C} + \text{CO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (pembakaran tidak sempurna)
Uji dengan Larutan Kapur	CO_2 yang dihasilkan dari pembakaran bereaksi dengan larutan kapur ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) menghasilkan endapan putih.	Larutan kapur berubah keruh karena terbentuknya kalsium karbonat (CaCO_3).	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Uji dengan Pemanasan	Pemanasan senyawa karbon menyebabkan dekomposisi, menghasilkan residu hitam berupa karbon.	Terbentuk residu hitam di dasar wadah.	Contoh: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C (residu)} + \text{H}_2 \uparrow$
Uji Sifat Reduksi Karbon	Beberapa senyawa karbon, seperti CO , dapat mereduksi logam oksida menjadi logam murni.	Terbentuk logam murni dari oksidanya, seperti Fe dari Fe_2O_3 .	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

Penjelasan Reaksi:

▷ Uji Pembakaran:

Pembakaran sempurna menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O), sedangkan pembakaran tidak sempurna menghasilkan jelaga, karbon monoksida (CO), dan gas karbon dioksida (CO_2).

Contoh: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (Metana).

▷ **Uji dengan Larutan Kapur:**

Gas karbon dioksida dari pembakaran ditiupkan ke dalam larutan kapur (Ca(OH)_2), membentuk endapan putih kalsium karbonat.

Reaksi: $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.

▷ **Uji Pemanasan:**

Pemanasan senyawa karbon organik dapat menghasilkan karbon murni (residu hitam) dan gas hidrogen.

Contoh: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2$.

▷ **Uji Sifat Reduksi Karbon:**

Karbon monoksida (CO) dapat digunakan untuk mereduksi logam oksida, seperti besi oksida (Fe_2O_3), menjadi logam besi.

Reaksi: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$.

Sumber Senyawa Karbon

Karbon adalah elemen kunci yang ditemukan dalam berbagai sumber di alam. Sumber utama senyawa karbon meliputi bahan organik dari makhluk hidup, serta bahan tidak hidup yang berasal dari proses geologis. Berikut adalah tiga sumber utama senyawa karbon:

A. Tumbuhan dan Hewan

1) Tumbuhan:

Tumbuhan menyerap karbon dioksida (CO_2) dari atmosfer melalui proses fotosintesis, mengubahnya menjadi senyawa organik seperti glukosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Glukosa ini kemudian diubah menjadi karbohidrat, protein, dan lemak yang menjadi bagian penting dari siklus karbon.

▷ Contoh: Selulosa ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_n, yang merupakan komponen utama dinding sel tumbuhan.

2) Hewan:

Hewan mendapatkan senyawa karbon dengan mengonsumsi tumbuhan atau hewan lain. Senyawa karbon dalam tubuh hewan, seperti protein dan lemak, berasal dari makanan yang mereka makan.

▷ Contoh: Asam amino ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$) dalam protein tubuh hewan.

B. Batu Bara

Batu bara adalah salah satu sumber karbon yang berasal dari tumbuhan purba yang terperangkap di bawah tanah selama jutaan tahun. Melalui proses geologis, bahan organik ini mengalami perubahan menjadi batu bara yang kaya akan karbon.

1) Komponen Utama:

▷ Batu bara terdiri dari hidrokarbon padat dengan sedikit elemen lain seperti sulfur dan nitrogen.

▷ Contoh: Antrasit, jenis batu bara dengan kandungan karbon yang sangat tinggi.

2) Penggunaan:

Batu bara digunakan sebagai bahan bakar utama dalam pembangkit listrik dan proses industri.

C. Gas Alam dan Minyak Bumi

Gas alam dan minyak bumi adalah sumber karbon yang berasal dari dekomposisi organisme laut yang terperangkap di bawah sedimen jutaan tahun lalu. Senyawa karbon dalam gas alam dan minyak bumi terutama berupa hidrokarbon.

1) Gas Alam:

- Komponen utama gas alam adalah metana (CH_4), bersama dengan hidrokarbon ringan lainnya seperti etana (C_2H_6) dan propana (C_3H_8).
- Penggunaan: Gas alam digunakan sebagai bahan bakar rumah tangga dan industri.



Tambang Baru Bara – Canva Studio

2) Minyak Bumi:

- Minyak bumi mengandung campuran hidrokarbon cair dengan rantai karbon panjang.
- Penggunaan: Setelah diolah, menghasilkan produk seperti bensin, kerosin, dan aspal.
- Contoh: Alkana seperti oktana (C_8H_{18}) yang digunakan dalam bahan bakar kendaraan.



Tahukah Kamu?

- Berlian dan grafit adalah dua bentuk alotrop karbon, yang berarti keduanya terbuat dari karbon murni tetapi memiliki struktur atom yang berbeda. Perbedaan struktur inilah yang menyebabkan sifat fisik dan kimia keduanya sangat berbeda.
- Dalam berlian, atom-atom karbon tersusun dalam pola tetrahedral yang sangat teratur, di mana setiap atom karbon terikat secara kovalen dengan empat atom karbon lainnya. Ikatan ini sangat kuat dan stabil. Helium adalah satu-satunya unsur yang tidak dapat membeku, bahkan pada suhu mendekati nol mutlak ($-273,15^\circ\text{C}$) di bawah tekanan normal.
- Dalam grafit, atom karbon tersusun dalam lapisan-lapisan planar, di mana setiap atom karbon terikat secara kovalen dengan tiga atom karbon lain dalam pola segi enam. Lapisan-lapisan ini saling tumpang tindih dan hanya terhubung oleh gaya van der Waals yang lemah.





3. Peran Atom Karbon dalam Merangkai Struktur Molekul

Atom karbon merupakan elemen yang luar biasa dalam tabel periodik karena memiliki kemampuan unik untuk membentuk berbagai jenis senyawa, baik organik maupun anorganik. Keunikan karbon terletak pada kemampuannya untuk:

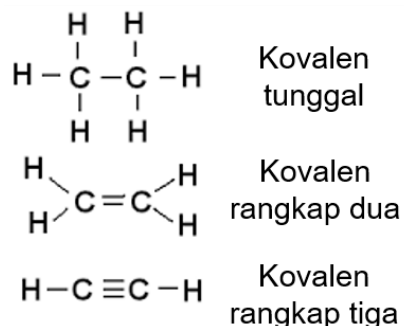
- ▷ Membentuk empat ikatan kovalen (valensi 4), menjadikannya elemen yang sangat stabil dalam banyak senyawa.
- ▷ Menghasilkan struktur rantai yang panjang (linear atau bercabang) serta cincin (struktur siklis).
- ▷ Berikatan dengan dirinya sendiri (*catenation*), menciptakan molekul dengan pola yang hampir tak terbatas.

Kekhasan Atom Karbon

Atom karbon adalah elemen yang unik dan mendasar dalam dunia kimia, terutama dalam pembentukan senyawa organik.

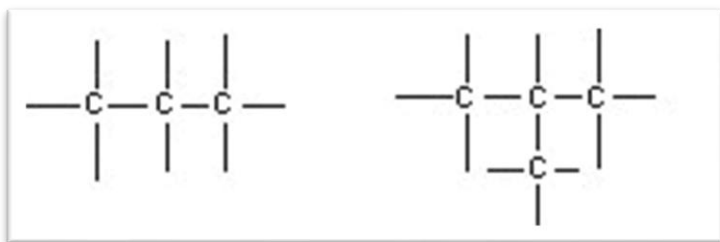
Faktor utama yang menjadikan karbon istimewa meliputi:

- ▷ **Konfigurasi Elektron:** Dengan empat elektron valensi, karbon dapat membentuk empat ikatan kovalen yang kuat dengan atom lain, termasuk sesama atom karbon.
- ▷ **Catenation:** Kemampuan karbon untuk membentuk rantai panjang, bercabang, atau siklik melalui ikatan antar karbon.
- ▷ **Jenis Ikatan:** Karbon mampu membentuk ikatan tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga, memberikan fleksibilitas dalam membangun molekul dengan berbagai sifat fisik dan kimia.
- ▷ **Struktur Rantai:** Karbon dapat membentuk struktur rantai terbuka (linear atau bercabang) dan tertutup (siklik), menciptakan keragaman senyawa organik yang tak terbatas.



Kedudukan Atom Karbon

Atom karbon dalam sebuah molekul organik memiliki kedudukan yang berbeda berdasarkan jumlah atom karbon lain yang terikat padanya. Kedudukan ini disebut sebagai karbon primer, sekunder, tersier, dan kuartener. Perbedaan kedudukan ini penting untuk memahami sifat kimia dan reaktivitas molekul.



(a) Rantai lurus

(b) Rantai bercabang

Struktur rantai karbon - Chemistry35.blogspot.com/
Susilo Tri Atmojo

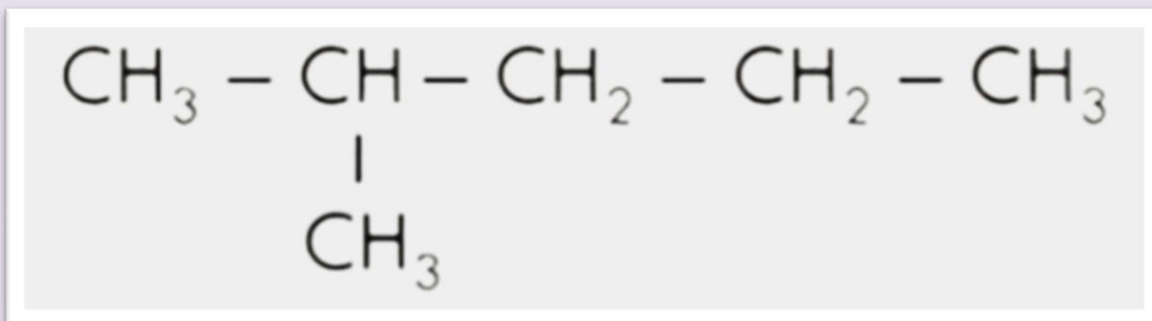
- ▷ **Karbon Primer:** Atom karbon yang terikat langsung dengan hanya satu atom karbon lain.
- ▷ **Karbon Sekunder:** Atom karbon yang terikat langsung dengan dua atom karbon lain.

- ▷ **Karbon Tersier:** Atom karbon yang terikat langsung dengan tiga atom karbon lain.
- ▷ **Karbon Kuartener:** Atom karbon yang terikat langsung dengan empat atom karbon lain.

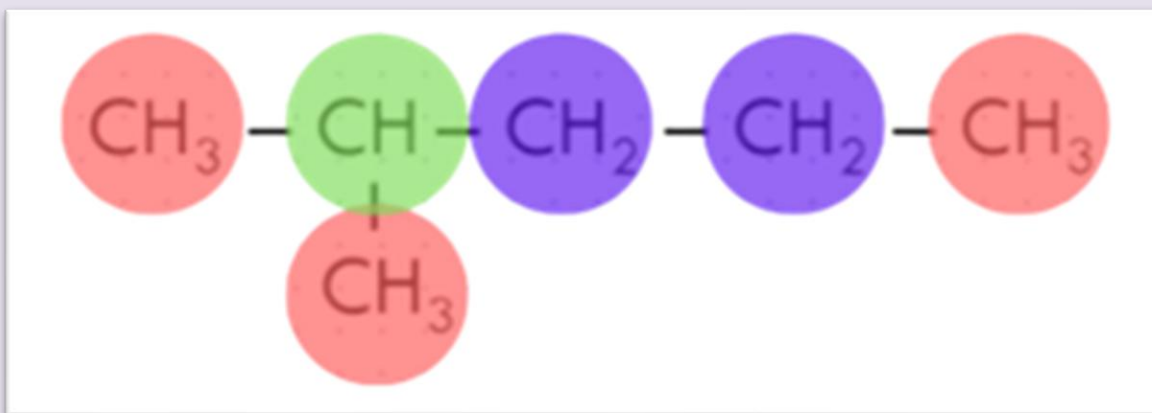
Contoh soal penentuan karbon primer, sekunder, tersier, dan kuartener

Perhatikan senyawa atom karbon berikut:

- 1) Tentukan berapa banyak karbon primer, sekunder, tersier, dan kuartener!
- 2) Karbon primer 1o (ditandai dengan warna merah): 3



- 3) Karbon sekunder 2o (ditandai dengan warna ungu): 2



- 4) Karbon tersier 3o (ditandai dengan warna hijau): 1



4. Hidrokarbon: Dari Alkana hingga Alkuna



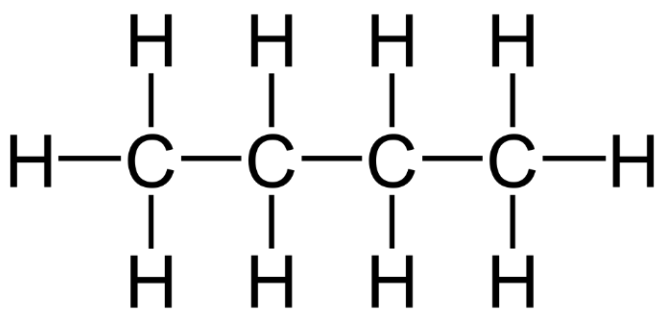
Hidrokarbon adalah senyawa organik yang hanya terdiri dari dua elemen utama, yaitu karbon (C) dan hidrogen (H). Senyawa ini menjadi fondasi dari banyak senyawa organik lainnya dan merupakan komponen utama dalam bahan bakar fosil, seperti minyak bumi, gas alam, dan batu bara. Keberagaman struktur hidrokarbon, mulai dari rantai lurus hingga siklik, memungkinkan terbentuknya senyawa dengan sifat dan kegunaan yang sangat beragam.

Hidrokarbon juga diklasifikasikan berdasarkan jenis ikatan antar atom karbonnya, yaitu hidrokarbon jenuh dan hidrokarbon tak jenuh. Pemahaman tentang hidrokarbon penting dalam mempelajari kimia organik karena senyawa ini berperan besar dalam industri energi, bahan bakar, dan kimia modern.

Hidrokarbon Berdasarkan Ikatan yang Terdapat pada Rantai Karbonnya

Hidrokarbon dapat dikelompokkan berdasarkan jenis ikatan antar atom karbon dalam struktur molekulnya. Jenis ikatan ini tidak hanya memengaruhi stabilitas molekul, tetapi juga menentukan sifat fisik dan kimia hidrokarbon tersebut. Beberapa hidrokarbon memiliki ikatan tunggal, sementara yang lain memiliki ikatan rangkap dua atau tiga, yang membuatnya lebih reaktif.

A. Hidrokarbon Jenuh



Butana termasuk hidrokarbon jenuh - wikipedia

Hidrokarbon jenuh adalah senyawa hidrokarbon yang seluruh atom karbonnya saling terhubung hanya melalui ikatan tunggal (σ). Stabilitas ini menjadikan hidrokarbon jenuh kurang reaktif dibandingkan dengan hidrokarbon yang memiliki ikatan rangkap. Hidrokarbon jenuh termasuk dalam kelompok alkana, yang banyak ditemukan dalam bahan bakar fosil seperti gas alam dan minyak bumi.

Prinsip Ketidakpastian menggantikan gagasan klasik bahwa elektron bergerak dalam lintasan

tetap seperti orbit planet. Sebaliknya, ia menekankan bahwa elektron memiliki sifat ganda sebagai partikel dan gelombang, yang membuat perilakunya lebih kompleks dan hanya dapat dijelaskan secara probabilistik.

Tabel ciri-ciri hidrokarbon jenuh

Aspek	Ciri-Ciri
Jenis Ikatan	Hanya memiliki ikatan tunggal antar atom karbon.
Rumus Umum	Mengikuti rumus C_nH_{2n+2} , di mana n adalah jumlah atom karbon.
Struktur Molekul	Dapat berbentuk rantai lurus (linear) atau bercabang.
Reaktivitas	Relatif rendah, stabil terhadap oksidasi dan reaksi kimia lainnya.
Sifat Fisik	Berwujud gas (C_1-C_4), cair (C_5-C_{16}), atau padat ($>C_{16}$) pada suhu ruang.
Kelompok Senyawa	Termasuk golongan alkana (contoh: metana, etana, propana).
Pelarutan	Tidak larut dalam air (bersifat non-polar), tetapi larut dalam pelarut organik seperti benzena.
Sumber	Ditemukan dalam gas alam, minyak bumi, dan produk sampingan proses distilasi bahan bakar fosil.

B. Hidrokarbon Tak Jenuh

Hidrokarbon tak jenuh adalah senyawa hidrokarbon yang memiliki ikatan rangkap di antara atom-atom karbon dalam rantainya. Ikatan rangkap ini dapat berupa ikatan rangkap dua ($\pi + \sigma$) atau ikatan rangkap tiga ($2\pi + \sigma$), yang membuat hidrokarbon tak jenuh lebih reaktif dibandingkan hidrokarbon jenuh. Hidrokarbon tak jenuh terbagi menjadi dua kelompok utama, yaitu alkena dan alkuna.

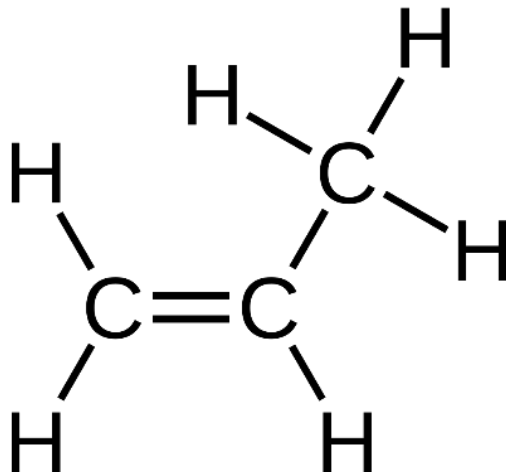
Tabel ciri-ciri hidrokarbon jenuh

Aspek	Ciri-Ciri
Jenis Ikatan	Memiliki satu atau lebih ikatan rangkap di antara atom karbon.
Rumus Umum	- Alkena: C_nH_{2n} - Alkuna: C_nH_{2n-2}
Struktur Molekul	Dapat berbentuk rantai lurus, bercabang, atau siklik.
Reaktivitas	Lebih reaktif daripada hidrokarbon jenuh, terutama dalam reaksi adisi.
Sifat Fisik	Berwujud gas (C_2-C_4), cair (C_5-C_{16}), atau padat ($>C_{16}$) pada suhu ruang.
Kelompok Senyawa	- Alkena: Hidrokarbon dengan ikatan rangkap dua (contoh: etena, propena). - Alkuna: Hidrokarbon dengan ikatan rangkap tiga (contoh: etuna, propuna).
Pelarutan	Tidak larut dalam air (non-polar), tetapi larut dalam pelarut organik seperti eter atau benzena.
Sumber	Ditemukan dalam minyak bumi, gas alam, dan hasil proses kimia seperti cracking.

Contoh Hidrokarbon Tak Jenuh

1) Alkena ($C=C$):

- ▷ **Etena (C_2H_4)**: Molekul hidrokarbon sederhana dengan satu ikatan rangkap dua.
- ▷ **Propena (C_3H_6)**: Memiliki rantai karbon tiga dengan satu ikatan rangkap dua.



Propena -Wikipedia

2) Alkuna ($C\equiv C$):

- ▷ **Etuna (C_2H_2)**: Molekul hidrokarbon sederhana dengan satu ikatan rangkap tiga.
- ▷ **Propuna (C_3H_4)**: Hidrokarbon dengan tiga atom karbon dan satu ikatan rangkap tiga.



Etuna -id.wikipedia.org

Alkana

Alkana adalah kelompok hidrokarbon jenuh yang terdiri dari atom karbon dan hidrogen, di mana semua atom karbon terhubung melalui ikatan tunggal. Alkana merupakan salah satu jenis senyawa organik paling sederhana dan stabil. Senyawa ini ditemukan secara alami dalam gas alam dan minyak bumi, serta digunakan secara luas sebagai bahan bakar dan bahan baku industri kimia.

A. Deret Homolog Alkana

Deret homolog alkana adalah kelompok senyawa alkana yang memiliki pola struktur berulang dengan perbedaan satu gugus $-CH_2$ antar anggotanya. Setiap anggota deret homolog memiliki sifat fisik yang berubah secara teratur, tetapi sifat kimianya tetap serupa karena mereka memiliki jenis ikatan yang sama.

Tabel deret homolog alkana dan beberapa sifatnya

Rumus Molekul	Nama	Titik Lebur (°C)	Titik Didih (°C)	Massa Jenis (g/cm ³)	Wujud (Suhu Kamar)
CH ₄	Metana	-181,9	-163,9	0,466	Gas
C ₂ H ₆	Etana	-183,2	-88,5	0,572	Gas
C ₃ H ₈	Propana	-189,6	-42,0	0,585	Gas
C ₄ H ₁₀	Butana	-138,3	-0,4	0,601	Gas
C ₅ H ₁₂	Pentana	-129,9	36,2	0,626	Cair
C ₆ H ₁₄	Heksana	-94,9	69,1	0,660	Cair
C ₇ H ₁₆	Heptana	-90,5	98,5	0,684	Cair
C ₈ H ₁₈	Oktana	-56,7	125,8	0,703	Cair
C ₉ H ₂₀	Nonana	-50,9	150,9	0,718	Cair
C ₁₀ H ₂₂	Dekana	-29,6	174,2	0,730	Cair
C ₁₂ H ₂₆	Dodekana	-14,5	216,4	0,749	Cair
C ₁₆ H ₃₄	Oktadekana	28	313,9	0,789	Padat
C ₂₀ H ₄₂	Eikosana	36,9	343,9	0,789	Padat

B. Tata Nama Alkana IUPAC

Tata nama alkana mengikuti aturan yang ditetapkan oleh **International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)**. Sistem ini dirancang untuk memberikan nama yang sistematis dan unik pada setiap senyawa alkana, sehingga mudah diidentifikasi dan dipahami secara global. Tata nama ini mencakup rantai lurus dan rantai bercabang.

Berikut adalah langkah-langkah sistematis untuk menentukan tata nama alkana berdasarkan aturan IUPAC:

1) Identifikasi rantai utama (rantai karbon terpanjang):

- ▷ Pilih rantai karbon terpanjang yang berkesinambungan sebagai rantai utama. Nama rantai ini akan menjadi dasar penamaan (misalnya: metana, etana, propana, dll.).
- ▷ Jika terdapat dua rantai dengan panjang yang sama, pilih rantai yang memiliki cabang lebih banyak.

2) Penomoran rantai utama:

Beri nomor pada rantai utama, dimulai dari ujung yang paling dekat dengan cabang atau gugus alkil pertama. Ini bertujuan agar angka penomoran cabang menjadi serendah mungkin.

3) Identifikasi dan beri nama cabang:

- ▷ Cabang atau gugus alkil adalah rantai karbon yang lebih pendek yang terhubung ke rantai utama.
- ▷ Beri nama cabang sesuai jumlah atom karbon, tetapi gunakan akhiran "-il" (misalnya: metil untuk CH₃-, etil untuk CH₃CH₂-).

Tabel penamaan gugus alkil

Jumlah Atom C	Nama Alkana	Gugus Alkil	Rumus Gugus Alkil
1	Metana	Metil	CH ₃ -
2	Etana	Etil	CH ₃ -CH ₂ -
3	Propana	Propil	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -
4	Butana	Butil	CH ₃ -(CH ₂) ₂ -
5	Pentana	Pentil	CH ₃ -(CH ₂) ₃ -
6	Heksana	Heksil	CH ₃ -(CH ₂) ₄ -
7	Heptana	Heptil	CH ₃ -(CH ₂) ₅ -
8	Oktana	Oktil	CH ₃ -(CH ₂) ₆ -
9	Nonana	Nonil	CH ₃ -(CH ₂) ₇ -
10	Dekana	Dekil	CH ₃ -(CH ₂) ₈ -

Tabel propil dan isopropil (C₃H₇)

Gugus Alkil	Rumus Gugus Alkil
Propil	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -
Isopropil	$\begin{array}{c} \text{—CH}_2\text{—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

Tabel butil dan isomernya

Gugus Alkil	Rumus Gugus Alkil
Butil	CH ₃ -(CH ₂) ₂ -
Isobutil	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Sekunder Butil (1-metil propil dalam IUPAC)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Tersier Butil (Neo-butyl dalam IUPAC)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

4) Menentukan posisi cabang:

Tentukan nomor posisi karbon tempat cabang melekat pada rantai utama, berdasarkan penomoran yang sudah dilakukan.

5) Menggabungkan nama cabang dengan rantai utama:

- ▷ Sebutkan cabang terlebih dahulu, diikuti oleh nama rantai utama.
- ▷ Jika terdapat lebih dari satu cabang:
 - Gunakan awalan jumlah seperti di-, tri-, tetra-, untuk menunjukkan jumlah cabang yang sama.

- Susun nama cabang dalam urutan abjad (misalnya, "etil" didahulukan sebelum "metil").

▷ Pisahkan nomor dengan tanda koma (,) dan nomor dengan huruf menggunakan tanda hubung (-).

6) Nama keseluruhan:

Gabungkan semua informasi menjadi satu nama tanpa spasi.

Contoh soal tata nama alkana rantai lurus

Perhatikan senyawa alkana berikut:

- 1) Terdapat 3 atom "C" dan semuanya dalam ikatan tunggal, maka nama senyawa tersebut adalah n-

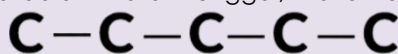


propana.

- 2) Notasi "n" diartikan "normal", karena senyawa tersebut tidak ada cabang.

Perhatikan senyawa alkana berikut:

- 1) Terdapat 5 atom "C" dan semuanya dalam ikatan tunggal, maka nama senyawa tersebut adalah n-

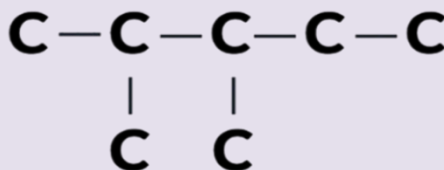


pentana.

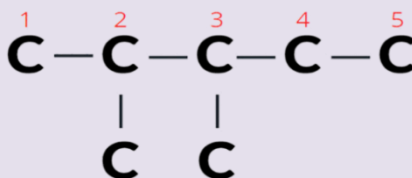
- 2) Notasi "n" diartikan "normal", karena senyawa tersebut tidak ada cabang.

Contoh soal tata nama alkana bercabang

Perhatikan senyawa alkana berikut:



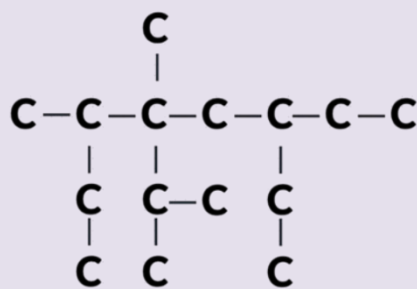
- 1) Tentukan rantai terpanjang, nama induk harus melalui rantai terpanjang dan harus melalui rangkap jika ada.



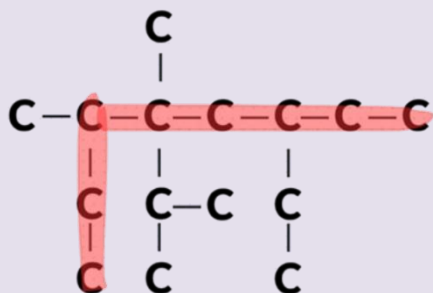
- 2) Beri penomoran sesuai rantai terpanjang dan dekat dengan cabang, kemudian hitung jumlah "C". Rantai induk terdapat 5 karbon, berarti nama induk utama adalah "pentana".
- 3) Di nomor 2 dan 3, terdapat cabang sebanyak satu karbon, berarti penamaan gugus alkilnya adalah "metil". Karena alkil "metil" ada dua, berarti menjadi "dimetil".
- 4) Maka, nama senyawa tersebut adalah 2,3-dimetil pentana.

Contoh soal tata nama alkana bercabang

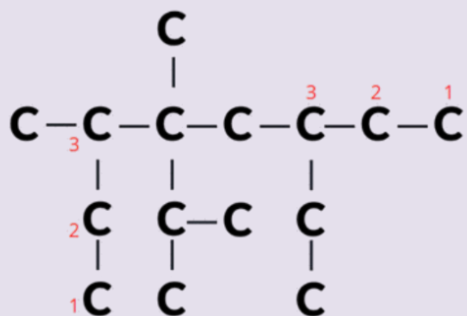
Perhatikan senyawa alkana berikut:



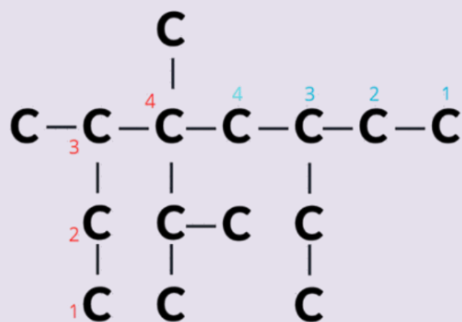
- 1) Tentukan rantai terpanjang, nama induk harus melalui rantai terpanjang dan harus melalui rangkap jika ada, serta dekat cabang



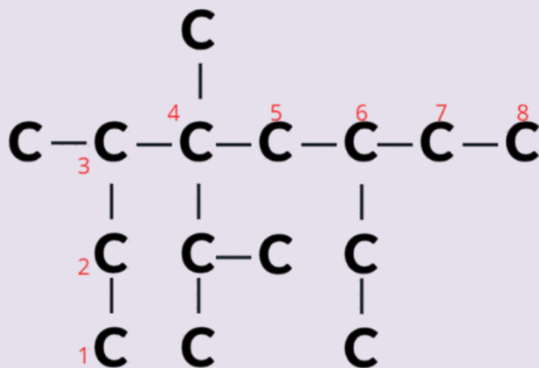
- 2) Setelah mengetahui rantai karbon terpanjang, tentukan penomoran, perhatikan gambar dibawah berikut, ternyata kedua jalur memiliki cabang di nomor 3, oleh sebab itu kita harus menentukan cabang lain guna menentukan penomoran



- 3) Setelah menganalisis, jalur kanan (lihat angka warna biru) pada atom karbon ke-4, tidak memiliki cabang, sedangkan jalur kiri (lihat angka warna merah) memiliki cabang pada atom karbon ke-4, oleh sebab itu penomoran dimulai dari jalur atom karbon ke-1 berwarna merah

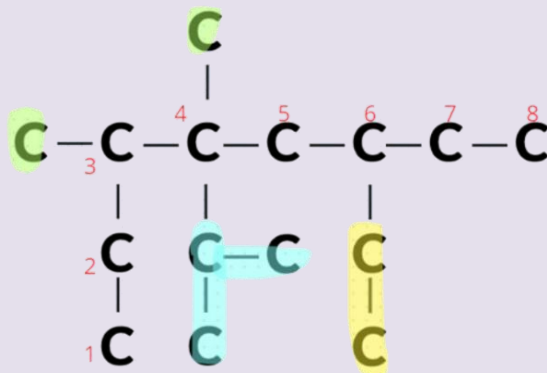


- 4) Penomoran dilakukan sedemikian rupa untuk menentukan rantai induk
- 5) Tentukan rantai cabang, perhatikan gambar di bawah berikut. Warna hijau memiliki nama metil, kuning



etil, dan biru muda adalah isopropil. Jika dalam suatu senyawa memiliki **banyak cabang**, maka **penamaan harus sesuai abjad**. Oleh sebab itu, **penamaan dimulai dari Etil > Isopropil > Metil**, penamaan cabang seperti "di", "tri" tidak terpengaruh abjad

- 6) Berdasarkan aturan penamaan nomor 5, maka tata-nama yang sesuai senyawa ini adalah **6-etil-4-isopropil-3,4 dimetil oktana**

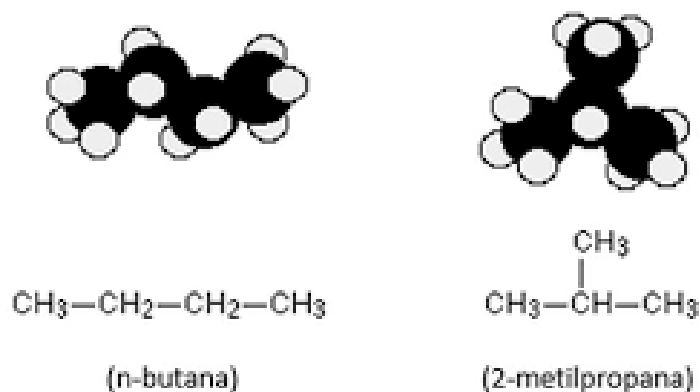


C. Isomeri Alkana

Isomeri pada alkana terjadi ketika senyawa dengan rumus molekul yang sama memiliki susunan atom yang berbeda, menghasilkan senyawa dengan sifat fisik dan kimia yang sedikit berbeda. Isomeri alkana umumnya melibatkan **isomeri struktur**, yang merupakan jenis isomeri utama dalam hidrokarbon jenuh.

1) Isomeri Rantai (Isomeri Kerangka):

- ▷ Terjadi ketika rantai karbon dalam alkana diatur secara berbeda, baik dalam bentuk lurus maupun bercabang.
- ▷ Contoh:
 - **n-Butana (C₄H₁₀):** CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ (rantai lurus).
 - **Isobutana (C₄H₁₀):** CH₃-CH(CH₃)-CH₃ (rantai bercabang).



Isomer n-butana dengan isobutana (2-metilpropana) –
[kompas.com/Silmi Nurul Utami](https://kompas.com/Silmi%20Nurul%20Utami)

Tabel perbedaan n-butana dan 2-metilpropana

Aspek	n-Butana	2-Metilpropana
Rumus Molekul	C_4H_{10}	C_4H_{10}
Struktur Molekul	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (rantai lurus)	$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$ (rantai bercabang)
Jenis Isomeri	Rantai lurus	Rantai bercabang
Titik Didih ($^{\circ}\text{C}$)	-4°C	-11.7°C
Titik Lebur ($^{\circ}\text{C}$)	-138.3°C	-159.6°C
Kepadatan (g/mL)	0.584 (pada 0°C)	0.563 (pada 0°C)
Stabilitas Molekul	Relatif lebih rendah	Lebih stabil karena strukturnya bercabang
Penggunaan	Digunakan sebagai bahan bakar LPG	Digunakan sebagai bahan bakar LPG

2) Isomeri Posisi (Lokasi Gugus):

- ▷ Terjadi jika lokasi cabang atau substituen (misalnya, gugus alkil) pada rantai karbon utama berubah posisi.
- ▷ Contoh:
 - **2-Metilpentana (C_6H_{14}):** Cabang metil di karbon ke-2.
 - **3-Metilpentana (C_6H_{14}):** Cabang metil di karbon ke-3.

D. Sifat-Sifat Alkana

Alkana adalah hidrokarbon jenuh yang memiliki sifat unik karena hanya terdiri dari atom karbon dan hidrogen dengan ikatan tunggal. Sifat-sifat alkana sangat dipengaruhi oleh struktur molekulnya, seperti panjang rantai karbon dan tingkat percabangannya. Alkana umumnya bersifat stabil dan non-polar, sehingga banyak digunakan sebagai bahan bakar, pelarut, dan bahan baku industri.

1) Sifat Fisis Alkana

- ▷ **Wujud pada Suhu Ruang**
 - **Alkana dengan rantai pendek ($\text{C}_1\text{-C}_4$):** Berwujud gas (contoh: metana, etana, propana, butana).
 - **Alkana dengan rantai menengah ($\text{C}_5\text{-C}_{16}$):** Berwujud cair (contoh: pentana, heksana).

- **Alkana dengan rantai panjang (>C16):** Berwujud padat (contoh: lilin parafin).

▷ **Titik Didih**

- Titik didih alkana meningkat seiring bertambahnya panjang rantai karbon karena gaya van der Waals yang lebih kuat.
- Alkana bercabang memiliki titik didih lebih rendah dibandingkan alkana rantai lurus dengan jumlah atom karbon yang sama, karena interaksi antarmolekul lebih lemah.

▷ **Titik Leleh**

- Titik leleh alkana juga meningkat seiring bertambahnya jumlah atom karbon.
- Namun, alkana bercabang cenderung memiliki titik leleh lebih rendah dibandingkan rantai lurus karena molekul bercabang lebih sulit untuk menyusun kristal padat.

▷ **Kepolaran dan Kelarutan**

- Alkana bersifat **non-polar**, sehingga tidak larut dalam air tetapi larut dalam pelarut organik seperti eter, kloroform, atau benzena.
- Kepolaran rendah ini membuat alkana sering digunakan sebagai pelarut untuk senyawa non-polar.

▷ **Densitas**

Alkana memiliki densitas yang lebih rendah daripada air (sekitar 0.6-0.8 g/mL), sehingga selalu mengapung di atas air.

▷ **Bau**

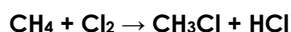
- Alkana rantai pendek (C1-C4) umumnya tidak berbau atau memiliki bau samar.
- Alkana rantai panjang sering memiliki bau khas seperti lilin atau minyak.

2) Sifat Kimia Alkana

Meskipun alkana dikenal sebagai senyawa yang stabil karena hanya memiliki ikatan tunggal (σ), mereka tetap dapat mengalami reaksi kimia tertentu, terutama dalam kondisi khusus.

Reaksi dengan Gas Klorin (Reaksi Substitusi)

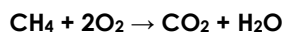
Alkana bereaksi dengan gas klorin melalui reaksi substitusi, di mana atom hidrogen pada alkana digantikan oleh atom klorin. Reaksi ini membutuhkan sinar UV sebagai katalis untuk memulai proses. Reaksi:



Pembuatan senyawa organoklorin seperti kloroform (CHCl_3) dan karbon tetraklorida (CCl_4) yang digunakan dalam berbagai industri.

Reaksi Pembakaran Sempurna

Alkana dapat dibakar dalam oksigen berlebih, menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) dengan pelepasan energi panas. Reaksi:



Alkena

Alkena adalah hidrokarbon tak jenuh yang mengandung setidaknya satu ikatan rangkap dua ($C=C$) antara atom karbon. Ikatan rangkap ini membuat alkena lebih reaktif dibandingkan alkana karena keberadaan ikatan π , yang lebih lemah dan lebih mudah diputus daripada ikatan tunggal (σ). Hal ini memungkinkan alkena mengalami berbagai reaksi kimia, seperti adisi, oksidasi, dan polimerisasi.

Alkena sering ditemukan dalam proses alami maupun industri, seperti dalam pematangan buah (etilena) dan produksi bahan plastik. Karena sifat kimianya yang khas, alkena memiliki peran penting dalam berbagai aplikasi, termasuk pembuatan polimer, obat-obatan, dan bahan kimia industri lainnya.

A. Deret Homolog Alkena

Seperti alkana, alkena juga mengikuti pola rumus molekul yang dapat dirumuskan secara sistematis, tetapi dengan jumlah atom hidrogen yang lebih sedikit karena adanya ikatan rangkap.

Tabel deret homolog alkena dan beberapa sifatnya

Rumus Molekul	Jumlah Atom C	Nama	Struktur	Titik Lebur ($^{\circ}C$)	Titik Didih ($^{\circ}C$)
C_2H_4	2	Etena	$CH_2=CH_2$	-169	-103
C_3H_6	3	Propena	$CH_2=CH-CH_3$	-185	-48
C_4H_8	4	Butena	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	-185	-6
C_5H_{10}	5	Pentena	$CH_2=CH-(CH_2)_2-CH_3$	-137	30
C_6H_{12}	6	Heksena	$CH_2=CH-(CH_2)_3-CH_3$	-140	63
C_7H_{14}	7	Heptena	$CH_2=CH-(CH_2)_4-CH_3$	-119	94
C_8H_{16}	8	Oktena	$CH_2=CH-(CH_2)_5-CH_3$	-104	121

Penjelasan:

1) Pola Titik Didih dan Titik Lebur:

- ▷ Titik didih dan titik lebur meningkat seiring bertambahnya jumlah atom karbon dalam rantai alkena.
- ▷ Ini karena gaya antarmolekul (gaya London) menjadi lebih kuat seiring bertambahnya panjang rantai karbon, sehingga lebih banyak energi yang dibutuhkan untuk memisahkan molekul.

2) Contoh Tren:

- ▷ **Etena (C_2H_4):** Memiliki titik lebur $-169^{\circ}C$ dan titik didih $-103^{\circ}C$, yang sangat rendah karena molekulnya kecil.
- ▷ **Heksena (C_6H_{12}):** Titik lebur $-140^{\circ}C$ dan titik didih $63^{\circ}C$, menunjukkan peningkatan drastis dibandingkan etena karena molekulnya lebih panjang dan gaya intermolekul lebih kuat.

3) Prinsip Utama:

- ▷ Semakin panjang rantai karbon dalam alkena, semakin besar massa molekul relatifnya, sehingga interaksi antar molekul menjadi lebih kuat.
- ▷ Akibatnya, titik lebur dan titik didih meningkat dengan bertambahnya panjang rantai alkena.

B. Tata Nama Alkena IUPAC

Penamaan alkena mengikuti aturan yang ditetapkan oleh **International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)**. Aturan ini memastikan setiap senyawa alkena memiliki nama yang sistematis dan unik. Alkena memiliki nama khusus karena keberadaan ikatan rangkap dua antar atom karbon, yang harus dicantumkan dalam penamaannya.

1) Pilih Rantai Karbon Terpanjang yang Mengandung Ikatan Rangkap

- ▷ Rantai utama harus mencakup ikatan rangkap dua.
- ▷ Nama rantai utama menggunakan awalan berdasarkan jumlah atom karbon, diakhiri dengan akhiran **-ena**.

2) Nomor Rantai Karbon Dimulai dari Ujung Terdekat dengan Ikatan Rangkap

Penomoran harus memberikan angka terkecil untuk posisi ikatan rangkap dua.

3) Tentukan Lokasi Ikatan Rangkap

Lokasi ikatan rangkap dua dinyatakan dengan angka posisi karbon sebelum ikatan tersebut.

4) Tambahkan Gugus Cabang (Jika Ada)

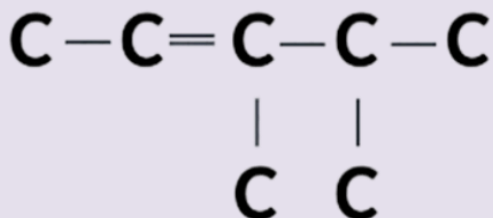
Gugus cabang diberi nama dan posisi karbonnya disebutkan sesuai urutan alfabet.

5) Gunakan Awalan untuk Gugus yang Sama

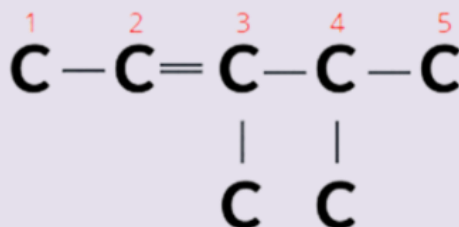
Jika ada lebih dari satu gugus cabang yang sama, gunakan awalan seperti **di-**, **tri-**, **tetra-**, tanpa memengaruhi urutan alfabet.

Contoh soal tata nama alkena

Perhatikan senyawa alkena berikut:



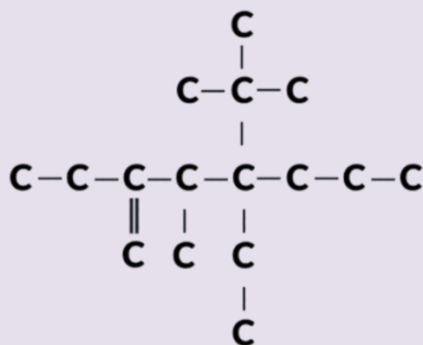
- 1) Tentukan rantai terpanjang dan harus melalui rangkap.
- 2) Beri penomoran sesuai rantai terpanjang dan dekat dengan rangkap.



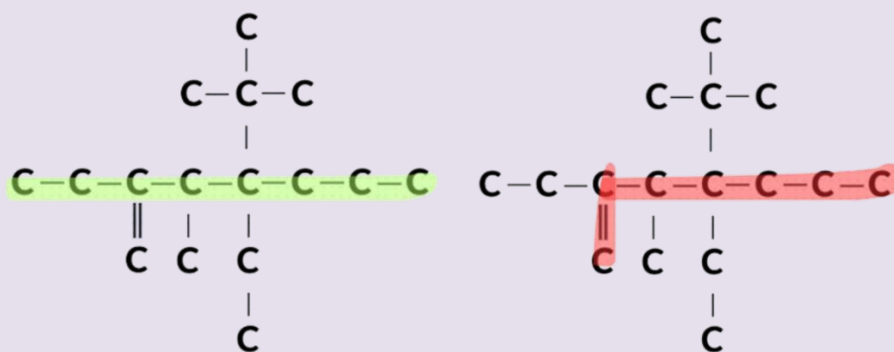
- 3) Di nomor 3 dan 4, terdapat cabang sebanyak satu karbon, berarti penamaan gugus alkilnya adalah "metil". Karena alkil "metil" ada dua, berarti menjadi "dimetil". **Kemudian, pada karbon nomor 2 terdapat ikatan rangkap (alkena), jadi rantai induknya memiliki nama 2-pentena.**
- 4) Nama senyawa tersebut adalah 3,4-dimetil-2-pentena.

Contoh soal tata nama alkana kompleks

Perhatikan senyawa alkana berikut:

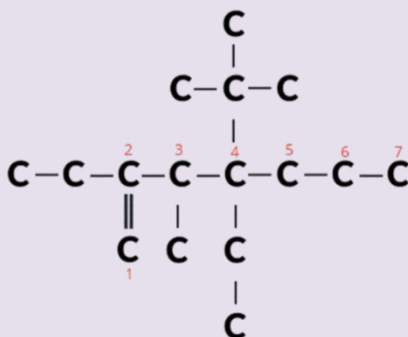


- 1) Tentukan rantai terpanjang, nama induk harus melalui rantai terpanjang dan harus melalui rangkap jika ada, serta dekat cabang.

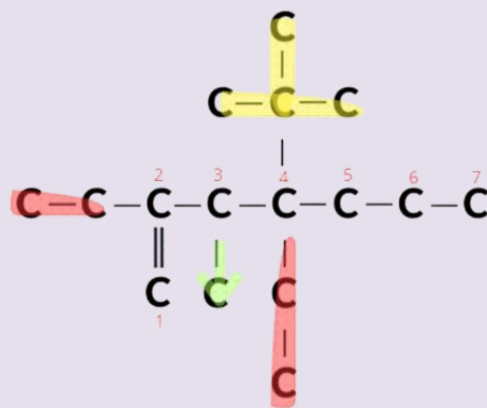


Perhatikan kedua gambar di atas, gambar kiri dengan penanda warna hijau memang memiliki rantai karbon induk yang **lebih panjang**, namun **tidak melalui ikatan rangkap**, sedangkan gambar kanan dengan penanda warna merah memang memiliki rantai karbon induk yang **lebih pendek**, namun **melalui ikatan rangkap**. Dalam penomoran rantai induk alkana, harus melalui ikatan rangkap, oleh sebab itu opsi yang dipakai adalah yang kanan.

- 2) Setelah mengetahui rantai karbon terpanjang dan melalui ikatan rangkap, tentukan penomoran, dan perhatikan gambar di bawah ini:



- 3) Tentukan rantai cabang, perhatikan gambar di bawah berikut. Warna hijau memiliki nama metil, kuning neobutil, dan hijau adalah metil. Jika dalam suatu senyawa memiliki **banyak cabang**, maka **penamaan harus sesuai abjad**. Oleh sebab itu, **penamaan dimulai dari dietil > metil > neobutil**, penamaan cabang seperti "di", "tri" tidak terpengaruh abjad.



- 4) Berdasarkan aturan penamaan nomor 3, maka tata-nama yang sesuai senyawa ini **2,4-diethyl-3-metil-4neobutil-1-heptena**.

Mengapa 1-heptena? Karena pada penomoran, atom karbon nomor 1 memiliki ikatan rangkap, dan rantai induk memiliki 7 karbon, yang membuatnya menjadi Heptena.

C. Isomeri Alkena

Alkena menunjukkan berbagai jenis isomeri karena adanya ikatan rangkap dua ($C=C$) dalam strukturnya. Isomer pada alkena memiliki rumus molekul yang sama tetapi berbeda dalam susunan atom atau konfigurasi, yang menghasilkan sifat fisik dan kimia yang berbeda.

1) Isomeri Struktur

▷ Isomeri Rantai:

Terjadi ketika rantai karbon pada alkena memiliki struktur yang berbeda, seperti rantai lurus atau bercabang.

Contoh:

- **1-butena** ($CH_2=CH-CH_2-CH_3$): Rantai lurus.
- **2-Metil-1-propena** ($CH_2=C(CH_3)-CH_3$): Rantai bercabang.

▷ Isomeri Posisi:

Terjadi ketika posisi ikatan rangkap dua berbeda dalam rantai karbon utama.

Contoh:

- **1-butena** ($CH_2=CH-CH_2-CH_3$): Ikatan rangkap di antara karbon 1 dan 2.
- **2-butena** ($CH_3-CH=CH-CH_3$): Ikatan rangkap di antara karbon 2 dan 3.

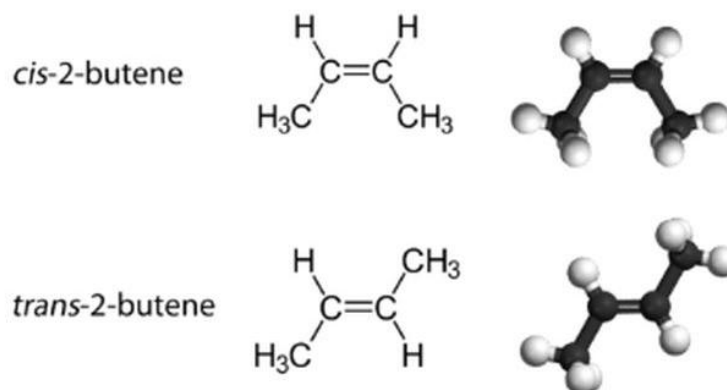
2) Isomeri Geometris (Cis-Trans):

Terjadi pada alkena yang memiliki dua gugus berbeda pada masing-masing atom karbon yang terlibat dalam ikatan rangkap.

- ▷ **Cis (Z)**: Gugus yang sama berada pada sisi yang sama dari ikatan rangkap.
- ▷ **Trans (E)**: Gugus yang sama berada pada sisi berlawanan dari ikatan rangkap.

Contoh:

- **Cis-2-butena:** $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (gugus metil di sisi yang sama).
- **Trans-2-butena:** $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (gugus metil di sisi berlawanan).



Isomer geometri butena – kompas.com/Silmi Nurul

D. Sifat-Sifat Alkena

Alkena memiliki sifat fisik dan kimia yang khas karena keberadaan **ikatan rangkap dua** ($\text{C}=\text{C}$) dalam strukturnya. Ikatan rangkap ini terdiri dari ikatan sigma (σ) yang kuat dan ikatan pi (π) yang lebih lemah, sehingga membuat alkena lebih reaktif dibandingkan alkana. Sifat-sifat ini memungkinkan alkena mengalami berbagai reaksi khas, seperti adisi dan polimerisasi, yang menjadikannya senyawa penting dalam industri kimia.

1) Sifat Fisis Alkena

Sifat fisis alkena sangat dipengaruhi oleh panjang rantai karbon, struktur molekul, dan keberadaan ikatan rangkap. Secara umum, sifat-sifat ini mencakup titik didih, titik leleh, kelarutan, dan densitas, yang memiliki pola serupa dengan alkana tetapi sedikit berbeda karena keberadaan ikatan rangkap.

Tabel sifat fisik alkena

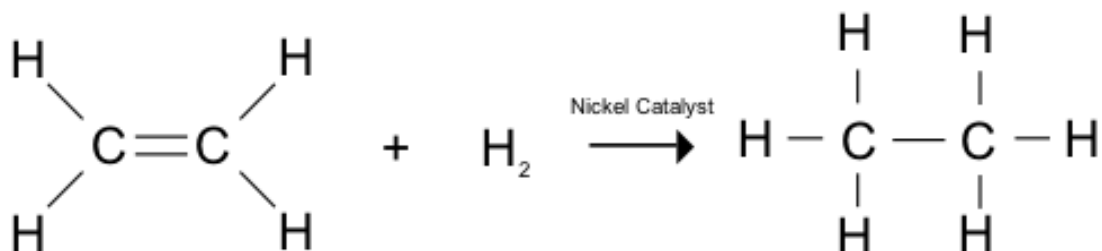
Sifat	Penjelasan
Wujud pada Suhu Ruang	Alkena dengan rantai karbon pendek ($\text{C}_2\text{-C}_4$) berwujud gas, seperti etena dan propena. Alkena dengan panjang rantai karbon menengah ($\text{C}_5\text{-C}_{16}$) berwujud cair, contohnya pentena dan heksena. Sementara itu, alkena dengan rantai karbon panjang ($>\text{C}_{16}$) berwujud padat, seperti polialkena dalam polietilena.
Titik Didih	Titik didih alkena meningkat seiring bertambahnya panjang rantai karbon, karena gaya van der Waals antar molekul menjadi lebih kuat. Namun, alkena bercabang memiliki titik didih yang lebih rendah dibandingkan alkena rantai lurus dengan jumlah karbon yang sama, akibat interaksi antarmolekul yang lebih lemah.
Titik Lebur	Titik lebur alkena juga meningkat dengan bertambahnya panjang rantai karbon. Selain itu, simetri molekul memengaruhi titik lebur, di mana molekul yang lebih simetris cenderung memiliki titik lebur yang lebih tinggi.
Kelarutan	Karena sifatnya yang non-polar, alkena tidak larut dalam air tetapi larut dalam pelarut organik seperti eter, kloroform, dan benzena. Hal ini menjadikan alkena sering digunakan dalam pelarutan senyawa non-polar.
Densitas	Densitas alkena lebih rendah dibandingkan air, yaitu sekitar 0.6-0.8 g/mL. Karena itu, alkena selalu mengapung jika dicampur dengan air.

2) Sifat Kimia Alkena

Alkena memiliki sifat kimia yang khas karena keberadaan ikatan rangkap dua (C=C), yang membuatnya lebih reaktif dibandingkan alkana. Salah satu reaksi kimia utama alkena adalah reaksi adisi, di mana ikatan rangkap dua terbuka untuk mengikat atom atau gugus lain.

▷ Adisi Hidrogen pada Alkena (Hidrogenasi)

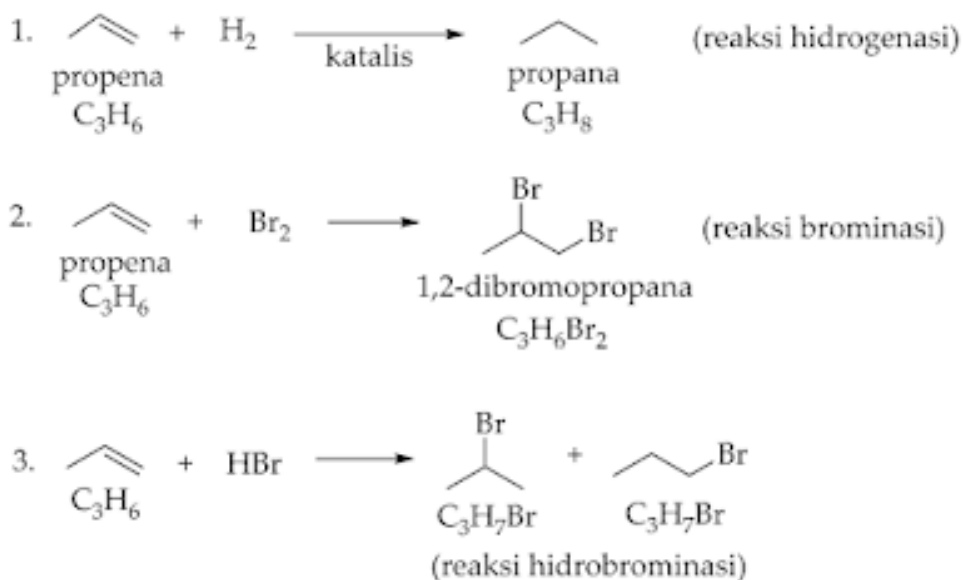
Dalam reaksi ini, molekul hidrogen (H₂) ditambahkan ke alkena, membuka ikatan rangkap dua dan mengubahnya menjadi alkana. Reaksi ini membutuhkan katalis seperti **nikel (Ni)**, **platinum (Pt)**, atau **paladium (Pd)**, serta berlangsung pada suhu dan tekanan tertentu.



Adisi hidrogen alkena dengan katalis nikel – en.wikibooks.org

▷ Adisi Gas HX pada Alkena (Halogeneasi Hidrogen)

Alkena bereaksi dengan gas hidrogen halida (HX), seperti HCl, HBr, atau HI, untuk menghasilkan haloalkana. Reaksi ini mengikuti **aturan Markovnikov**, di mana atom hidrogen akan menambahkan ke atom karbon dalam ikatan rangkap yang memiliki lebih banyak atom hidrogen, sedangkan halogen (X) akan menambahkan ke atom karbon yang lebih sedikit hidrogen.



Adisi gas HX pada Alkena – portalkimor.blogspot.com

Alkuna

Alkuna adalah hidrokarbon tak jenuh yang memiliki **ikatan rangkap tiga** ($C\equiv C$) antar atom karbon. Ikatan rangkap tiga ini terdiri dari satu ikatan sigma (σ) yang kuat dan dua ikatan pi (π) yang lebih lemah, menjadikan alkuna lebih reaktif dibandingkan alkana maupun alkena.

Alkuna paling sederhana adalah etuna (C_2H_2), yang dikenal juga sebagai asetilena. Senyawa ini sering digunakan sebagai bahan bakar dalam pengelasan dan pemotongan logam. Keberadaan ikatan rangkap tiga memberikan alkuna sifat unik, baik dalam struktur maupun reaktivitasnya, sehingga sering digunakan dalam berbagai aplikasi industri dan sintesis organik.

A. Deret Homolog Alkuna

Deret homolog alkuna adalah kelompok hidrokarbon tak jenuh yang mengandung **ikatan rangkap tiga** ($C\equiv C$) antar atom karbon. Seperti alkana dan alkena, alkuna memiliki pola struktur berulang dengan perbedaan satu gugus $-CH_2$ antar anggota dalam deret homolog.

Tabel deret homolog alkuna dan beberapa sifatnya

Rumus Molekul	Jumlah Atom C	Nama	Struktur	Titik Lebur ($^{\circ}C$)	Titik Didih ($^{\circ}C$)
C_2H_2	2	Etuna	$CH\equiv CH$	-81.8	-84
C_3H_4	3	Propuna	$CH\equiv C-CH_3$	-102.7	-23
C_4H_6	4	Butuna	$CH\equiv C-CH_2-CH_3$	-138.3	8
C_5H_8	5	Pentuna	$CH\equiv C-(CH_2)_2-CH_3$	-105.7	40
C_6H_{10}	6	Heksuna	$CH\equiv C-(CH_2)_3-CH_3$	-101.2	71
C_7H_{12}	7	Heptuna	$CH\equiv C-(CH_2)_4-CH_3$	-87.6	99
C_8H_{14}	8	Oktuna	$CH\equiv C-(CH_2)_5-CH_3$	-80.6	125

Penjelasan:

1) Pola Titik Didih dan Titik Lebur:

- ▷ Sama seperti alkena, titik didih dan titik lebur meningkat seiring bertambahnya panjang rantai karbon pada alkuna.
- ▷ Hal ini disebabkan oleh peningkatan gaya London (gaya antarmolekul) yang lebih kuat di molekul yang lebih besar.

2) Contoh Tren:

- ▷ **Etuna (C_2H_2)**: Titik didih dan titik lebur rendah karena ukurannya kecil dan interaksi antarmolekulnya lemah.
- ▷ **Oktuna (C_8H_{14})**: Memiliki titik didih jauh lebih tinggi karena molekulnya lebih besar, sehingga membutuhkan lebih banyak energi untuk memisahkan molekulnya.

3) Struktur Triple Bond (Ikatan Rangkap Tiga):

- ▷ Ikatan rangkap tiga pada alkuna membuatnya lebih reaktif dibandingkan alkana dan alkena.
- ▷ Struktur linear alkuna memberikan sifat fisik yang unik, seperti titik didih dan titik lebur yang lebih rendah dibandingkan alkana dengan jumlah atom karbon yang sama.

B. Tata Nama Alkuna IUPAC

Penamaan alkuna mengikuti aturan yang ditetapkan oleh **International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)**. Aturan ini memastikan setiap senyawa alkuna memiliki nama sistematis yang jelas, mencerminkan struktur molekulnya. Ciri utama alkuna adalah adanya **ikatan rangkap tiga** ($C\equiv C$), yang harus disebutkan dalam tata nama.

1) Pilih Rantai Karbon Terpanjang yang Mengandung Ikatan Rangkap Tiga

- ▷ Pilih rantai karbon terpanjang sebagai rantai utama yang mencakup ikatan rangkap tiga.
- ▷ Nama rantai utama menggunakan awalan berdasarkan jumlah atom karbon, diakhiri dengan akhiran **-una**.

2) Nomor Rantai Karbon dari Ujung Terdekat dengan Ikatan Rangkap Tiga

Penomoran dimulai dari ujung rantai yang memberikan angka terkecil untuk posisi ikatan rangkap tiga.

3) Tentukan Lokasi Ikatan Rangkap Tiga

Lokasi ikatan rangkap tiga dinyatakan dengan angka posisi karbon sebelum ikatan tersebut.

4) Tambahkan Gugus Cabang (Jika Ada)

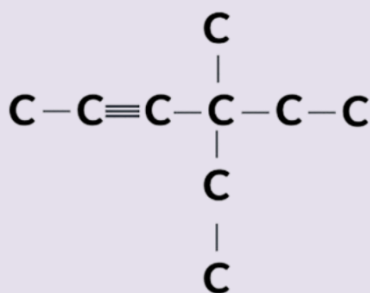
Nama gugus cabang dan posisinya disebutkan dalam urutan alfabet.

5) Gunakan Awalan untuk Gugus yang Sama

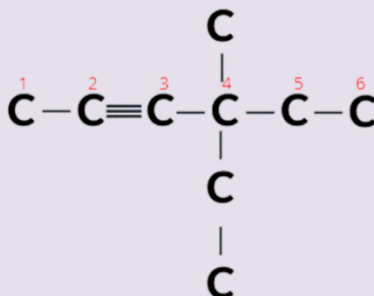
Jika ada lebih dari satu gugus cabang yang sama, gunakan awalan seperti **di-**, **tri-**, **tetra-**, tanpa memengaruhi urutan alfabet.

Contoh soal tata nama alkuna

Perhatikan senyawa alkuna berikut:



- 1) Tentukan rantai terpanjang dan **harus melalui rangkap**.
- 2) Beri penomoran sesuai rantai terpanjang dan **dekat dengan rangkap**.

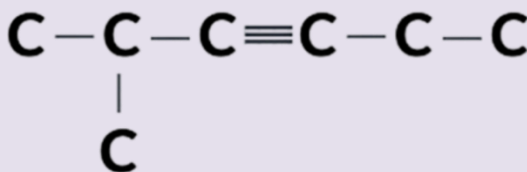


- 3) Di nomor 3, terdapat cabang sebanyak satu karbon ke atas dan 2 karbon kebawah, berarti terdapat **etil dan metil**. Karena penamaan harus berurut sesuai abjad, maka akan diprioritaskan untuk etil terlebih dahulu, kemudian metil, dan rantai induknya.

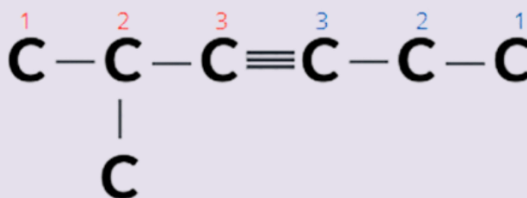
Nama senyawa tersebut adalah **4-etil-4-metil-2-heksuna**

Contoh soal tata nama alkuna

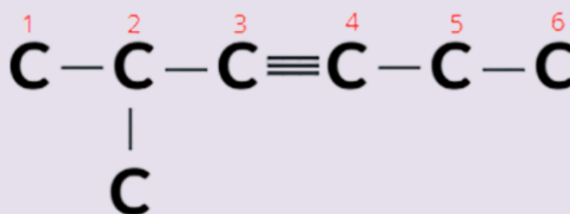
Perhatikan senyawa alkuna berikut:



- 1) Tentukan rantai terpanjang dan **harus melalui rangkap**.



- 2) Ternyata, jumlah karbon dari kiri-kanan (penomoran merah) dan kanan ke kiri (penomoran biru) memiliki jumlah karbon yang sama, **maka penentuan penomoran ditentukan berdasarkan kedekatan cabang atau substituen terhadap ikatan rangkap tiga**. Dalam gambar, penomoran merah dipilih karena percabangan (karbon bercabang) lebih dekat ke ikatan rangkap tiga dibandingkan dengan penomoran biru, oleh sebab itu penomoran yang tepat adalah penomoran warna merah dari kiri-kanan.



- 3) Di karbon nomor 2, terdapat cabang sebanyak satu karbon ke bawah, rantai cabang tersebut adalah **metil**.
- 4) Nama senyawa tersebut adalah **2-metil-3-heksuna**

C. Isomeri Alkuna

Alkuna menunjukkan berbagai jenis **isomeri** karena adanya ikatan rangkap tiga ($C\equiv C$) yang khas. Isomeri ini mencakup variasi dalam struktur rantai karbon, posisi ikatan rangkap tiga, serta konfigurasi geometris (pada rantai bercabang atau siklik).

1) Isomeri Struktur

▷ Isomeri Rantai (Kerangka):

Terjadi ketika struktur rantai karbon berbeda, seperti rantai lurus atau bercabang.

Contoh:

- **1-Butuna (C_4H_6):** $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ (rantai lurus).
- **2-Metilpropuna (C_4H_6):** $CH_3-C\equiv C-CH_3$ (rantai bercabang).

▷ Isomeri Posisi:

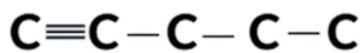
Terjadi ketika posisi ikatan rangkap tiga dalam rantai utama berbeda.

Contoh:

- **1-Butuna (C_4H_6):** $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ (ikatan rangkap tiga di antara C1 dan C2).
- **2-Butuna (C_4H_6):** $CH_3-C\equiv C-CH_3$ (ikatan rangkap tiga di antara C2 dan C3).

2) Isomeri Geometris:

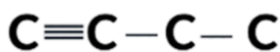
- ▷ Terjadi dalam alkuna dengan rantai bercabang atau siklik, di mana orientasi atom atau gugus pada rantai karbon memengaruhi geometri molekulnya.
- ▷ Tidak berlaku untuk alkuna rantai lurus karena ikatan rangkap tiga menyebabkan struktur linear.



1-pentuna



2-pentuna



3-metil-1-butuna

Contoh isomer Alkuna – dokumen penerbit

D. Sifat-Sifat Alkuna

Alkuna, seperti halnya alkena, memiliki sifat fisik dan kimia yang khas karena keberadaan **ikatan rangkap tiga** ($C\equiv C$) dalam strukturnya. Ikatan rangkap tiga memberikan karakteristik unik pada alkuna, baik dalam hal reaktivitas maupun pola perubahan sifat fisiknya.

1) Sifat Fisis Alkuna

Sifat fisis alkuna sangat dipengaruhi oleh panjang rantai karbon, struktur molekul, dan keberadaan ikatan rangkap. Secara umum, sifat-sifat ini mencakup titik didih, titik leleh, kelarutan.

Tabel sifat fisis alkuna

Sifat Fisik	Penjelasan
Wujud pada Suhu Ruang	Alkuna dengan rantai karbon pendek (C ₂ –C ₄) seperti etuna dan propuna berwujud gas pada suhu ruang. Alkuna dengan panjang rantai karbon menengah (C ₅ –C ₁₅) seperti pentuna dan heksuna berwujud cair. Sementara itu, alkuna dengan rantai karbon panjang (>C ₁₅) biasanya berwujud padat.
Titik Didih	Titik didih alkuna meningkat seiring bertambahnya panjang rantai karbon karena gaya van der Waals antar molekul menjadi lebih kuat. Namun, alkuna bercabang memiliki titik didih yang lebih rendah dibandingkan alkuna rantai lurus dengan jumlah karbon yang sama, karena interaksi molekulnya lebih lemah.
Titik Lebur	Titik lebur alkuna juga meningkat dengan bertambahnya panjang rantai karbon. Molekul alkuna yang lebih simetris cenderung memiliki titik lebur yang lebih tinggi dibandingkan yang tidak simetris.
Kelarutan	Alkuna bersifat non-polar, sehingga tidak larut dalam air. Namun, alkuna larut dalam pelarut organik seperti eter, benzena, dan kloroform.
Densitas	Densitas alkuna lebih rendah dibandingkan air, yaitu sekitar 0.6-0.8 g/mL. Oleh karena itu, alkuna mengapung di atas air.

2) Sifat Kimia Alkuna

Alkuna, sebagai hidrokarbon tak jenuh dengan ikatan rangkap tiga (C≡C), memiliki reaktivitas kimia yang lebih tinggi dibandingkan alkana dan alkena. Berikut adalah beberapa reaksi kimia utama alkuna, terutama yang melibatkan mekanisme **adisi** dan substitusi hidrogen.

▷ Adisi Hidrogen pada Alkuna (Hidrogenasi Parsial dan Total)

Molekul hidrogen (H₂) ditambahkan ke alkuna, membuka ikatan rangkap tiga untuk menghasilkan alkena (hidrogenasi parsial) atau alkana (hidrogenasi total). Reaksi ini membutuhkan katalis seperti **nikel (Ni), platinum (Pt), atau paladium (Pd)**.

- **Hidrogenasi Parsial:** $R - C \equiv C - R + H_2 \rightarrow R - CH=CH - R$
- **Hidrogenasi Total:** $R - C \equiv C - R + H_2 \rightarrow R - CH_2 - CH_2 - R$

Contoh:

- Etuna (C₂H₂) menjadi etena (C₂H₄) atau etana (C₂H₆).

▷ Adisi Gas HX (Halogenasi Hidrogen)

Alkuna bereaksi dengan gas hidrogen halida (HX), seperti HCl, HBr, atau HI, dalam dua tahap. Produk akhir bergantung pada jumlah molekul HX yang ditambahkan:

- **Satu Molekul HX:** $R - C \equiv C - R + HX \rightarrow R - CH=CH - X$
- **Dua Molekul HX:** $R - CH=CH - X + HX \rightarrow R - CH_2 - CHX_2$

Contoh:

- Etuna (C₂H₂) dengan HCl menghasilkan vinil klorida (CH₂=Cl).

▷ **Adisi Gas X₂ (Halogenasi)**

Alkuna bereaksi dengan halogen (Cl₂ atau Br₂), menghasilkan haloalkena atau tetrahalida. Reaksi ini melibatkan pembukaan ikatan rangkap tiga.

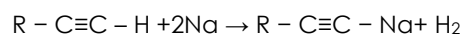
- **Satu Molekul X₂:** $R - C \equiv C - R + X_2 \rightarrow R - CX = CR - X$
- **Dua Molekul X₂:** $R - CX = CR - X + X_2 \rightarrow R - CX_2 - CR - X$

Contoh:

- Etuna (C₂H₂) dengan Br₂ menghasilkan CH Br = CH Br (1.2-dibromometana)

▷ **Substitusi Hidrogen oleh Natrium**

Atom hidrogen pada karbon terminal alkuna dapat digantikan oleh logam seperti natrium (Na) atau perak (Ag). Reaksi ini menghasilkan garam alkuna, yang sering disebut sebagai **alkunida**.



Contoh:

- Etuna (C₂H₂) dengan Na menghasilkan natrium asetilida (C₂Na).



5. Hidrokarbon dan Perannya dalam Membentuk Dunia Kita

Hidrokarbon memainkan peran penting dalam kehidupan sehari-hari karena merupakan komponen utama bahan bakar fosil dan bahan baku dalam berbagai industri. Sebagai senyawa organik yang terdiri dari karbon dan hidrogen, hidrokarbon digunakan secara luas dalam pembuatan energi, produk kimia, dan material sintetis seperti plastik. Dalam sub-bab ini, kita akan menjelajahi berbagai kegunaan hidrokarbon, mulai dari alkana, alkena, hingga alkuna, serta perannya dalam kehidupan modern.

Manfaat Alkana

Alkana adalah hidrokarbon jenuh yang banyak digunakan sebagai sumber energi dan bahan baku industri. Stabilitas dan kelimpahan alkana dalam gas alam dan minyak bumi menjadikannya salah satu kelompok hidrokarbon yang paling penting secara komersial. Alkana digunakan tidak hanya sebagai bahan bakar, tetapi juga sebagai pelarut, pelumas, dan bahan dasar untuk produk kimia lainnya.

A. Bahan Bakar Minyak

Alkana merupakan komponen utama dalam minyak bumi dan gas alam yang banyak digunakan sebagai bahan bakar. Sifat-sifatnya yang stabil, mudah terbakar, dan memiliki densitas energi yang tinggi menjadikan alkana sebagai sumber energi utama dalam berbagai aplikasi. Contohnya, metana dan propana digunakan dalam gas alam cair (LNG dan LPG) untuk keperluan rumah tangga, pemanas, dan pembangkit listrik. Alkana seperti oktana, yang merupakan bagian dari bensin, digunakan sebagai bahan bakar kendaraan bermotor karena dapat menghasilkan energi besar saat dibakar.

Reaksi pembakaran alkana menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O), serta melepaskan panas yang signifikan, membuatnya sangat efisien untuk menghasilkan tenaga. Selain itu, minyak tanah dan solar, yang juga terdiri dari alkana rantai menengah hingga panjang, digunakan dalam mesin diesel dan pembakaran industri. Bahan bakar jet, seperti avtur, juga berbasis alkana karena kestabilannya pada suhu tinggi. Keunggulan alkana yang mudah diangkut, disimpan, dan digunakan menjadikannya bahan bakar minyak yang tak tergantikan dalam kehidupan modern.



B. Pelarut



Sikloheksana sebagai pelarut – shutterstock.com/2305941101

Alkana juga digunakan sebagai pelarut dalam berbagai aplikasi industri dan laboratorium. Sifat non-polar alkana membuatnya sangat efektif untuk melarutkan senyawa non-polar lainnya, seperti minyak, lemak, dan resin, yang tidak dapat larut dalam pelarut polar seperti air. Selain itu, alkana umumnya inert secara kimia, sehingga tidak mudah bereaksi dengan senyawa yang dilarutkan, menjadikannya pilihan yang aman dan andal.

Beberapa alkana seperti heksana dan sikloheksana sering digunakan sebagai pelarut organik dalam ekstraksi senyawa dari campuran kompleks, termasuk dalam industri farmasi dan pembuatan parfum. Alkana cair dengan titik didih rendah, seperti pentana, juga digunakan dalam proses pendinginan dan ekstraksi

karena mudah menguap setelah digunakan, meninggalkan senyawa yang dilarutkan tanpa residu. Dengan stabilitas termal dan kimia yang baik, alkana sebagai pelarut memainkan peran penting dalam berbagai sektor industri.

C. Lilin dan Aspal

Alkana rantai panjang (C_{20} atau lebih) merupakan komponen utama dalam pembuatan lilin dan aspal, yang memiliki peranan penting dalam kehidupan sehari-hari dan berbagai sektor industri. Lilin parafin, misalnya, terdiri dari alkana padat yang memiliki titik leleh tinggi dan stabilitas kimia yang baik, sehingga sering digunakan untuk membuat lilin dekoratif, lilin pen erangan, dan pelapis tahan air pada kertas atau karton.

Aspal, yang merupakan hasil sampingan dari distilasi minyak bumi, sebagian besar terdiri dari campuran alkana rantai panjang dan senyawa organik lainnya. Aspal digunakan secara luas dalam konstruksi jalan raya karena sifatnya yang tahan terhadap panas, tekanan, dan gesekan. Sifat lengketnya yang khas juga memungkinkan aspal bertindak sebagai pengikat yang efektif untuk agregat batuan dalam campuran aspal. Dengan kelimpahan dan sifat fisik yang mendukung, alkana rantai panjang menjadi bahan utama dalam produk seperti lilin dan aspal yang mendukung berbagai kebutuhan masyarakat.



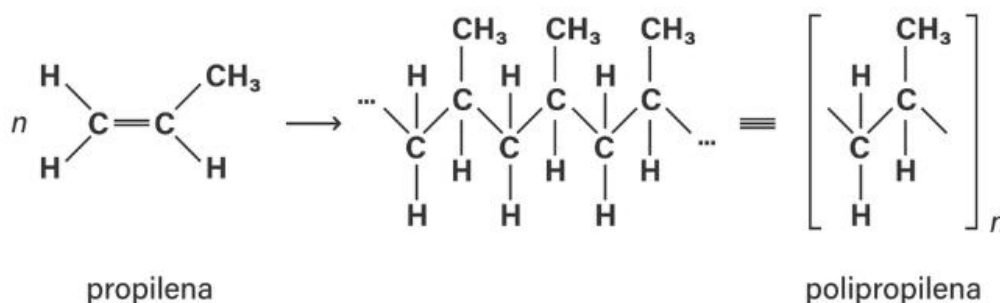
Manfaat Alkena dan Alkuna

Alkena dan alkuna, sebagai hidrokarbon tak jenuh dengan ikatan rangkap dua ($C=C$) dan rangkap tiga ($C\equiv C$), memiliki reaktivitas tinggi yang membuatnya sangat berguna dalam berbagai aplikasi industri. Kedua jenis hidrokarbon ini merupakan bahan baku penting dalam pembuatan polimer, karet sintetis, dan senyawa organik lainnya yang digunakan dalam kehidupan sehari-hari.

Alkena seperti etena (C_2H_4) digunakan dalam produksi plastik, sementara alkuna seperti asetilena (C_2H_2) sering dimanfaatkan sebagai bahan bakar untuk pengelasan logam. Dengan berbagai kegunaannya, alkena dan alkuna tidak hanya mendukung kebutuhan industri modern tetapi juga menjadi dasar dari inovasi dalam material dan teknologi kimia.

A. Plastik

Alkena, khususnya etena (C_2H_4) dan propena (C_3H_6), adalah bahan baku utama dalam pembuatan plastik melalui proses polimerisasi. Plastik yang dihasilkan dari alkena, seperti polietilena dan polipropilena, memiliki sifat yang ringan, tahan lama, dan serbaguna, sehingga banyak digunakan dalam kehidupan sehari-hari. Plastik berbasis alkena digunakan untuk membuat berbagai produk, termasuk kantong belanja, wadah makanan, peralatan rumah tangga, pipa, kabel, dan komponen otomotif. Keunggulan plastik ini terletak pada daya tahannya terhadap air dan kelembapan, bobotnya yang ringan, serta biaya produksinya yang ekonomis, menjadikannya salah satu material sintetis paling penting dalam dunia modern.

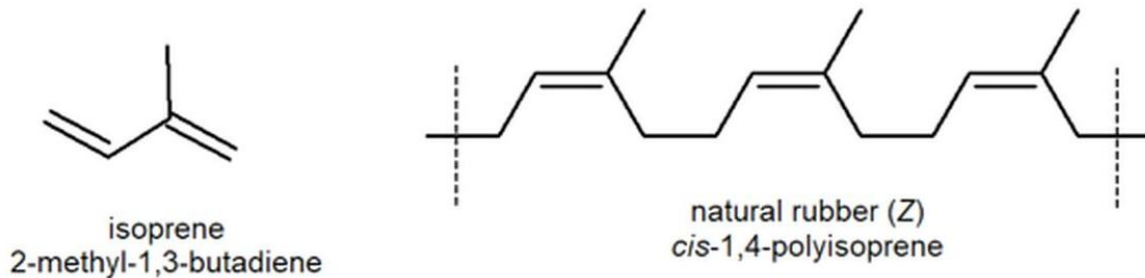


Struktur monomer propilena dan propilena – rajaplastik.com

B. Karet dan Getah Perca

Alkena dan alkuna memainkan peran penting dalam industri karet dan getah perca sebagai bahan dasar untuk pembuatan karet sintetis. Proses ini melibatkan polimerisasi alkena tertentu, seperti butadiena (C_4H_6), yang menghasilkan rantai polimer elastis dengan sifat yang menyerupai karet alami. Karet sintetis ini digunakan secara luas dalam berbagai aplikasi, termasuk ban kendaraan, sol sepatu, dan produk industri lainnya yang membutuhkan material yang tahan lentur dan elastis.

Selain itu, getah perca, yang dihasilkan dari polimerisasi isoprena (C_5H_8), memiliki sifat unik berupa kekakuan dan ketahanan terhadap air, sehingga sering dimanfaatkan dalam alat kedokteran gigi, isolasi kabel, dan produk tahan air lainnya. Karet dan getah perca berbasis alkena dan alkuna telah menggantikan banyak kebutuhan akan bahan alami, berkat ketersediaannya yang melimpah dan proses produksinya yang lebih terkontrol.



Isoprena dan polimernya – kompas.com/Silmi Nurul Utami

C. Las Karbid

Alkuna, terutama asetilena (C_2H_2), memiliki kegunaan penting sebagai bahan bakar dalam las karbid. Asetilena, ketika dibakar dengan oksigen (O_2) dalam perbandingan yang tepat, menghasilkan nyala api dengan suhu yang sangat tinggi, mencapai sekitar $3.000^{\circ}C$. Suhu tinggi ini memungkinkan asetilena digunakan untuk mengelas, memotong, dan memperbaiki logam dalam industri konstruksi dan manufaktur. Reaksi pembakaran asetilena dalam las karbid adalah sebagai berikut:



Keunggulan asetilena sebagai bahan bakar adalah nyala apinya dapat memusatkan panas dengan sangat efisien, sehingga memungkinkan pengelasan yang presisi. Selain itu, asetilena mudah disimpan dan diangkut dalam bentuk terkompresi, menjadikannya pilihan yang praktis untuk berbagai aplikasi di lapangan. Penggunaan alkuna dalam las karbid menegaskan pentingnya hidrokarbon tak jenuh dalam mendukung teknologi industri modern.



Mesin las karbit – Megaperkakas.com

D. Freon

Freon dibuat melalui reaksi halogenasi alkena atau alkuna, di mana atom hidrogen pada molekul hidrokarbon digantikan oleh atom halogen seperti klorin (Cl) atau fluorin (F). Contohnya adalah freon-12 (CCl_2F_2) yang dihasilkan dari reaksi turunan etena atau metana dengan fluorin dan klorin. Meskipun freon telah merevolusi teknologi pendingin, penggunaannya kini dibatasi karena dampaknya terhadap lapisan ozon. Senyawa CFC dan HCFC diketahui berkontribusi terhadap kerusakan ozon stratosfer. Oleh karena itu, banyak negara telah beralih ke refrigeran yang lebih ramah lingkungan, tetapi sejarah penggunaannya menyoroti peran penting hidrokarbon dalam pengembangan teknologi modern.



Freon – shutterstock.com/2408072575

E. Anestesi



Halotan – Wikipedia

Alkena dan alkuna juga memiliki peran penting dalam dunia medis, terutama sebagai bahan dasar untuk anestesi. Salah satu senyawa anestesi yang berasal dari hidrokarbon tak jenuh adalah etilena (C_2H_4). Etilena digunakan sebagai gas anestesi inhalasi dalam prosedur medis, terutama sebelum pengembangan anestesi modern. Sifatnya yang mudah menguap dan cepat bereaksi dengan sistem saraf membuat etilena mampu memberikan efek anestesi yang cepat dan sementara.

Selain itu, turunan hidrokarbon seperti halogenasi alkena dan alkuna menghasilkan senyawa anestesi yang lebih stabil, seperti halotan ($\text{C}_2\text{HBrClF}_3$). Senyawa ini dikembangkan untuk memberikan efek anestesi yang lebih terkendali dan aman dalam operasi medis. Keunggulan anestesi berbasis hidrokarbon terletak pada kemampuannya untuk bekerja dengan cepat, mudah diatur dosisnya, dan memiliki efek samping yang minimal dibandingkan dengan senyawa anestesi sebelumnya.

Dengan sifat fisik dan kimia yang mendukung, alkena dan alkuna telah menjadi dasar pengembangan senyawa anestesi yang mendukung kemajuan dalam dunia kedokteran dan bedah modern.



Tahukah kamu?

- ▷ Etilena adalah pemicu utama dalam pematangan buah-buahan klimakterik, seperti pisang, apel, tomat, dan mangga.
- ▷ Etilena membantu proses pelepasan daun, bunga, atau buah dari tanaman. Hal ini penting selama pergantian musim untuk mengurangi penguapan air melalui daun.
- ▷ Dalam kondisi stres seperti kekeringan, cedera mekanis, atau serangan patogen, tanaman menghasilkan lebih banyak etilena. Gas ini membantu tanaman untuk merespons dan bertahan, misalnya dengan mengurangi pertumbuhan tunas untuk menghemat energi.
- ▷ Etilena digunakan untuk menghambat pertumbuhan tunas pada tanaman umbi-umbian selama penyimpanan, seperti kentang, sehingga memperpanjang masa simpan.





6. Minyak Bumi

Minyak bumi adalah campuran kompleks hidrokarbon yang terbentuk secara alami dari sisa-sisa organisme laut yang terurai selama jutaan tahun di bawah tekanan dan suhu tinggi di dalam lapisan bumi. Minyak bumi menjadi sumber energi utama dalam kehidupan modern, menyediakan bahan bakar seperti bensin, solar, dan avtur, serta bahan baku untuk industri kimia.

Minyak bumi tidak hanya penting sebagai sumber energi, tetapi juga menjadi dasar dari berbagai produk sintetis, seperti plastik, karet, dan bahan kimia lainnya. Melalui proses pengolahan dan pemisahan di kilang, komponen-komponen minyak bumi dapat dimanfaatkan untuk berbagai keperluan industri dan rumah tangga.

Teori Terbentuknya Gas Alam dan Minyak Bumi

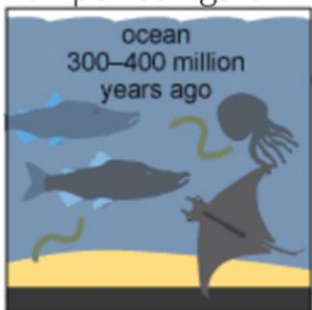
Gas alam dan minyak bumi terbentuk dari sisa-sisa organisme laut seperti plankton dan alga yang terperangkap di dasar laut jutaan tahun yang lalu. Proses pembentukan ini melibatkan penguraian materi organik di bawah tekanan dan suhu tinggi di lapisan bumi, menghasilkan campuran hidrokarbon yang dikenal sebagai gas alam dan minyak bumi.

Tabel perbandingan teori terbentuknya gas alam dan minyak bumi

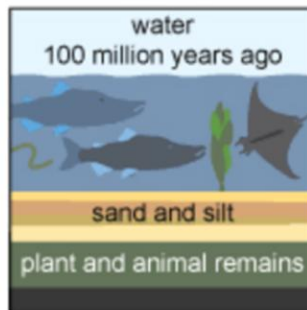
Aspek	Teori Biogenik	Teori Abiogenik
Asal Hidrokarbon	Berasal dari sisa-sisa organisme laut seperti plankton dan alga.	Berasal dari reaksi kimia antara karbon dioksida (CO ₂) dan hidrogen (H ₂) di dalam mantel bumi.
Proses Pembentukan	- Sisa organisme mati mengendap di dasar laut, bercampur dengan sedimen. - Tekanan dan panas tinggi mengubah materi organik menjadi hidrokarbon cair (minyak bumi) dan gas (gas alam).	- Hidrokarbon terbentuk di dalam mantel bumi melalui reaksi kimia. - Hidrokarbon naik ke permukaan melalui celah batuan.
Durasi Pembentukan	Memakan waktu jutaan tahun melalui akumulasi sedimen dan transformasi termokimia.	Terjadi melalui reaksi kimia cepat dalam kondisi tekanan dan suhu tinggi di dalam mantel bumi.
Bukti Pendukung	- Kandungan senyawa organik dalam minyak bumi. - Fosil mikroskopis ditemukan di batuan reservoir. - Konsistensi pola formasi minyak bumi dengan lapisan sedimen geologis.	Keberadaan hidrokarbon di lokasi tanpa jejak organik, seperti di mantel bumi atau luar angkasa (meteorit).
Penerimaan Ilmiah	Diakui secara luas oleh komunitas ilmiah karena didukung bukti geologis dan kimiawi.	Jarang diterima dan hanya digunakan untuk menjelaskan beberapa kasus hidrokarbon non-konvensional.

Pembentukan Minyak Bumi

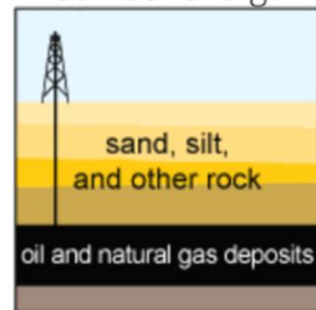
Sisa-sisa organisme terkubur di dasar laut. Seiring berjalannya waktu, sisa-sisa organisme hidup tersebut terkubur oleh lumpur dan garam.



Dalam jutaan tahun, terbentuk sedimen dari sisa organisme hidup. Tekanan dan panas mengubah sedimen menjadi minyak bumi.



Minyak bumi terbentuk di dalam batuan dan terkubur di dalam bumi. Minyak bumi kemudian diekstraksi oleh manusia untuk digunakan sebagai sumber energi.



Ilustrasi teori pembentukan gas dan minyak bumi - kompas.com/Silmi Nurul Utami

Komposisi Minyak Bumi

Minyak bumi adalah campuran kompleks dari berbagai senyawa kimia, terutama hidrokarbon. Komposisinya bervariasi tergantung pada lokasi asal dan proses pembentukannya. Minyak bumi terdiri dari beberapa kelompok senyawa utama, yang masing-masing memiliki peran penting dalam sifat dan aplikasi minyak tersebut.

Tabel komposisi minyak bumi

Komponen	Persentase Rata-Rata	Contoh Senyawa	Keterangan
Hidrokarbon	80–90%	Hidrokarbon dalam minyak bumi meliputi alkana seperti metana (CH_4) dan oktana (C_8H_{18}), yang digunakan sebagai bahan bakar. Selain itu, terdapat alkena seperti etena (C_2H_4) yang digunakan dalam produksi plastik, dan senyawa aromatik seperti benzena (C_6H_6) yang menjadi bahan dasar untuk pembuatan pelarut dan bahan kimia lainnya.	Mayoritas minyak bumi terdiri dari hidrokarbon. Digunakan untuk bahan bakar, pelumas, dan bahan baku kimia.
Senyawa Belerang	1–5%	Senyawa belerang termasuk hidrogen sulfida (H_2S), yang memberikan bau khas minyak mentah, serta tiofen ($\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$), yang merupakan senyawa aromatik mengandung belerang. Senyawa ini sering menjadi penyebab korosi pada peralatan pengolahan minyak bumi.	Senyawa ini memberikan bau khas minyak mentah. Dalam jumlah tinggi dapat menyebabkan korosi pada peralatan.

Komponen	Persentase Rata-Rata	Contoh Senyawa	Keterangan
Senyawa Nitrogen	0.1–0.5%	Senyawa nitrogen meliputi piridin (C_5H_5N), senyawa basa aromatik yang digunakan dalam sintesis organik, dan quinolin (C_9H_7N), yang memiliki sifat sebagai bahan baku untuk obat-obatan dan bahan kimia khusus.	Senyawa nitrogen digunakan sebagai bahan baku untuk produk kimia seperti pupuk dan obat-obatan.
Senyawa Oksigen	0.1–1.5%	Senyawa oksigen dalam minyak bumi termasuk asam karboksilat seperti asam naftenat, yang digunakan dalam pelapisan logam, serta fenol (C_6H_5OH), yang berperan dalam pembuatan pelarut dan resin sintesis.	Memberikan sifat asam pada minyak bumi. Digunakan dalam pembuatan pelarut dan bahan kimia lainnya.
Organo-Logam	< 0.1%	Senyawa organo-logam mencakup vanadium porfirin, yang memiliki struktur kompleks berbasis logam, dan nikel kompleks, yang dapat memberikan informasi tentang asal-usul minyak bumi.	Kandungan logam seperti vanadium dan nikel berguna dalam analisis geokimia. Juga dapat menjadi pengotor dalam pengolahan minyak.

Proses dan Hasil Pengolahan Minyak Bumi

Minyak bumi mentah tidak dapat digunakan secara langsung karena merupakan campuran kompleks berbagai senyawa. Oleh karena itu, minyak bumi harus melalui proses pengolahan di kilang minyak untuk memisahkan dan mengubahnya menjadi produk yang bernilai tinggi. Berikut adalah langkah-langkah utama dalam pengolahan minyak bumi serta hasil-hasil yang diperoleh:

1) Distilasi Fraksional:

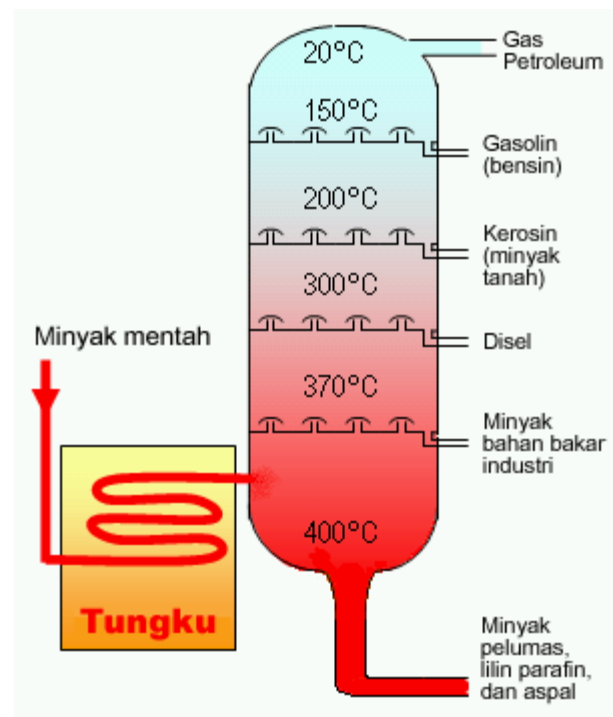
- ▷ Proses utama yang memisahkan komponen minyak bumi berdasarkan titik didihnya.
- ▷ Minyak mentah dipanaskan hingga menjadi uap, lalu uap tersebut diembunkan di berbagai tingkatan suhu dalam menara distilasi.
- ▷ Hasil distilasi meliputi fraksi ringan seperti gas dan bensin, hingga fraksi berat seperti minyak pelumas dan residu.

2) Katalitik Reforming:

Proses yang meningkatkan nilai oktan bensin dengan mengubah hidrokarbon rantai lurus menjadi hidrokarbon bercabang atau aromatik.

3) Cracking:

- ▷ Memecah molekul hidrokarbon besar menjadi molekul lebih kecil menggunakan panas atau katalis.
- ▷ Terdiri dari thermal cracking dan katalitik cracking, menghasilkan produk seperti bensin, LPG, dan nafta.



Proses distilasi minyak mentah – id.wikipedia.org

4) Hydrotreating:

Menghilangkan pengotor seperti sulfur, nitrogen, dan logam dari minyak mentah untuk menghasilkan produk yang lebih bersih dan ramah lingkungan.

5) Blending:

Pencampuran berbagai fraksi minyak untuk menghasilkan bahan bakar dengan sifat yang diinginkan, seperti bensin dengan angka oktan tertentu atau diesel rendah sulfur.

Mutu Bahan Bakar Minyak

Mutu bahan bakar minyak ditentukan oleh berbagai parameter fisik dan kimia yang memengaruhi kinerja mesin, efisiensi pembakaran, dan dampaknya terhadap lingkungan. Parameter ini meliputi angka oktan, angka setana, kandungan sulfur, viskositas, kandungan energi, dan penggunaan aditif seperti **MTBE** (*Methyl Tertiary Butyl Ether*) dan **ETBE** (*Ethyl Tertiary Butyl Ether*), yang dirancang untuk meningkatkan kualitas bahan bakar.

Tabel parameter mutu bahan bakar

Parameter	Penjelasan	Pengaruh terhadap Mutu
Angka Oktan	Indikator ketahanan bahan bakar bensin terhadap detonasi (pembakaran dini) dalam mesin.	Semakin tinggi angka oktan, semakin baik untuk mesin dengan rasio kompresi tinggi.
Angka Setana	Indikator kemudahan bahan bakar diesel untuk menyala di dalam ruang bakar.	Semakin tinggi angka setana, semakin efisien proses pembakaran dalam mesin diesel.
Kandungan Sulfur	Jumlah senyawa sulfur dalam bahan bakar.	Kandungan sulfur rendah mengurangi emisi gas sulfur dioksida (SO ₂) yang menyebabkan polusi udara.
Viskositas	Ukuran kekentalan bahan bakar.	Viskositas yang sesuai memastikan kelancaran aliran bahan bakar dalam sistem injeksi mesin.
Kandungan Energi	Energi yang dilepaskan selama pembakaran bahan bakar.	Semakin tinggi kandungan energi, semakin efisien bahan bakar menghasilkan daya untuk mesin.

A. Peran MTBE dan ETBE dalam Mutu Bahan Bakar

1) MTBE (*Methyl Tertiary Butyl Ether*):

- ▷ MTBE adalah senyawa yang dibuat dari metanol dan isobutena.
- ▷ Fungsi utamanya adalah meningkatkan angka oktan pada bensin, sehingga mencegah detonasi atau knocking pada mesin.
- ▷ MTBE juga bersifat anti-karat, menjaga stabilitas bahan bakar selama penyimpanan.

2) ETBE (*Ethyl Tertiary Butyl Ether*):

- ▷ ETBE adalah senyawa yang dibuat dari etanol dan isobutena.
- ▷ Sama seperti MTBE, ETBE meningkatkan angka oktan dan memiliki sifat larut dalam bahan bakar.

- ETBE sering dianggap lebih ramah lingkungan karena berbasis etanol, yang dapat diproduksi dari sumber terbarukan.

3) Perbedaan MTBE dan ETBE:

- ETBE lebih ramah lingkungan dibandingkan MTBE karena berasal dari etanol.
- MTBE lebih banyak digunakan di masa lalu, tetapi penggunaannya mulai dibatasi karena potensi mencemari air tanah.

Tabel contoh mutu bahan bakar

Jenis Bahan Bakar	Angka Oktan/Setana	Kandungan Sulfur	Aditif	Penggunaan
Premium (Bensin)	88	0.1–0.2%	MTBE	Kendaraan bermotor dengan mesin kompresi rendah.
Pertamax	92–98	< 0.05%	MTBE/ETBE	Mesin kendaraan modern dengan teknologi injeksi bahan bakar.
Solar	48–55 (Setana)	Rendah	Tidak Umum	Kendaraan diesel dan pembangkit listrik.
Bahan Bakar Jet	-	Sangat Rendah	Tidak Umum	Digunakan untuk pesawat terbang dengan mesin jet.

Dampak Pembakaran Bahan Bakar Minyak

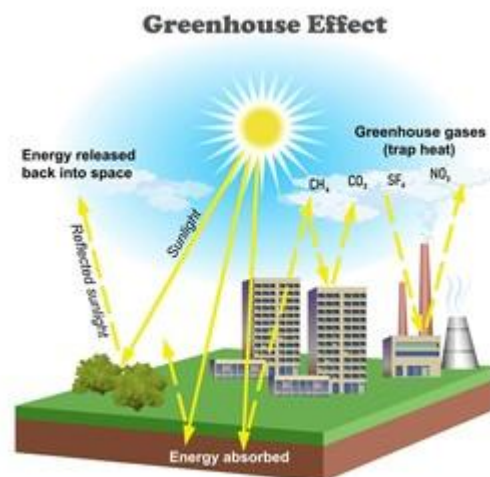
Pembakaran bahan bakar minyak merupakan proses utama yang menyediakan energi untuk transportasi, pembangkit listrik, dan industri. Namun, proses ini juga menghasilkan sejumlah gas dan senyawa kimia yang memberikan dampak negatif bagi lingkungan. Gas yang dilepaskan, seperti karbon dioksida (CO_2), karbon monoksida (CO), nitrogen oksida (NO_x), dan sulfur dioksida (SO_2), menjadi kontributor utama untuk masalah lingkungan global dan lokal, seperti efek rumah kaca, hujan asam, dan polusi udara.

A. Efek Rumah Kaca

Pembakaran bahan bakar minyak menghasilkan karbon dioksida (CO_2), salah satu gas rumah kaca utama. Gas ini menyerap panas di atmosfer, mencegahnya kembali ke luar angkasa, yang mengakibatkan peningkatan suhu global atau pemanasan global. Dampak jangka panjang dari efek rumah kaca meliputi kenaikan permukaan laut, pencairan es kutub, dan perubahan pola cuaca ekstrem.

B. Pembakaran Tidak Sempurna

Pembakaran bahan bakar minyak yang tidak sempurna menghasilkan karbon monoksida (CO) dan partikulat ($\text{PM}_{2.5}$ dan PM_{10}). Karbon monoksida adalah gas beracun yang dapat mengganggu pengangkutan oksigen dalam darah, menyebabkan gangguan kesehatan serius. Selain itu, partikulat dapat mencemari udara dan menimbulkan masalah pernapasan, terutama bagi penduduk perkotaan.



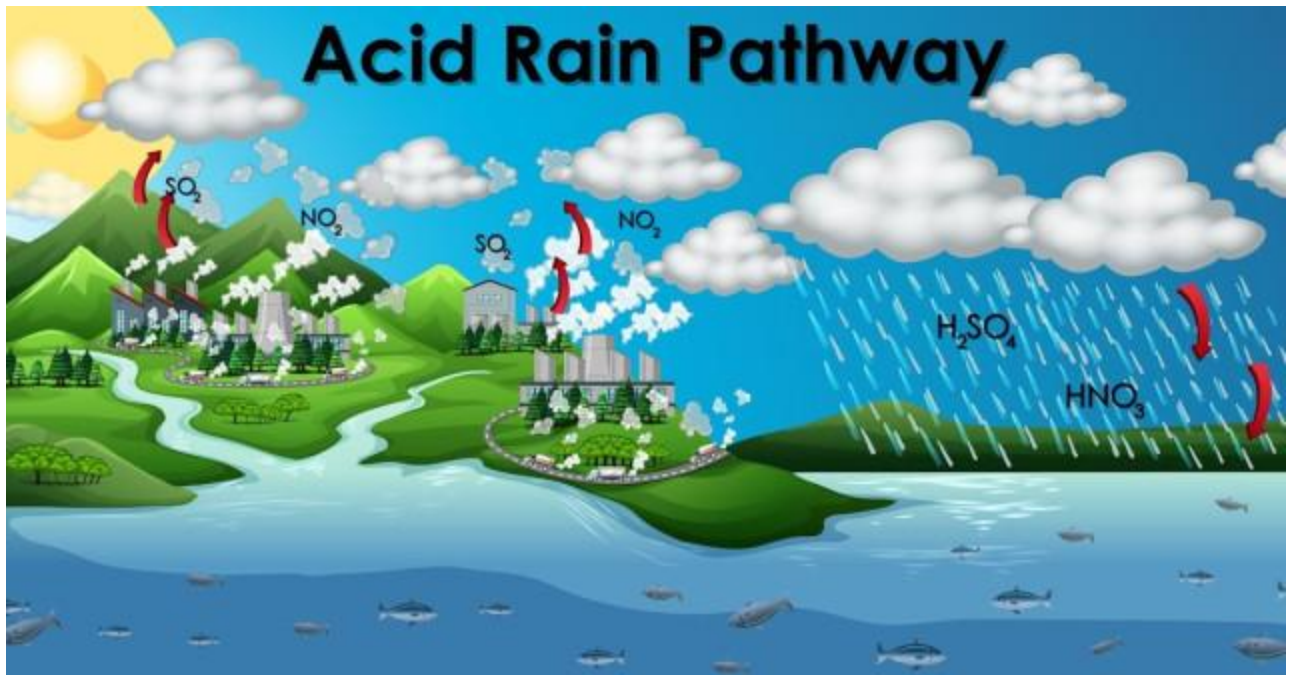
Ilustrasi efek rumah kaca – shutterstock.com/2445827673

C. Senyawa Belerang Menimbulkan Hujan Asam

Bahan bakar minyak yang mengandung sulfur menghasilkan sulfur dioksida (SO_2) saat dibakar. Gas ini bereaksi dengan uap air di atmosfer, membentuk asam sulfat (H_2SO_4), yang turun ke bumi dalam bentuk hujan asam. Hujan asam merusak ekosistem perairan, menghancurkan vegetasi, dan mempercepat korosi pada bangunan serta infrastruktur.

D. Nitrogen Bereaksi dengan Oksigen Membentuk NO_2 , Menimbulkan Hujan Asam

Pada suhu tinggi selama pembakaran, nitrogen di udara bereaksi dengan oksigen, menghasilkan nitrogen dioksida (NO_2). Gas ini juga bereaksi dengan air di atmosfer membentuk asam nitrat (HNO_3), yang menjadi komponen utama hujan asam. Hujan asam yang disebabkan oleh NO_2 berdampak pada keasaman tanah, merusak tanaman, dan menurunkan kualitas air di danau dan sungai.



Ilustrasi hujan asam – kumparan.com/Shafa Athalia Putri

Rangkuman

Hidrokarbon adalah senyawa organik yang terdiri dari atom karbon dan hidrogen, yang menjadi dasar dari berbagai senyawa kimia lainnya. Pada bab ini, telah dijelaskan perbedaan antara senyawa organik dan anorganik, di mana hidrokarbon termasuk dalam senyawa organik yang memiliki peran penting dalam kehidupan. Identifikasi senyawa karbon dan sumbernya, seperti tumbuhan, hewan, minyak bumi, dan gas alam, menunjukkan betapa melimpahnya keberadaan karbon di alam. Selain itu, kekhasan atom karbon dalam membentuk rantai panjang dan beragam ikatan, seperti ikatan tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga, menjelaskan mengapa karbon menjadi elemen dasar kehidupan.

Bab ini juga membahas berbagai jenis hidrokarbon, termasuk alkana, alkena, dan alkuna, yang masing-masing memiliki sifat fisik dan kimia yang unik. Alkana dikenal sebagai hidrokarbon jenuh yang stabil, sedangkan alkena dan alkuna, dengan ikatan tak jenuhnya, menunjukkan reaktivitas yang lebih tinggi. Tata nama IUPAC untuk masing-masing jenis hidrokarbon memberikan cara sistematis untuk memahami struktur dan sifat senyawa tersebut. Isomeri yang ditemukan dalam hidrokarbon menambah kompleksitas dan keragaman senyawa ini, menjadikannya penting dalam sintesis organik.

Kegunaan hidrokarbon sangat luas, mencakup bahan bakar, pelarut, pembuatan plastik, karet sintetis, dan bahkan anestesi. Minyak bumi, yang merupakan campuran utama hidrokarbon, melalui proses pengolahan di kilang, menghasilkan berbagai produk seperti bensin, diesel, minyak tanah, dan aspal. Namun, pembakaran bahan bakar minyak juga memberikan dampak signifikan terhadap lingkungan, seperti efek rumah kaca, hujan asam, dan polusi udara, yang menekankan perlunya pengelolaan yang bijaksana.

Melalui pembahasan dalam bab ini, dapat disimpulkan bahwa hidrokarbon adalah senyawa kimia yang tidak hanya penting dalam kehidupan sehari-hari tetapi juga menjadi elemen kunci dalam industri dan teknologi modern. Pemahaman yang mendalam tentang hidrokarbon memungkinkan kita untuk memanfaatkan sumber daya ini dengan lebih bijaksana, sekaligus mengurangi dampak negatifnya terhadap lingkungan.

Latihan Soal

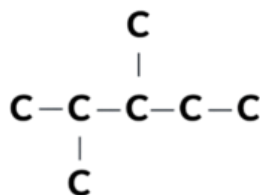
1. Perhatikan 3 sampel berikut:

- 1) Sampel A: Saat dibakar, menghasilkan nyala biru dengan jelaga hitam.
- 2) Sampel B: Saat dibakar, tidak menghasilkan jelaga tetapi meninggalkan residu putih.
- 3) Sampel C: Saat dibakar, tidak menunjukkan perubahan signifikan dan tidak menimbulkan jelaga.

Manakah pernyataan yang tepat mengenai kandungan karbon dalam sampel?

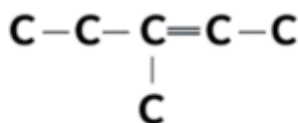
- a. Sampel A mengandung karbon karena menghasilkan jelaga hitam saat pembakaran.
- b. Sampel B mengandung karbon karena menghasilkan residu putih.
- c. Sampel C mengandung karbon karena tidak menunjukkan perubahan saat dibakar.
- d. Semua sampel mengandung karbon karena semuanya diuji dengan pembakaran.
- e. Sampel A dan B mengandung karbon karena menunjukkan hasil pembakaran.

2. Apa nama IUPAC dari senyawa berikut?



- a. 2-Etil-3-metilpentana.
- b. 2,3-Dimetilpentana.
- c. 3,4-Dimetilpentana.
- d. 2,2-Dimetilbutana.
- e. 3-Metilheksana.

3. Apa nama IUPAC dari senyawa berikut?



- a. 2-Etil-1-butilena
- b. 2,3-Dimetilpentuna.
- c. 3-Metil-2-pentena
- d. 2,3-Dimetilbutena.
- e. 1-Metil-2-pentena.

4. Seorang siswa sedang mempelajari manfaat alkana dalam kehidupan sehari-hari. Ia mencatat beberapa penggunaan hidrokarbon dan diminta untuk mengidentifikasi mana yang paling tepat mengacu pada alkana. Berikut adalah daftar penggunaan yang diamati siswa:

- Sebagai bahan bakar untuk memasak dan transportasi.
- Sebagai pelarut dalam industri farmasi.
- Sebagai bahan baku utama untuk pembuatan plastik.
- Sebagai agen pendingin dalam mesin pendingin.
- Sebagai bahan dasar untuk sintesis senyawa aromatik.

Manakah pernyataan berikut yang paling tepat menggambarkan manfaat alkana dalam kehidupan sehari-hari?

- a. Alkana digunakan sebagai bahan bakar, pelarut, dan agen pendingin dalam mesin.
- b. Alkana digunakan sebagai bahan bakar dan bahan baku utama untuk sintesis plastik.
- c. Alkana digunakan sebagai bahan bakar dan bahan dasar untuk sintesis senyawa aromatik.
- d. Alkana digunakan sebagai bahan bakar, pelarut, dan bahan baku utama untuk sintesis plastik.
- e. Alkana digunakan sebagai pelarut.

5. Perhatikan 5 senyawa berikut:

- C_2H_2
- C_3H_4
- C_4H_6
- C_5H_8
- C_6H_{12}

Manakah pernyataan berikut yang paling tepat mengenai sifat deret homolog alkuna?

- a. Semua senyawa dalam deret homolog ini memiliki ikatan rangkap tiga karbon-karbon dan memenuhi rumus umum C_nH_{2n-2}
 - b. Semua senyawa dalam deret homolog ini tidak bereaksi dengan larutan bromin karena ikatan rangkap tiga bersifat stabil.
 - c. Senyawa C_6H_{12} termasuk dalam deret homolog alkuna karena memiliki jumlah karbon yang sama dengan alkana.
 - d. Titik didih alkuna meningkat seiring bertambahnya panjang rantai karbon, tetapi semua senyawa tetap bersifat polar.
 - e. Senyawa alkuna dalam deret ini hanya ditemukan dalam bentuk gas pada suhu kamar terlepas dari panjang rantai karbon.
6. Perhatikan hasil pengamatan berikut:

Sampel A: Tidak larut dalam air, bereaksi dengan larutan bromin (Br_2) tanpa pemanasan, dan menghilangkan warna larutan bromin.

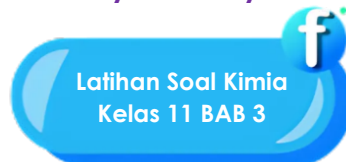
Sampel B: Tidak larut dalam air, tidak bereaksi dengan larutan bromin pada suhu kamar, dan memiliki titik didih lebih tinggi daripada Sampel A.

Sampel C: Tidak larut dalam air, tidak bereaksi dengan larutan bromin, tetapi menghasilkan jelaga hitam ketika dibakar.

Berdasarkan hasil pengamatan tersebut, manakah pernyataan yang paling tepat mengenai sifat fisik dan kimia alkena?

- a. Sampel A adalah alkena karena bereaksi dengan larutan bromin melalui reaksi adisi, sedangkan Sampel B adalah alkana.
 - b. Sampel A dan B adalah alkena karena keduanya tidak larut dalam air dan memiliki titik didih yang rendah.
 - c. Sampel C adalah alkena karena menghasilkan jelaga hitam ketika dibakar, menunjukkan adanya ikatan rangkap.
 - d. Sampel A adalah alkena karena tidak larut dalam air dan bereaksi dengan larutan bromin, sementara Sampel C adalah alkana.
 - e. Semua sampel adalah alkena karena sifat fisiknya mirip, yaitu tidak larut dalam air dan reaktif terhadap bromin.
7. Seorang siswa melakukan reaksi adisi antara 2-butena dengan gas hidrogen bromida (HBr). Berdasarkan prinsip reaksi adisi gas HX pada alkena, manakah pernyataan berikut yang paling tepat pada reaksi ini?
- a. Produk utama yang terbentuk adalah 1-bromobutana, karena ikatan rangkap berpindah ke posisi pertama dalam rantai karbon.
 - b. Produk utama yang terbentuk adalah 2-bromobutana, karena sesuai dengan aturan Markovnikov yang menyatakan bahwa atom hidrogen akan masuk ke karbon yang memiliki lebih banyak hidrogen.
 - c. Produk utama yang terbentuk adalah 1-bromobutana, karena reaksi adisi terjadi secara acak tanpa mengikuti aturan tertentu.
 - d. Produk utama yang terbentuk adalah dibromobutana, karena gas HBr akan menambahkan dua atom bromin pada ikatan rangkap alkena.
 - e. Produk utama yang terbentuk adalah 2-bromobutana, karena sesuai dengan aturan anti-Markovnikov yang menyatakan bahwa atom hidrogen masuk ke karbon dengan lebih sedikit hidrogen.

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Referensi

- Ahmed, S., & Javed, M. T. (2012). *Hydrocarbon Chemistry*. Springer.
- Bhushan, B. (2013). *Introduction to Tribology and Surface Engineering: Applications of Hydrocarbons*. Springer.
- Brydson, J. A. (2011). *Plastics Materials*. Elsevier.
- Cataldo, F. (2018). *The Chemistry of Hydrocarbon Fuels*. CRC Press.
- Fahim, M. A., Alsahhaf, T. A., & Elkilani, A. (2010). *Fundamentals of Petroleum Refining*. Elsevier.
- Hoffman, A., & Lindh, J. (2020). *Environmental Impacts of Hydrocarbons: The Role of Chemistry in Sustainability*. Wiley.
- Hsieh, H. H., & Quirk, R. P. (2011). *Anionic Polymerization: Principles and Practical Applications*. CRC Press.
- McMurry, J. (2020). *Organic Chemistry*. Cengage Learning.
- Mohr, R., & Miller, M. A. (2015). *Advances in Hydrocarbon Technology*. Taylor & Francis.
- Peters, E., & Timmerhaus, K. (2013). *Plant Design and Economics for Chemical Engineers*. McGraw Hill.
- Rao, B. K., & Singh, M. (2021). *Industrial Applications of Hydrocarbons*. Elsevier.
- Speight, J. G. (2014). *Handbook of Petroleum Refining*. CRC Press.
- Speight, J. G. (2019). *The Chemistry and Technology of Petroleum*. CRC Press.
- Stoker, H. S. (2016). *General, Organic, and Biological Chemistry*. Cengage Learning.
- Wilkes, C. E. (2013). *Industrial Polymers Handbook: Products, Processes, Applications*. Wiley-VCH.

BAB 4

MENGENAL DUNIA TERMOKIMIA

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Eksoterm, Endoterm, Sistem–lingkungan, Entalpi, ΔH reaksi, Hukum Hess, Energi ikatan, Sumber energi.

Tujuan Pembelajaran: Memahami Sistem, Lingkungan, Entalpi dan Perubahannya serta Persamaan Termokimia

1. Mengamati Dan Menganalisis Reaksi Eksoterm Dan Endoterm

- ▷ Memahami Bagaimana Proses Reaksi Eksoterm Dan Endoterm Terjadi.
- ▷ Menganalisis Hubungan Antara Sistem Dan Lingkungan Dalam Reaksi Kimia.

2. Mengidentifikasi Sifat-Sifat Atom Menjelaskan Entalpi Dan Perubahan Entalpi

- ▷ Menemukan Hubungan Antara Perubahan Entalpi Dengan Jenis Reaksi (Eksoterm Dan Endoterm).
- ▷ Menggunakan Konsep Entalpi Untuk Mendalami Energi Dalam Reaksi.

3. Melakukan Pengukuran Dan Perhitungan Perubahan Entalpi

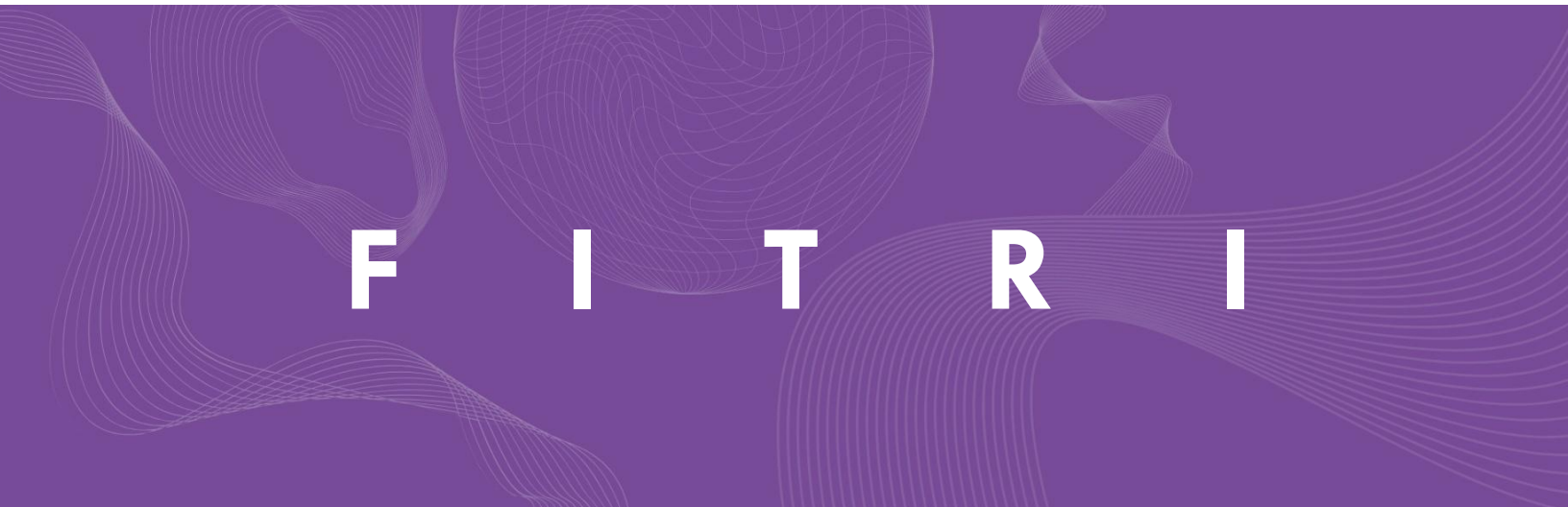
- ▷ Melakukan Perhitungan Secara Langsung.
- ▷ Mengaplikasikan Hukum Hess Dalam Menghitung Perubahan Entalpi.

4. Periodik Menganalisis Hubungan Energi Ikatan Dengan Perubahan Entalpi

- ▷ Mengkaji Energi Yang Terlibat Dalam Pembentukan Dan Pemutusan Ikatan Kimia

5. Menganalisis Sumber Energi Berdasarkan Nilai Entalpi

- ▷ Memahami Efisiensi Penggunaan Sumber Energi Dengan Melihat Nilai Entalpi.
- ▷ Mengembangkan Sikap Bijak Dalam Memanfaatkan Sumber Energi



F I T R I



1. Sistem Kimia dan Lingkungan

Ketika kita berbicara tentang reaksi kimia, ada sesuatu yang sering kali tak terlihat namun memiliki peran besar dalam proses tersebut: energi. Energi ini tidak hanya bergerak atau berubah begitu saja, melainkan berinteraksi melalui dua elemen utama, yaitu sistem dan lingkungan. Konsep ini menjadi landasan penting dalam termodinamika, yang mencakup bagaimana energi berpindah, tersimpan, atau berubah bentuk selama reaksi kimia terjadi.

Dalam konteks kimia, sistem tidak lain adalah bagian dari alam semesta yang kita fokuskan untuk diamati, seperti reaksi dalam wadah tertutup. Sementara itu, lingkungan adalah segala sesuatu di luar sistem yang dapat memengaruhi atau dipengaruhi oleh perubahan dalam sistem tersebut. Hubungan antara keduanya sangat menentukan bagaimana energi bergerak, apakah panas dilepaskan atau diserap, atau apakah massa mengalir masuk atau keluar dari sistem.

Memahami interaksi antara sistem dan lingkungan bukan hanya penting untuk mendalami teori kimia, tetapi juga menjadi dasar dalam penerapan praktis, seperti di bidang industri energi, proses manufaktur, hingga analisis dampak lingkungan. Dengan memahami bagaimana energi mengalir dalam sebuah reaksi, kita dapat mengoptimalkan efisiensi proses sekaligus meminimalkan dampak negatif pada lingkungan.

Sebelum melangkah lebih jauh, mari kita telaah terlebih dahulu jenis-jenis sistem dalam termokimia, yaitu sistem terbuka, sistem tertutup, dan sistem terisolasi, untuk mendapatkan pemahaman mendalam tentang bagaimana energi dan materi berinteraksi dalam berbagai kondisi.

Sistem Terbuka

Sistem terbuka adalah jenis sistem di mana energi dan materi dapat keluar masuk secara bebas antara sistem dan lingkungannya. Dengan kata lain, tidak ada batasan yang menghalangi pertukaran panas, energi, atau bahkan zat-zat kimia antara sistem dengan lingkungan sekitar.

A. Ciri-Ciri Sistem Terbuka:

- ▷ **Materi dapat berpindah:** Sistem memungkinkan aliran materi, baik keluar maupun masuk. Misalnya, gas, cairan, atau padatan.
- ▷ **Energi dapat berpindah:** Panas atau energi lain seperti energi kinetik dapat keluar atau masuk sistem.
- ▷ **Interaksi langsung dengan lingkungan:** Sistem memiliki hubungan yang aktif dengan lingkungannya, sehingga terjadi perubahan kondisi yang dipengaruhi oleh lingkungan.

B. Contoh dalam Kehidupan Sehari-Hari:

Dalam kehidupan sehari-hari, contoh sistem terbuka sangat mudah ditemukan. Misalnya:

- ▷ **Panci yang sedang mendidih tanpa tutup.** Uap air (materi) dapat keluar dari panci ke lingkungan, sementara panas dari api (energi) terus masuk ke dalam panci untuk mendidihkan air.
- ▷ **Manusia sebagai sistem biologis.** Tubuh manusia menerima makanan dan oksigen dari lingkungan, lalu mengeluarkan karbon dioksida, air, dan panas ke lingkungan sekitarnya.



C. Contoh dalam Termokimia:

Dalam termokimia, sistem terbuka sering kali digunakan untuk memahami reaksi yang melibatkan gas atau cairan di lingkungan terbuka. Misalnya:

- ▷ **Reaksi pembakaran bahan bakar.** Saat bensin terbakar, gas hasil pembakaran dilepaskan ke udara (lingkungan), sementara panas yang dihasilkan menyebar ke lingkungan sekitarnya.
- ▷ **Sistem reaktor kimia terbuka.** Pada proses produksi kimia tertentu, gas atau cairan mungkin ditambahkan ke sistem atau diambil keluar sesuai kebutuhan reaksi.

Sistem Tertutup

Sistem tertutup adalah jenis sistem di mana materi tidak dapat keluar atau masuk, tetapi energi masih dapat berpindah antara sistem dan lingkungannya. Dengan kata lain, dalam sistem tertutup, jumlah zat di dalamnya tetap konstan, namun panas atau bentuk energi lainnya dapat mengalir masuk atau keluar melalui batas sistem.

A. Ciri-Ciri Sistem Tertutup

- ▷ **Pertukaran materi tidak terjadi:** Sistem ini memiliki batas yang mencegah aliran materi keluar atau masuk.
- ▷ **Energi dapat berpindah:** Panas atau energi lain, seperti energi radiasi atau energi mekanik, dapat melewati batas sistem.
- ▷ **Lingkungan hanya memengaruhi energi:** Tidak ada pengaruh lingkungan pada komponen materi di dalam sistem.

B. Contoh dalam Kehidupan Sehari-Hari:

- ▷ **Panci berisi air dengan tutup yang rapat.** Dalam kondisi ini, air di dalam panci tidak dapat keluar, tetapi panas dari api tetap bisa masuk untuk memanaskan air. Sebaliknya, panas juga dapat keluar jika panci mulai mendingin.
- ▷ **Botol minuman yang tertutup rapat.** Cairan di dalam botol tidak dapat keluar, namun jika suhu lingkungan berubah, energi dalam bentuk panas dapat memengaruhi suhu cairan di dalamnya.

C. Contoh dalam Termokimia:

Dalam konteks termokimia, sistem tertutup sering digunakan untuk mengkaji reaksi kimia yang berlangsung tanpa kehilangan atau penambahan zat dari luar, tetapi masih dipengaruhi oleh aliran energi. Misalnya:

- ▷ **Reaksi dalam ruang tertutup (reaktor bersegel).** Reaksi kimia yang berlangsung dalam reaktor tertutup, seperti pembentukan gas dalam botol tertutup rapat, adalah contoh dari sistem tertutup.
- ▷ **Proses pemanasan zat dalam wadah tertutup.** Sebagai contoh, ketika gas dipanaskan dalam tabung tertutup, jumlah gas tetap sama, tetapi energinya berubah karena perpindahan panas.

D. Pentingnya Sistem Tertutup:

Memahami sistem tertutup sangat penting dalam penelitian kimia dan aplikasi praktis. Sistem tertutup sering digunakan untuk:

- ▷ **Mengukur energi reaksi.** Karena tidak ada perubahan materi, kita dapat lebih fokus mengukur perubahan energi yang terjadi selama reaksi berlangsung.
- ▷ **Mengendalikan lingkungan reaksi.** Dalam banyak eksperimen laboratorium, sistem tertutup digunakan untuk mencegah kontaminasi dari luar atau keluarnya zat berbahaya ke lingkungan.

Sistem Terisolasi

Sistem terisolasi adalah jenis sistem di mana tidak ada perpindahan materi maupun energi antara sistem dengan lingkungannya. Sistem ini benar-benar terisolasi dari pengaruh luar, sehingga semua proses yang terjadi di dalam sistem hanya dipengaruhi oleh elemen-elemen internalnya. Dalam sistem ini, tidak ada aliran panas, kerja, atau zat dari dan ke lingkungan.

A. Ciri-Ciri Sistem Terisolasi:

- ▷ **Tidak ada pertukaran materi:** Zat dalam sistem terisolasi tetap konstan, tanpa ada aliran masuk atau keluar.
- ▷ **Tidak ada perpindahan energi:** Panas dan bentuk energi lainnya tidak dapat berpindah melewati batas sistem.
- ▷ **Lingkungan tidak memengaruhi sistem:** Sistem benar-benar mandiri dan tidak dipengaruhi oleh kondisi eksternal.

B. Contoh dalam Kehidupan Sehari-Hari:

Contoh sistem terisolasi yang sempurna sulit ditemukan dalam kehidupan nyata karena kebanyakan sistem masih memungkinkan sedikit perpindahan energi. Namun, beberapa contoh mendekati sistem terisolasi adalah:

- ▷ **Termos vakum.** Termos dengan isolasi yang baik menjaga suhu minuman tetap stabil untuk waktu yang lama, karena panas dari dalam termos sulit keluar, dan panas dari luar sulit masuk.
- ▷ **Planet bumi (dalam skala pendek).** Secara konseptual, bumi dapat dianggap sebagai sistem terisolasi untuk materi, karena jumlah materi di bumi cenderung tetap, meskipun energi dari matahari terus masuk.

C. Contoh dalam Termokimia:

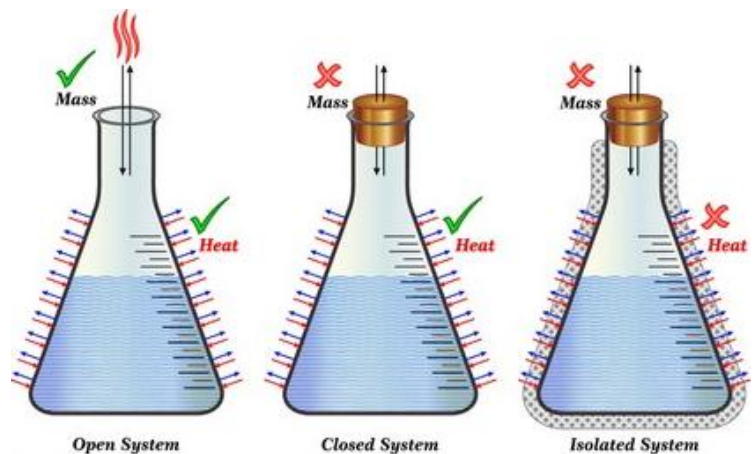
Dalam studi termokimia, sistem terisolasi sering digunakan untuk menjelaskan reaksi yang berlangsung tanpa pengaruh dari luar. Contoh-contohnya meliputi:

- ▷ **Reaksi dalam kalorimeter bom.** Kalorimeter bom adalah perangkat yang dirancang untuk mengisolasi sistem, sehingga energi yang dihasilkan atau diserap selama reaksi kimia dapat diukur secara akurat tanpa gangguan dari lingkungan.
- ▷ **Sistem eksperimen terisolasi.** Dalam percobaan yang menggunakan wadah berisolasi sempurna, reaksi di dalam sistem tidak dipengaruhi oleh suhu atau kondisi lingkungan di luar.

D. Pentingnya Sistem Terisolasi:

Sistem terisolasi sangat penting untuk memahami perubahan energi dalam bentuk yang murni dan tanpa gangguan. Beberapa alasan pentingnya sistem ini adalah:

- ▷ **Pengukuran energi yang presisi.** Sistem terisolasi memungkinkan ilmuwan untuk mengukur kalor (panas) yang dilepaskan atau diserap dalam reaksi tanpa kehilangan panas ke lingkungan.
- ▷ **Model teoretis.** Sistem terisolasi sering digunakan sebagai model ideal untuk mempelajari prinsip-prinsip dasar termodinamika, meskipun pada praktiknya sistem semacam ini sulit diwujudkan.



Ilustrasi sistem terbuka, tertutup, dan terisolasi—shutterstock.com/1964565430



2. Entalpi dan Perubahan Entalpi

Entalpi adalah ukuran total energi yang dimiliki oleh suatu sistem dalam bentuk panas pada tekanan tetap. Entalpi merupakan sifat ekstensif suatu zat (sistem). Sehingga, nilai entalpi tergantung dari jumlah zat.

Perubahan Entalpi

Perubahan entalpi (ΔH) adalah selisih antara entalpi akhir dan entalpi awal suatu sistem. Perubahan ini menggambarkan apakah suatu reaksi kimia melepaskan atau menyerap energi dalam bentuk panas pada tekanan tetap.

Rumus perubahan entalpi:

$$\Delta H = H_{\text{keadaan akhir}} - H_{\text{keadaan awal}}$$

Tanda perubahan entalpi memberikan informasi penting tentang jenis reaksi:

▷ $\Delta H < 0$ (negatif): Reaksi melepaskan energi dalam bentuk panas dan disebut **reaksi eksoterm**.

▷ $\Delta H > 0$ (positif): Reaksi menyerap energi dalam bentuk panas dan disebut **reaksi endoterm**.

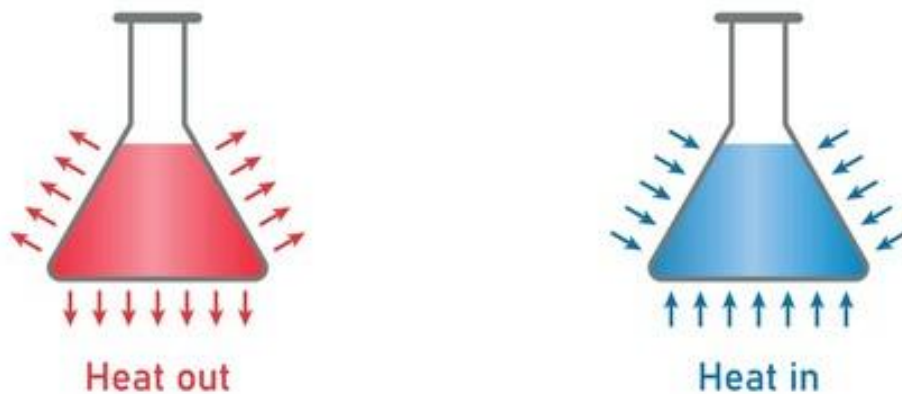
Tabel berbagai jenis reaksi eksoterm dan endoterm

Jenis Reaksi	Reaksi Eksoterm	Reaksi Endoterm
Reaksi Pembakaran	Pembakaran bahan bakar (misal: bensin, gas metana).	Tidak ada (pembakaran selalu eksoterm).
Reaksi Sintesis	Pembentukan air dari gas hidrogen dan oksigen ($2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$).	Sintesis amonia dalam beberapa kondisi (proses Haber).
Reaksi Pelarutan	Pelarutan natrium hidroksida (NaOH) dalam air.	Pelarutan ammonium nitrat (NH_4NO_3) dalam air.
Reaksi Netralisasi	Netralisasi asam kuat dan basa kuat (misal: $\text{HCl} + \text{NaOH}$).	Tidak umum, tetapi beberapa reaksi netralisasi tertentu mungkin menyerap energi.
Reaksi Pengendapan	Pembentukan endapan, seperti reaksi ion-ion dalam larutan membentuk garam.	Tidak ada (reaksi pengendapan umumnya eksoterm).
Reaksi Dekomposisi	Tidak umum, tetapi bisa eksoterm jika energi dilepaskan saat dekomposisi (jarang terjadi).	Pemanasan kalsium karbonat ($\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$).
Reaksi Fotokimia	Tidak ada (fotokimia biasanya endoterm).	Fotosintesis ($6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{energi} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$).
Reaksi Fusi Nuklir	Peleburan inti atom (misal: fusi matahari).	Tidak ada (reaksi nuklir eksoterm di alam adalah fusi atau fisi).
Reaksi Fisi Nuklir	Pemecahan inti atom berat seperti uranium-235.	Tidak ada (reaksi fisi selalu eksoterm).
Reaksi Transisi Fasa	- Kondensasi (uap $\rightarrow$ cair).	- Penguapan (cair $\rightarrow$ uap).
	- Pembekuan (cair $\rightarrow$ padat).	- Peleburan (padat $\rightarrow$ cair).
	- Deposisi (gas $\rightarrow$ padat).	- Sublimasi (padat $\rightarrow$ gas).



3. Reaksi Eksoterm dan Endoterm

Dalam setiap reaksi kimia, selalu terjadi perubahan energi yang melibatkan pelepasan atau penyerapan panas. Berdasarkan perpindahan kalor tersebut, reaksi kimia dapat diklasifikasikan menjadi dua jenis utama: **reaksi eksoterm** dan **reaksi endoterm**. Pemahaman mengenai kedua jenis reaksi ini sangat penting dalam bidang termokimia karena berkaitan dengan bagaimana energi berpindah dalam suatu sistem.



Ilustrasi reaksi eksoterm dan endoterm – shutterstock.com/2393699361

Reaksi Eksoterm

Reaksi eksoterm adalah reaksi kimia yang **melepaskan energi** ke lingkungan dalam bentuk panas, cahaya, atau bentuk energi lainnya. Dalam reaksi ini, energi yang tersimpan dalam reaktan lebih besar dibandingkan dengan energi yang tersimpan dalam produk, sehingga energi yang berlebih dilepaskan.

A. Ciri-Ciri Reaksi Eksoterm:

- ▷ **ΔH bernilai negatif ($\Delta H < 0$)** → Menunjukkan bahwa sistem kehilangan energi.
- ▷ Terjadi **kenaikan suhu lingkungan** karena panas dilepaskan.
- ▷ Bisa menghasilkan cahaya, api, atau suara akibat pelepasan energi.
- ▷ Energi yang diperlukan untuk memulai reaksi (energi aktivasi) lebih kecil dibandingkan dengan energi yang dilepaskan.

B. Contoh Reaksi Eksoterm:

1) Reaksi Pembakaran

- ▷ Pembakaran bahan bakar fosil seperti gas metana ($\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{energi}$).
- ▷ Pembakaran kayu dan kertas dalam api unggun.
- ▷ Pembakaran lilin menghasilkan cahaya dan panas.

2) Reaksi Netralisasi

Reaksi antara asam dan basa yang menghasilkan air dan garam.

Contoh: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{energi}$

3) Reaksi Pengendapan

Pembentukan garam dari larutan ion-ion.

Contoh: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl (endapan)} + \text{NaNO}_3 + \text{energi}$

4) Fisi Nuklir

Pemecahan inti atom berat (seperti uranium-235) menghasilkan sejumlah besar energi dalam bentuk panas dan radiasi.

Contoh: $^{235}\text{U} + \text{neutron} \rightarrow \text{produk fisi} + \text{energi}$

5) Reaksi Kondensasi atau Pembekuan

Air yang mengembun menjadi cairan atau es yang terbentuk dari air yang membeku melepaskan energi panas ke lingkungan.

Reaksi Endoterm

Reaksi endoterm adalah reaksi yang **menyerap energi** dari lingkungan dalam bentuk panas atau bentuk energi lainnya. Dalam reaksi ini, energi yang tersimpan dalam produk lebih besar daripada energi yang tersimpan dalam reaktan, sehingga sistem menyerap energi dari lingkungan.

A. Ciri-Ciri Reaksi Endoterm

- ▷ **ΔH bernilai positif ($\Delta H > 0$)** → Menunjukkan bahwa sistem menyerap energi.
- ▷ Terjadi **penurunan suhu lingkungan** karena panas diserap oleh sistem.
- ▷ Reaksi sering kali membutuhkan **energi tambahan** seperti panas, cahaya, atau listrik untuk berlangsung.
- ▷ Umumnya tidak terjadi secara spontan dan memerlukan input energi.

B. Contoh Reaksi Endoterm

1) Reaksi Dekomposisi

Pemanasan kalsium karbonat menjadi kalsium oksida dan karbon dioksida.

Contoh: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 + \text{energi}$

2) Fotosintesis

Proses pembentukan glukosa oleh tumbuhan dengan menyerap energi cahaya.

Contoh: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{energi (cahaya)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

3) Reaksi Pelarutan Endoterm

Pelarutan garam tertentu dalam air seperti NH_4NO_3 (ammonium nitrat) menyerap panas sehingga suhu larutan turun.

4) Reaksi Fusi Nuklir

Penggabungan inti atom ringan (seperti hidrogen) menjadi atom yang lebih berat, seperti dalam reaksi matahari.

Contoh: $4\text{H} \rightarrow \text{He} + \text{energi}$

5) Perubahan Fasa Endoterm

Penguapan, peleburan, dan sublimasi.

Contoh: **Es mencair memerlukan energi panas untuk berubah menjadi air.**



Tahukah Kamu?

Tanganmu Bisa Terbakar Meski Tanpa Api!

- ▷ Jika kamu menyentuh **kapur tohor (CaO)** lalu menambahkan air, kamu bisa mengalami **luka bakar kimia** akibat reaksi eksotermik yang sangat panas.
- ▷ **Reaksi Eksotermik:** Kapur tohor (**CaO**) bereaksi dengan air membentuk **Ca(OH)₂**, melepaskan panas tinggi:
$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{panas}$$
- ▷ **Suhu Ekstrem:** Reaksi ini bisa mencapai **300-400°C**, cukup panas untuk menyebabkan luka bakar serius.
- ▷ **Luka Bakar Kimia:** **Ca(OH)₂** bersifat **basa kuat**, merusak jaringan kulit dan memperparah luka bakar.





4. Perubahan Entalpi, Reaksi Eksoterm, dan Reaksi Endoterm

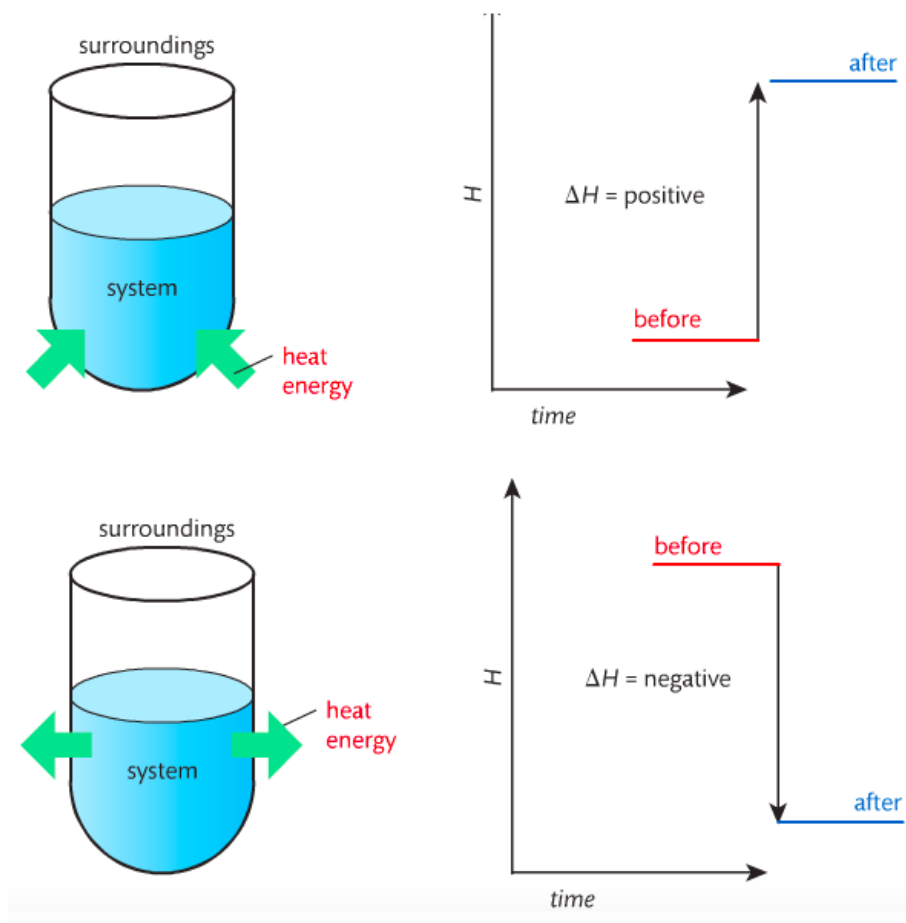
Dalam setiap reaksi kimia, terjadi perubahan energi yang dinyatakan dalam bentuk **perubahan entalpi (ΔH)**. Perubahan entalpi ini menentukan apakah suatu reaksi termasuk **reaksi eksoterm** atau **reaksi endoterm**. Untuk memahami lebih lanjut, kita akan mengkaji bagaimana energi berpindah dalam kedua jenis reaksi ini dan bagaimana perubahan entalpi dapat dihitung serta diaplikasikan dalam berbagai bidang.

Perubahan Entalpi

Perubahan entalpi (ΔH) adalah jumlah energi panas yang dilepaskan atau diserap oleh suatu sistem selama reaksi kimia pada tekanan tetap. Jika energi total reaktan lebih besar dari produk, energi akan dilepaskan (**ΔH negatif, reaksi eksoterm**). Sebaliknya, jika energi total reaktan lebih kecil dari produk, energi akan diserap (**ΔH positif, reaksi endoterm**).

Secara matematis:

$$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}}$$



Ilustrasi perpindahan kalor dan grafiknya – the-mad-scientist.net

Perpindahan Kalor dari Sistem ke Lingkungan

Dalam **reaksi eksoterm**, sistem melepaskan kalor ke lingkungan. Akibatnya, suhu lingkungan meningkat sementara energi dalam sistem berkurang. Proses ini terjadi karena energi yang dilepaskan saat pembentukan ikatan baru lebih besar daripada energi yang diperlukan untuk memutus ikatan reaktan.

Ciri utama:

- ▷ Panas berpindah **keluar** dari sistem.
- ▷ **ΔH negatif** karena energi dilepas.
- ▷ Suhu lingkungan **meningkat** setelah reaksi berlangsung.

Perpindahan Kalor dari Lingkungan ke Sistem

Dalam **reaksi endoterm**, sistem menyerap kalor dari lingkungan. Akibatnya, suhu lingkungan menurun sementara energi dalam sistem bertambah. Energi yang diserap digunakan untuk memutus ikatan reaktan agar reaksi dapat berlangsung.

Ciri utama:

- ▷ Panas berpindah **masuk** ke dalam sistem.
- ▷ **ΔH positif** karena energi diserap.
- ▷ Suhu lingkungan **menurun** setelah reaksi berlangsung.



5. Persamaan Termokimia

Persamaan termokimia adalah persamaan reaksi yang mencantumkan perubahan entalpi (ΔH) sebagai informasi tentang jumlah energi yang dilepaskan atau diserap dalam suatu reaksi. Nilai ΔH menunjukkan apakah reaksi bersifat eksoterm (melepaskan energi, $\Delta H < 0$) atau endoterm (menyerap energi, $\Delta H > 0$).

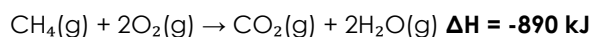


Perpindahan Reaksi Eksoterm ($\Delta H < 0$, Melepaskan Energi)

Pada reaksi eksoterm, energi dilepaskan ke lingkungan, sehingga nilai ΔH **negatif**. Suhu lingkungan meningkat karena sistem kehilangan energi.

Contoh Reaksi Eksoterm

1) Pembakaran Metana (Reaksi Pembakaran)



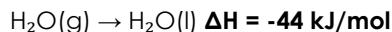
Gas metana terbakar di udara, menghasilkan karbon dioksida, uap air, dan melepaskan panas.

2) Netralisasi Asam-Basa



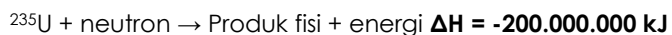
Reaksi antara asam klorida dan natrium hidroksida menghasilkan garam dan air serta melepaskan panas.

3) Kondensasi Uap Air



Uap air mengembun menjadi cairan dan melepaskan energi ke lingkungan.

4) Fisi Nuklir Uranium-235



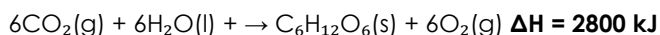
Inti uranium-235 mengalami pembelahan, menghasilkan energi dalam jumlah besar yang digunakan dalam pembangkit listrik tenaga nuklir.

Reaksi Endoterm ($\Delta H > 0$, Menyerap Energi)

Pada reaksi endoterm, energi diserap dari lingkungan, sehingga nilai ΔH positif. Suhu lingkungan menurun karena energi digunakan oleh sistem untuk berlangsungnya reaksi.

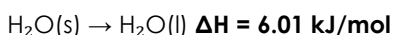
Contoh Reaksi Endoterm

1) Fotosintesis



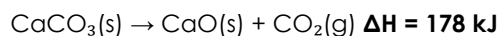
Energi cahaya matahari diserap oleh tumbuhan untuk mengubah karbon dioksida dan air menjadi glukosa dan oksigen.

2) Peleburan Es



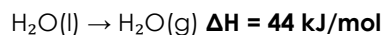
Es menyerap energi untuk berubah menjadi air cair.

3) Penguraian Kalsium Karbonat



Kalsium karbonat dipanaskan untuk menghasilkan kalsium oksida dan karbon dioksida.

4) Penguapan Air



Air menyerap panas dan berubah menjadi uap.

Contoh soal kaidah perhitungan ΔH

Diberikan reaksi berikut, dengan catatan koefisien = jumlah mol



- 1) jika kalor yang dihasilkan hanya 200kJ, maka gas SO_3 yang terbentuk adalah?
- 2) Tentukan hal yang diketahui terlebih dahulu, yaitu
$$2 \text{ mol SO}_3 = 800 \text{ kJ}$$
$$X = 200 \text{ kJ}$$
- 3) $\text{Mol SO}_3 = 2 \times 200 : 800 = 0.5 \text{ mol}$

Prinsip-Prinsip dalam Persamaan Termokimia

Dalam setiap reaksi kimia, terjadi perubahan energi yang dapat berupa pelepasan atau penyerapan panas. **Persamaan termokimia** adalah bentuk pengembangan dari persamaan reaksi biasa dengan tambahan informasi tentang perubahan entalpi (ΔH), yang menunjukkan jumlah energi yang dilepas atau diserap dalam suatu reaksi pada tekanan tetap.

Tabel prinsip-prinsip dalam persamaan termokimia

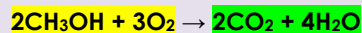
Prinsip	Penjelasan	Contoh
ΔH Bergantung pada Wujud Zat	Nilai ΔH dapat berubah tergantung pada fase zat dalam reaksi karena setiap perubahan fase memiliki kebutuhan energi yang berbeda.	Peleburan Es: $\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H = +6.01 \text{ kJ}$ (Endoterm) Pembekuan Air: $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(s)} \quad \Delta H = -6.01 \text{ kJ}$ (Eksoterm)
ΔH Bergantung pada Jumlah Zat	Jika jumlah mol zat dalam reaksi dikalikan atau dibagi, maka nilai ΔH juga harus dikalikan atau dibagi sesuai dengan proporsi reaksi.	Pembakaran Metana: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -890 \text{ kJ}$ Jika jumlah mol dikalikan dua: $2\text{CH}_4(\text{g}) + 4\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -1780 \text{ kJ}$
Jika Reaksi Dibalik, Tanda ΔH Berubah	Jika arah reaksi dibalik, maka tanda ΔH juga berubah , karena energi yang dilepaskan dalam suatu reaksi akan menjadi energi yang diserap dalam reaksi kebalikannya, dan sebaliknya.	Pembentukan air: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H = -286 \text{ kJ}$ (Eksoterm) Penguraian air (reaksi terbalik): $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +286 \text{ kJ}$ (Endoterm)

Contoh soal kaidah perhitungan ΔH reaksi bergantung pada jumlah zat

Diberikan reaksi berikut:



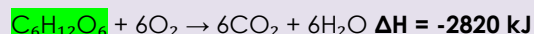
Tentukan ΔH reaksi untuk



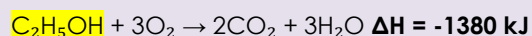
- Setelah menganalisis, ternyata reaksi tersebut harus diibalik, yang berarti ΔH menjadi -160,
- Koefisien CH_3OH adalah 2 pada reaksi yang ditanya, oleh sebab itu ΔH harus dikali 2, berarti $-160 \times 2 = -320 \text{ kkal}$

Contoh soal kaidah perhitungan ΔH reaksi bergantung pada jumlah zat

Reaksi 1 (Pembakaran glukosa):



Reaksi 2 (Pembakaran etanol):



Reaksi yang Ditanyakan:



Langkah 1: Tentukan Hubungan Reaksi

1) **Dari reaksi 1**, kita membutuhkan glukosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) di ruas kiri:

- ▷ **Reaksi 1 tetap digunakan** seperti apa adanya.
- ▷ $\Delta H_1 = -2820 \text{ kJ}$.

2) **Dari reaksi 2**, kita membutuhkan 2 mol etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) di ruas kanan:

- ▷ Gandakan reaksi 2 untuk mendapatkan $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
- ▷ **Reaksi baru:** $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 6\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
- ▷ $\Delta H_2 = 2 \times (-1380) = -2760 \text{ kJ}$.
- ▷ **Posisi** $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ di reaksi satu ada di sebelah kiri, sedangkan pada reaksi yang ditanyakan di sebelah kanan, maka reaksinya harus dibalik
- ▷ **Reaksi setelah dibalik** $4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 6\text{O}_2$
- ▷ $\Delta H_2 = +2760 \text{ kJ}$.

3) **Gabungkan Reaksi:**

- ▷ Dari reaksi yang diminta: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$
- ▷ Hapus zat yang sama di ruas kiri dan kanan.

Langkah 2: Hitung Perubahan Entalpi Total

Gabungkan dan jumlahkan perubahan entalpi (ΔH) dari langkah sebelumnya:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = -2820 + 2760 = -60 \text{ kJ}$$



6. Perubahan Entalpi Standar

Dalam termokimia, setiap reaksi kimia melibatkan perubahan energi dalam bentuk **entalpi (H)**. Namun, karena entalpi total suatu zat tidak dapat diukur secara langsung, yang dapat kita tentukan adalah **perubahan entalpi (ΔH)** dalam suatu reaksi.

Karena nilai perubahan entalpi bisa berbeda tergantung pada kondisi tertentu (tekanan, suhu, dan keadaan zat), para ilmuwan telah menetapkan **kondisi standar** untuk membandingkan perubahan entalpi suatu reaksi dengan lebih mudah. **Perubahan entalpi standar (ΔH°)** adalah perubahan entalpi yang diukur pada **tekanan 1 atm (101,3 kPa) dan suhu 25°C (298 K)**.

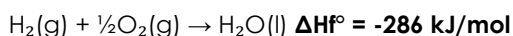
Perubahan Entalpi Pembentukan Standar (ΔH_f°)

Perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°) adalah perubahan entalpi ketika 1 mol senyawa terbentuk dari unsur-unsurnya dalam keadaan standar (1 atm dan 25°C).

- ▷ ΔH_f° diukur dalam satuan kJ/mol.
- ▷ Unsur dalam bentuk alamnya memiliki $\Delta H_f^\circ = 0$, karena tidak ada perubahan energi saat terbentuk.
- ▷ Nilai ΔH_f° suatu senyawa dapat positif atau negatif, tergantung apakah reaksi pembentukannya menyerap atau melepaskan energi.

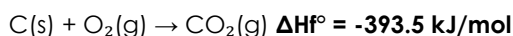
Contoh Reaksi Pembentukan Standar:

- ▷ **Pembentukan air dari hidrogen dan oksigen:**



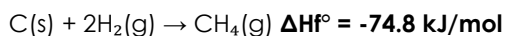
(Reaksi eksoterm, melepaskan energi).

- ▷ **Pembentukan karbon dioksida dari karbon dan oksigen:**



(Reaksi eksoterm, melepaskan energi).

- ▷ **Pembentukan metana dari unsur-unsurnya:**



(Reaksi eksoterm, melepaskan energi).

- ▷ **Pembentukan ozon dari oksigen:**



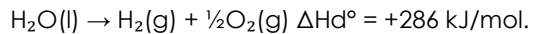
(Reaksi endoterm, memerlukan energi).

Perubahan Entalpi Peruraian Standar (ΔH_d°)

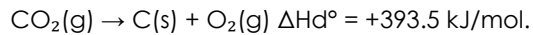
Perubahan entalpi peruraian standar (ΔH_d°) adalah perubahan entalpi yang terjadi ketika 1 mol senyawa terurai menjadi unsur-unsurnya dalam keadaan standar (1 atm dan 25°C).

- ▷ ΔH_d° diukur dalam satuan kJ/mol.
- ▷ Nilai ΔH_d° selalu kebalikan dari perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°). Contoh:

- Peruraian air menjadi hidrogen dan oksigen:



- Peruraian karbon dioksida menjadi karbon dan oksigen:



▷ Unsur-unsur dalam bentuk alaminya memiliki $\Delta H^\circ = 0$, karena unsur tidak dapat terurai lebih lanjut.

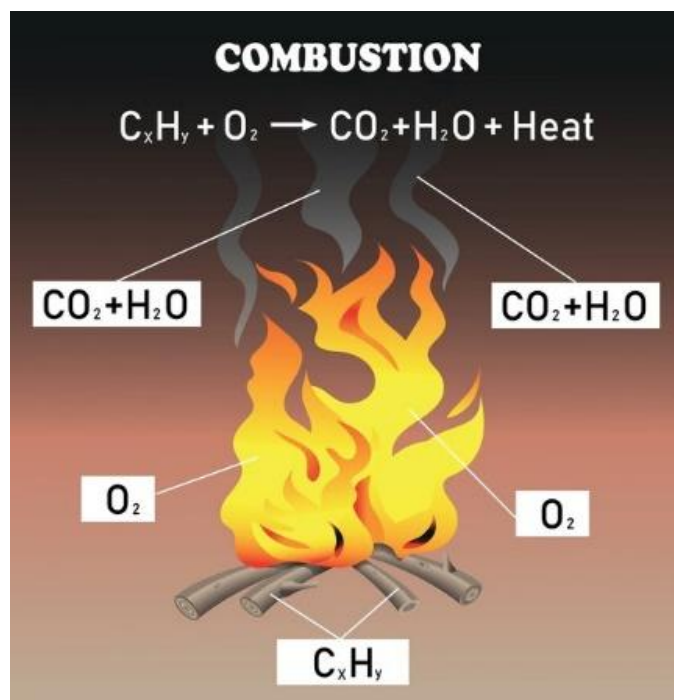
Perubahan Entalpi Pembakaran Standar (ΔH_c°)

Perubahan entalpi pembakaran standar (ΔH_c°) adalah perubahan entalpi yang terjadi ketika 1 mol zat dibakar secara sempurna dalam oksigen untuk menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) pada kondisi standar (1 atm dan 25°C).

▷ ΔH_c° diukur dalam satuan kJ/mol.

▷ Reaksi pembakaran standar selalu eksoterm (ΔH_c° negatif), karena energi dilepaskan saat zat terbakar.

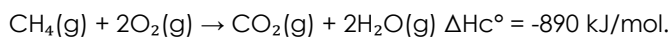
▷ Produk pembakaran sempurna selalu berupa karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) jika zat yang dibakar mengandung karbon (C) dan hidrogen (H).



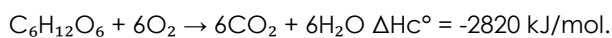
*Ilustrasi entalpi
pembakaran standar –
shutterstock.com/2422201*

Contoh Reaksi Pembakaran Standar:

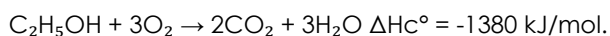
▷ Pembakaran metana:



▷ Pembakaran glukosa:



▷ Pembakaran etanol:





7. Penentuan dan Pengukuran Perubahan Entalpi

Perubahan entalpi (ΔH) merupakan konsep penting dalam termokimia, tetapi untuk memanfaatkannya secara praktis, diperlukan metode yang akurat untuk menentukan dan mengukur nilai tersebut. **Pengukuran perubahan entalpi** biasanya dilakukan dengan mengukur jumlah energi panas yang dilepaskan atau diserap selama reaksi kimia berlangsung.

Pengukuran Langsung

Pengukuran langsung perubahan entalpi dilakukan dengan menggunakan alat yang disebut **kalorimeter**, yaitu perangkat yang dirancang untuk mengukur jumlah panas yang dilepaskan atau diserap selama reaksi kimia berlangsung. Dalam metode ini, energi panas yang berpindah diukur secara langsung, sehingga nilai perubahan entalpi (ΔH) dapat dihitung. Pengukuran langsung didasarkan pada hukum pertama termodinamika:

“Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, hanya berpindah dari satu bentuk ke bentuk lain.”

Pada reaksi kimia, energi panas yang dilepaskan atau diserap oleh sistem sama dengan energi panas yang diterima atau dilepaskan oleh kalorimeter.

Panas yang diserap atau dilepaskan oleh larutan dalam kalorimeter dihitung menggunakan persamaan:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

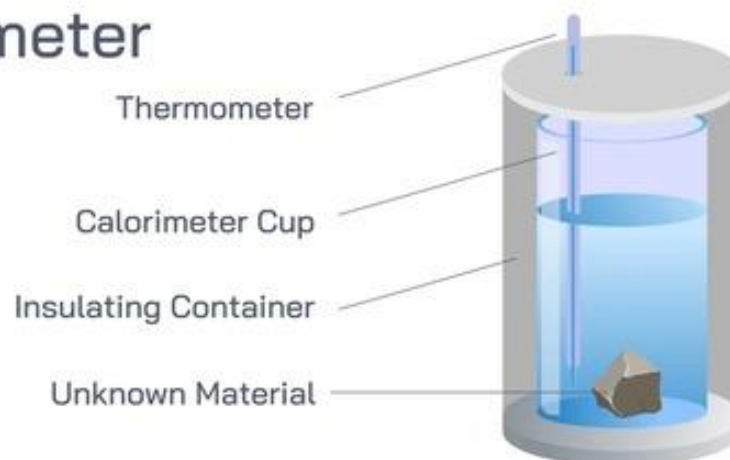
Keterangan:

- ▷ **q** = jumlah panas (J atau kJ)
- ▷ **m** = massa larutan atau zat (gram)
- ▷ **c** = kapasitas panas jenis larutan atau zat (J/g°C)
- ▷ **ΔT** = perubahan suhu (°C)

Karena **q** sistem adalah kebalikan dari **q** lingkungan:

$$q_{\text{reaksi}} = -q_{\text{kalorimeter}}$$

Calorimeter



Ilustrasi Kalorimeter – shutterstock.com/2392753171

A. Jenis Kalorimeter yang Digunakan

1) Kalorimeter Sederhana (Larutan)

- ▷ Digunakan untuk mengukur reaksi dalam larutan, seperti reaksi netralisasi atau pelarutan.
- ▷ Berupa wadah isolasi termal (biasanya termos) dengan pengaduk dan termometer.
- ▷ Contoh reaksi adalah netralisasi antara HCl dan NaOH.

2) Kalorimeter Bom

- ▷ Digunakan untuk mengukur panas pembakaran bahan bakar atau senyawa organik.
- ▷ Terdiri dari ruang pembakaran tertutup (bom) yang direndam dalam air, dihubungkan dengan termometer presisi tinggi.
- ▷ Contoh reaksi adalah pembakaran metana (CH_4) untuk menentukan ΔH pembakaran.

B. Prosedur Umum Pengukuran

1) Persiapan Kalorimeter

Pastikan kalorimeter bersih dan dirakit sesuai kebutuhan (sederhana atau bom).

2) Lakukan Reaksi di Dalam Kalorimeter

Reaksi dilakukan dalam larutan atau di ruang pembakaran, tergantung jenis kalorimeter.

3) Pengukuran Suhu Awal dan Akhir

Catat suhu sebelum reaksi dan setelah reaksi selesai.

4) Hitung Panas (q)

Gunakan persamaan $q = m \cdot c \cdot \Delta T$ untuk menghitung panas yang dilepaskan atau diserap.

5) Konversi ke ΔH

Jika reaksi dilakukan untuk sejumlah mol tertentu, ubah q menjadi ΔH dengan mempertimbangkan mol reaktan.

C. Kelebihan dan Keterbatasan Pengukuran Langsung

Kelebihan:

- ▷ Memberikan hasil yang akurat untuk reaksi sederhana.
- ▷ Mudah dilakukan di laboratorium dengan alat yang relatif murah (kalorimeter sederhana).

Keterbatasan:

- ▷ Tidak dapat digunakan untuk reaksi kompleks atau reaksi yang tidak terjadi secara langsung.
- ▷ Perlu koreksi untuk kehilangan panas ke lingkungan.

Contoh soal pengukuran langsung

Perhatikan soal berikut:

Di dalam suatu bom kalorimeter yang berisi 300 gram air, dilakukan pembakaran 3,2 gram metanol (CH_3OH). Suhu air dalam kalorimeter naik sebesar 8°C . Jika kapasitas kalor kalorimeter adalah $12 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$ dan kalor jenis air adalah $4,2 \text{ J/g}\cdot\text{K}$, berapakah panas pembakaran metanol dalam satuan kJ/mol ?

1) Hitung Panas yang Diserap oleh Air

$$q_{\text{air}} = m \times c \times \Delta T$$

$$q_{\text{air}} = 300 \times 0,0042 \times 8$$

$$q_{\text{air}} = 10,08 \text{ kJ}$$

2) Hitung Panas yang Diserap oleh Kalorimeter

$$Q_{\text{kalorimeter}} = C \times \Delta T$$

$$Q_{\text{kalorimeter}} = 12 \times 8$$

$$Q_{\text{kalorimeter}} = 96 \text{ kJ}$$

3) Hitung Total Panas Pembakaran (q_{total})

$$Q_{\text{total}} = q_{\text{air}} + Q_{\text{kalorimeter}}$$

$$Q_{\text{total}} = 10,08 + 96$$

$$Q_{\text{total}} = 106,08 \text{ kJ}$$

4) Hitung Panas Pembakaran per Gram Metanol

$$q_{\text{pergram}} = Q_{\text{total}} / m_{\text{metanol}}$$

$$q_{\text{pergram}} = 106,08 / 3,2$$

$$q_{\text{pergram}} = 33,15 \text{ kJ/g}$$

5) Hitung Panas Pembakaran per Mol Metanol

$$Q_{\text{permol}} = q_{\text{pergram}} \times M_{\text{rmetanol}}$$

$$Q_{\text{permol}} = 33,15 \times 32$$

$$Q_{\text{permol}} = - 1060,8 \text{ kJ/mol (negatif karena reaksi pembakaran)}$$

Pengukuran Tidak Langsung

Pengukuran tidak langsung perubahan entalpi digunakan ketika reaksi yang diukur tidak dapat dilakukan secara langsung di laboratorium, misalnya reaksi yang berjalan terlalu lambat, melibatkan zat berbahaya, atau sulit diisolasi. Dalam metode ini, perubahan entalpi dihitung menggunakan **data entalpi reaksi lain** yang relevan.

Metode ini didasarkan pada **Hukum Hess**, yang menyatakan bahwa:

"Perubahan entalpi total suatu reaksi hanya bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi, tidak pada jalur yang dilalui."

A. Cara Pengukuran Tidak Langsung

- 1) **Identifikasi reaksi target.** Tentukan reaksi kimia yang perubahan entalpinya ingin dihitung.
- 2) **Kumpulkan reaksi terkait.** Temukan reaksi lain yang perubahan entalpinya diketahui dan dapat digunakan untuk membentuk reaksi target.
- 3) **Manipulasi reaksi terkait.** Jika diperlukan, balikkan reaksi atau ubah koefisien untuk menyesuaikan dengan reaksi target.
- 4) **Hitung ΔH_{total} .** Jumlahkan perubahan entalpi dari semua reaksi terkait setelah manipulasi.

B. Kelebihan dan Keterbatasan

Kelebihan:

- ▷ Cocok untuk reaksi yang sulit atau tidak dapat diukur langsung.

▷ Dapat memanfaatkan data termokimia yang sudah tersedia.

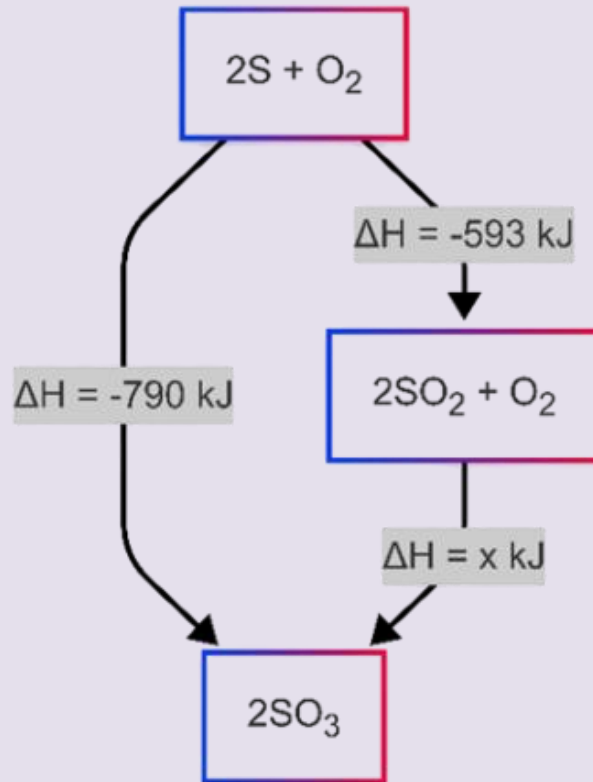
Keterbatasan:

▷ Membutuhkan data entalpi dari reaksi terkait yang valid.

▷ Kesalahan manipulasi reaksi dapat memengaruhi hasil perhitungan.

Contoh soal pengukuran tidak langsung

Perhatikan diagram berikut:



Tentukan nilai x

- 1) Tentukan reaksi awal dan akhir, berdasarkan gambar tersebut, reaksi awalnya adalah $2\text{S} + \text{O}_2$ dan reaksi akhirnya adalah 2SO_3
- 2) Substitusi angka dengan rumus $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$
$$-790 = -593 + x$$
$$x = 197 \text{ kJ}$$



8. Energi Ikatan

Energi ikatan adalah jumlah energi yang diperlukan untuk memutuskan satu mol ikatan kimia dalam molekul gas menjadi atom-atom penyusunnya dalam fase gas. Energi ini menggambarkan kekuatan suatu ikatan kimia: semakin besar energi ikatan, semakin kuat ikatan tersebut.

A. Sifat-Sifat Energi Ikatan

- 1) **Energi Positif:** Energi ikatan selalu bernilai positif karena diperlukan energi untuk memutuskan ikatan kimia.
- 2) **Tergantung Jenis Ikatan:** Energi ikatan berbeda-beda untuk ikatan tunggal, ganda, atau rangkap tiga. Contoh:
 - ▷ Ikatan tunggal C-H: ~412 kJ/mol
 - ▷ Ikatan rangkap dua C=C: ~612 kJ/mol
 - ▷ Ikatan rangkap tiga C≡C: ~837 kJ/mol
- 3) **Rata-Rata Energi Ikatan:** Energi ikatan biasanya diberikan dalam bentuk rata-rata untuk berbagai molekul, karena nilainya bisa bervariasi tergantung pada lingkungan kimia.

B. Hubungan Energi Ikatan dengan Perubahan Entalpi Reaksi

Energi ikatan digunakan untuk menghitung perubahan entalpi reaksi (ΔH) dengan rumus:

$$\Delta H = \Sigma \text{Energi Ikatan Reaktan} - \Sigma \text{Energi Ikatan Produk}$$

- ▷ Energi ikatan reaktan: Total energi untuk memutuskan semua ikatan dalam reaktan.
- ▷ Energi ikatan produk: Total energi yang dilepaskan saat ikatan dalam produk terbentuk.

Contoh soal energi ikatan

Perhatikan soal berikut:

Diketahui energi ikatan rata-rata sebagai berikut:

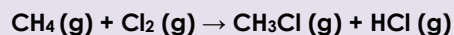
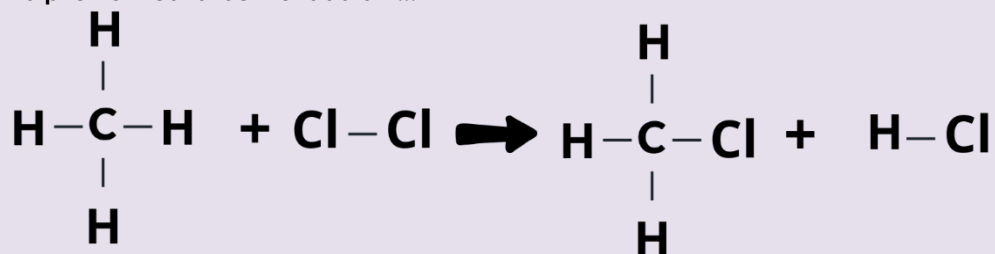
$$\text{C-H} = 414 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Cl-Cl} = 244 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H-Cl} = 432 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C-Cl} = 326 \text{ kJ/mol}$$

Perubahan entalpi untuk reaksi berikut adalah ...



- 1) Gambarkan terlebih dahulu ikatan-ikatan yang terbentuk di setiap senyawa, untuk mempermudah perhitungan. Perhatikan gambar berikut:

- 2) Identifikasi setiap masing-masing ikatan sesuai dengan gambar tersebut.

Reaktan: 4x (C-H) + 1x (Cl-Cl)

Produk: 3x (C-H) + 1x (C-Cl) + 1x (H-Cl)

- 3) Substitusi angka dan hitung

Reaktan: 4x (414) + 1x (244) = 1900

Produk: 3x (414) + 1x (326) + 1x (432) = 2000

- 4) Substitusi ke rumus:

$\Delta H = \Sigma \text{Energi Ikatan Reaktan} - \Sigma \text{Energi Ikatan Produk}$

$\Delta H = 1900 - 2000 = -100 \text{ kJ}$

Contoh soal energi ikatan

Perhatikan soal berikut:

Entalpi pembentukan H_2O adalah -242.5 kJ/mol . Jika energi ikatan $\text{H-H} = 436 \text{ kJ/mol}$ dan O=O adalah 495 kJ/mol , maka energi yang dibutuhkan untuk memutuskan 1 mol ikatan O-H adalah...

- 1) Tulis reaksi pembentukan air:

$\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -242.5 \text{ kJ/mol}$

- 2) Setarakan reaksi:

$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \quad -242.5 \text{ kJ/mol}$

- 3) Gambarkan ikatan:

$\text{H} - \text{H} + \frac{1}{2} \text{O} = \text{O} \rightarrow \text{H} - \text{O} - \text{H} \quad -242.5 \text{ kJ/mol}$

- 4) Substitusi ke rumus:

$\Delta H = \Sigma \text{Energi Ikatan Reaktan} - \Sigma \text{Energi Ikatan Produk}$

$-242.5 = 436 + \frac{1}{2} (495) - 2 \text{ O} - \text{H}$

$2\text{OH} = 436 + 247.5 + 242.5 = 926$

926 itu untuk 2 mol OH, yang ditanya adalah 1 mol ikatan O-H , maka $926:2 = 463 \text{ kJ/mol}$

9. Bahan Bakar Fosil, Perubahan Iklim, dan Pemanasan Global

Bahan bakar fosil seperti batu bara, minyak bumi, dan gas alam telah menjadi sumber energi utama bagi manusia selama ratusan tahun. Energi yang dihasilkan dari pembakaran bahan bakar fosil digunakan untuk berbagai keperluan, seperti pembangkit listrik, transportasi, dan industri. Namun, pembakaran bahan bakar ini juga menghasilkan gas rumah kaca seperti karbon dioksida (CO_2), metana (CH_4), dan nitrogen oksida (NO_x), yang berkontribusi pada perubahan iklim dan pemanasan global.

Dampak negatif dari penggunaan bahan bakar fosil telah mendorong pencarian alternatif energi yang lebih ramah lingkungan, seperti energi terbarukan (renewable energy).

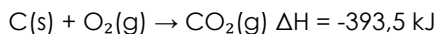
Non-Renewable Energy (Energi Tidak Terbarukan)

Energi tidak terbarukan adalah sumber energi yang berasal dari bahan bakar fosil dan sumber daya alam yang terbentuk dalam waktu yang sangat lama (jutaan tahun). Karena tidak dapat diperbarui dalam waktu singkat, penggunaan yang berlebihan dapat menyebabkan kehabisan sumber daya.

Jenis-Jenis Energi Tidak Terbarukan

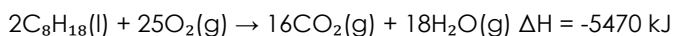
1) Batu Bara

- ▷ Terbentuk dari tumbuhan purba yang terkubur dan mengalami tekanan tinggi selama jutaan tahun.
- ▷ Banyak digunakan dalam pembangkit listrik.
- ▷ Menghasilkan emisi CO_2 tinggi saat dibakar.
- ▷ Reaksi pembakaran batu bara (karbon murni):



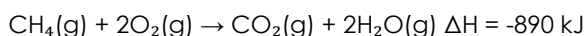
2) Minyak Bumi

- ▷ Berupa campuran hidrokarbon cair yang berasal dari sisa organisme laut purba.
- ▷ Diolah menjadi bensin, solar, dan avtur untuk kendaraan dan industri.
- ▷ Reaksi pembakaran oktana (bensin):



3) Gas Alam (Metana)

- ▷ Terdiri dari metana (CH_4), yang merupakan bahan bakar dengan emisi CO_2 lebih rendah dibanding batu bara dan minyak bumi.
- ▷ Reaksi pembakaran metana:



4) Energi Nuklir

- ▷ Berasal dari pemecahan inti atom uranium dalam reaktor nuklir.
- ▷ Tidak menghasilkan CO_2 langsung, tetapi limbah radioaktifnya berbahaya.

Renewable Energy (Energi Terbarukan)

Energi terbarukan adalah sumber energi yang berasal dari alam dan dapat diperbarui secara alami dalam waktu yang relatif singkat. Sumber energi ini lebih ramah lingkungan karena menghasilkan sedikit atau bahkan tidak menghasilkan emisi gas rumah kaca.

Jenis-Jenis Energi Terbarukan

1) Energi Matahari

- ▷ Menggunakan panel surya untuk mengubah cahaya matahari menjadi listrik.
- ▷ Sumber energi tak terbatas dan tidak menghasilkan polusi.

2) Energi Angin

- ▷ Menggunakan turbin angin untuk mengubah energi angin menjadi listrik.
- ▷ Bergantung pada kondisi angin di suatu wilayah.

3) Energi Air (Hidroelektrik)

- ▷ Memanfaatkan aliran air untuk menghasilkan listrik melalui turbin hidroelektrik.
- ▷ Memerlukan bendungan besar, tetapi sumbernya melimpah.

4) Biomassa

- ▷ Energi yang berasal dari sisa tanaman atau limbah organik yang dibakar untuk menghasilkan energi.
- ▷ Contoh: bioetanol dan biogas.

5) Energi Geotermal

- ▷ Menggunakan panas dari dalam bumi untuk menghasilkan listrik.
- ▷ Dapat digunakan sepanjang tahun, tetapi hanya tersedia di daerah tertentu.



Tahukah kamu?

- ▷ Rumput laut kaya akan polisakarida seperti **laminaran**, **manitol**, dan **alginat**, yang merupakan jenis karbohidrat kompleks. Karbohidrat ini dapat dihidrolisis menjadi gula sederhana (seperti glukosa dan manosa) yang kemudian difermentasi oleh mikroorganisme seperti ragi untuk menghasilkan bioetanol.
- ▷ Selama pertumbuhannya, rumput laut menyerap sejumlah besar CO_2 dari atmosfer, membantu mengurangi emisi karbon. Bahkan, rumput laut dianggap sebagai salah satu solusi potensial untuk mitigasi perubahan iklim.



Tabel perbandingan *non-renewable energy* dan *renewable energy*

Aspek	Energi Tidak Terbarukan	Energi Terbarukan
Ketersediaan	Terbatas, bisa habis jika digunakan terus-menerus	Tidak terbatas, dapat diperbarui secara alami
Sumber	Batu bara, minyak bumi, gas alam, energi nuklir	Matahari, angin, air, biomassa, panas bumi
Dampak Lingkungan	Tinggi, menghasilkan polusi dan gas rumah kaca	Rendah, hampir tidak menghasilkan polusi
Efek Rumah Kaca	Sangat tinggi (CO_2 , CH_4 , NO_x)	Sangat rendah
Biaya Awal	Relatif rendah, tetapi mahal dalam jangka panjang karena efek lingkungan	Tinggi, tetapi lebih hemat dalam jangka panjang
Keamanan	Berisiko tinggi, termasuk ledakan gas, tumpahan minyak, dan radiasi nuklir	Relatif aman dan lebih berkelanjutan
Ketersediaan Global	Tidak merata, bergantung pada cadangan sumber daya alam	Bisa digunakan di hampir seluruh dunia

Nilai Kalor Bakar

Nilai kalor bakar adalah jumlah energi panas yang dilepaskan ketika 1 gram bahan bakar dibakar secara sempurna dalam oksigen. Nilai ini diukur dalam satuan **kJ/g** dan menjadi indikator efisiensi energi dari berbagai jenis bahan bakar.

Nilai kalor bakar sangat penting dalam berbagai aplikasi, seperti:

- ▷ Menentukan efisiensi bahan bakar dalam pembangkit listrik dan kendaraan.
- ▷ Membandingkan sumber energi untuk industri dan rumah tangga.
- ▷ Mengoptimalkan pemanfaatan energi alternatif untuk mengurangi dampak lingkungan.



Tabel Nilai kalor bakar beberapa bahan bakar

Bahan Bakar	Nilai Kalor Bakar (kJ/g)
Gas Alam (LNG)	49
Batu Bara	32
Bensin	48
Arang	34
Kayu	18

Contoh soal nilai kalor bahan bakar

Perhatikan nilai dan harga bahan bakar diketahui berikut:

Arang: 34 kJ/g, dengan harga 10,000/Kg

Kayu Bakar: 18 kJ/g, dengan harga 5,000/Kg

LPG: 40 kJ/g, dengan harga 20,000/Kg

Pertanyaan:

Berapa kalor yang dihasilkan dari 1 kg arang dan 1 kg LPG? Berapa nilai kalor per rupiah? Dan apabila seseorang membutuhkan 36,000 kJ energi untuk memasak, berapa kilogram kayu bakar yang dibutuhkan dan biayanya?

1) Berapa kalor yang dihasilkan dari 1 kg arang dan 1 kg LPG?

A. Arang:

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g.}$$

Kalor yang dihasilkan:

$$34 \times 1.000 = 34.000 \text{ kJ.}$$

B. LPG:

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g.}$$

Kalor yang dihasilkan:

$$40 \times 1.000 = 40.000 \text{ kJ.}$$

2) Berapa nilai kalor per rupiah untuk masing-masing bahan bakar?

A. Arang:

$$\text{Kalor per rupiah} = \text{Total kalor} \div \text{Harga}$$

$$\text{Kalor per rupiah} = 34.000 \div 10.000 = 3,4 \text{ kJ/rupiah.}$$

B. LPG:

$$\text{Kalor per rupiah} = \text{Total kalor} \div \text{Harga}$$

$$\text{Kalor per rupiah} = 40.000 \div 20.000 = 2,0 \text{ kJ/rupiah.}$$

3) Jika seseorang membutuhkan 36.000 kJ energi, berapa kilogram kayu bakar yang dibutuhkan?

Kayu Bakar:

$$\text{Energi per gram kayu bakar} = 18 \text{ kJ/g}$$

Massa kayu bakar yang dibutuhkan:

$$36.000 \div 18 = 2.000 \text{ g} = 2 \text{ kg.}$$

4) Berapa biaya total untuk kayu bakar?

$$\text{Harga kayu bakar} = \text{Rp}5.000/\text{kg}$$

Biaya untuk 2 kg kayu bakar:

$$2 \times 5.000 = \text{Rp}10.000$$

Rangkuman

Bab 4 membahas konsep-konsep mendalam tentang termokimia, dimulai dengan penjelasan sistem dan lingkungan, termasuk sistem terbuka, tertutup, dan terisolasi, yang menjadi dasar untuk memahami interaksi energi dalam reaksi kimia. Entalpi dan perubahan entalpi diperkenalkan sebagai parameter utama untuk mengukur energi yang dilepaskan atau diserap selama reaksi, diikuti oleh pembahasan mendalam tentang reaksi eksoterm dan endoterm, yang masing-masing menghasilkan atau membutuhkan energi dari lingkungannya. Selanjutnya, sub-bab tentang perubahan entalpi, reaksi eksoterm, dan endoterm menggambarkan perpindahan kalor antara sistem dan lingkungan, yang dijelaskan secara grafis untuk memperjelas konsep ini.

Pada sub-bab tentang persamaan termokimia, dijelaskan cara mencantumkan perubahan entalpi dalam persamaan reaksi, serta prinsip-prinsip penting seperti pengaruh jumlah zat dan fase reaktan terhadap perubahan entalpi. Kemudian, perubahan entalpi standar dibahas dalam tiga kategori utama: pembentukan standar, peruraian standar, dan pembakaran standar, yang memberikan dasar perhitungan perubahan energi dalam kondisi standar. Untuk menentukan perubahan entalpi secara akurat, sub-bab tentang penentuan dan pengukuran perubahan entalpi menjelaskan metode pengukuran langsung menggunakan kalorimeter serta metode tidak langsung melalui hukum Hess, yang berguna untuk reaksi yang sulit diukur secara langsung.

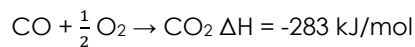
Penutup bab ini membahas implikasi termokimia dalam kehidupan nyata, termasuk nilai kalor bakar dari bahan bakar umum, yang digunakan untuk mengevaluasi efisiensi energi berbagai bahan bakar, serta hubungan antara bahan bakar fosil, perubahan iklim, dan pemanasan global. Dampak lingkungan dari bahan bakar fosil menyoroti pentingnya peralihan ke energi terbarukan untuk mengurangi emisi gas rumah kaca dan mengatasi krisis iklim. Keseluruhan bab ini memberikan landasan kuat dalam memahami bagaimana energi berperan dalam reaksi kimia dan implikasinya dalam kehidupan sehari-hari, serta mendorong pembelajaran lebih lanjut tentang solusi energi yang berkelanjutan.

Latihan Soal

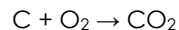
1. Sistem kimia dapat dikategorikan sebagai sistem terbuka, sistem tertutup, atau sistem terisolasi, bergantung pada interaksi dengan lingkungan. Dalam konteks percobaan laboratorium, seorang peneliti ingin mengukur perubahan suhu larutan selama reaksi kimia eksotermis berlangsung. Peneliti menggunakan termos vakum tertutup sebagai wadah reaksi untuk memastikan hasil pengukuran yang akurat.

Berdasarkan skenario tersebut, manakah pernyataan berikut yang paling tepat mengenai jenis sistem dan interaksi energi dalam percobaan tersebut?

- a. Termos vakum berfungsi sebagai sistem terbuka karena panas dari reaksi dilepaskan ke lingkungan melalui dinding termos.
 - b. Termos vakum adalah sistem tertutup karena hanya energi berupa kalor yang dapat berpindah, sedangkan materi tetap berada dalam termos.
 - c. Termos vakum adalah sistem terisolasi karena tidak ada perpindahan energi maupun materi antara sistem dan lingkungan.
 - d. Termos vakum berfungsi sebagai sistem terbuka karena memungkinkan keluar masuknya materi dan energi untuk menjaga kesetimbangan suhu reaksi.
 - e. Termos vakum adalah sistem tertutup karena memungkinkan perpindahan materi keluar dari sistem tetapi mencegah energi berupa kalor keluar.
2. Diketahui reaksi berikut beserta perubahan entalpinya (ΔH)



Berdasarkan persamaan di atas, tentukan nilai (ΔH) untuk reaksi berikut:

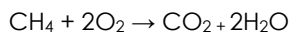


- a. -173 kJ/mol
 - b. -220 kJ/mol
 - c. -393 kJ/mol
 - d. -110 kJ/mol
 - e. -283 kJ/mol
3. Diketahui reaksi berikut beserta perubahan entalpinya (ΔH):



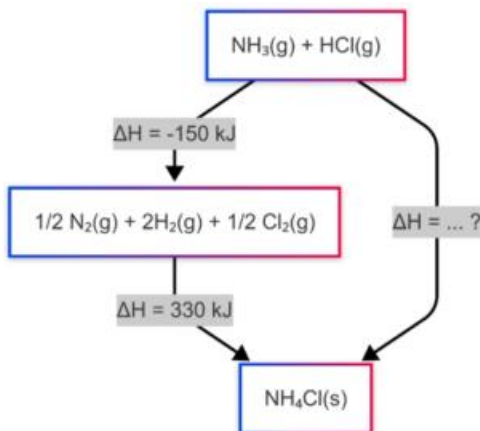


Berdasarkan persamaan di atas, tentukan nilai (ΔH) untuk reaksi berikut:



- 750 kJ/mol
- 860 kJ/mol
- 970 kJ/mol
- 1050 kJ/mol
- 890 kJ/mol

4. Perhatikan diagram berikut:

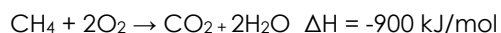


Hitung nilai (ΔH) untuk reaksi langsung

- 480 kJ/mol
 - 180 kJ/mol
 - +180 kJ/mol
 - 480 kJ/mol
 - +150 kJ/mol
5. Hukum Hess menyatakan bahwa perubahan entalpi total suatu reaksi kimia hanya bergantung pada keadaan awal dan akhir, tidak pada jalur reaksi yang dilaluinya. Dalam konteks ini, seorang ilmuwan sedang mempelajari beberapa reaksi berikut
- Reaksi langsung dari karbon menjadi karbon dioksida.
 - Reaksi bertahap dari karbon menjadi karbon monoksida, lalu karbon monoksida menjadi karbon dioksida.

Berdasarkan hukum Hess, manakah pernyataan berikut yang paling benar mengenai hubungan entalpi kedua jalur reaksi tersebut?

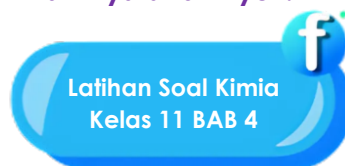
- Perubahan entalpi jalur bertahap selalu lebih kecil daripada jalur langsung, karena melibatkan lebih banyak langkah reaksi.
 - Perubahan entalpi jalur langsung dan bertahap sama, asalkan produk akhir dan reaktan awal identik.
 - Jalur bertahap akan memiliki perubahan entalpi lebih besar karena terjadi pembentukan senyawa antara seperti karbon monoksida
 - Hukum Hess tidak berlaku untuk reaksi bertahap karena energi setiap tahap bergantung pada kondisi tertentu.
 - mol Perubahan entalpi total hanya dapat dihitung melalui jalur langsung, karena jalur bertahap sulit diukur secara eksperimental.
6. Kalor pembentukan CO (g) dan COCl₂ (g) masing-masing 110 kJ dan 223. Perubahan entalpi standar untuk reaksi berikut CO (g) + Cl₂ (g) → COCl₂ (g) adalah ...
- 333 kJ/mol
 - 133 kJ/mol
 - 133 kJ/mol
 - 233 kJ/mol
 - 333 kJ/mol
7. Perhatikan persamaan berikut:



Bila kalor yang dihasilkan adalah 1350 kJ, volume gas CO₂ (STP) adalah

- 44.8 Liter
- 33.6 Liter
- 22.4 Liter
- 11.2 Liter
- 5.6 Liter

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Referensi

- Anderson, R. (2015). *Fossil Fuels: Environmental Impacts and Alternatives*. Springer International Publishing.
- British Petroleum. (2021). *Statistical Review of World Energy 2021*. BP Global Report.
- Chiras, D. D. (2019). *Environmental Science: Creating a Sustainable Future*. Jones & Bartlett Learning.
- Dincer, I., & Acar, C. (2015). "A Review on Clean Hydrogen Production Methods." *International Journal of Hydrogen Energy*, 40(34), 11094-11111.
- Elshout, S., & Huisman, M. (2020). *Renewable Energy in the Transition Era*. Elsevier Science.
- International Energy Agency (IEA). (2022). *World Energy Outlook 2022*. IEA Publications.
- Jacobson, M. Z. (2012). *Air Pollution and Global Warming: History, Science, and Solutions*. Cambridge University Press.
- Jones, T., & Brown, H. (2018). "Assessing the Economic Viability of Renewable Energy Systems." *Renewable Energy*, 116, 48-56.
- Kumar, A., & Singh, A. (2021). *Biofuels: Production and Future Perspectives*. CRC Press.
- McKendry, P. (2011). "Energy Production from Biomass (Part 1): Overview of Biomass." *Bioresource Technology*, 83(1), 37-46.
- REN21. (2022). *Renewables Global Status Report 2022*. Paris: REN21 Secretariat.
- Smil, V. (2017). *Energy and Civilization: A History*. The MIT Press.
- Union of Concerned Scientists. (2018). *The Hidden Costs of Fossil Fuels*. Union of Concerned Scientists Report.
- Worrell, E., & Reuter, M. (2014). *Handbook of Recycling: State-of-the-Art for Practitioners, Analysts, and Scientists*. Elsevier.
- Zhang, X., & Zhao, W. (2020). "Lifecycle Analysis of Renewable Energy Production Systems." *Journal of Cleaner Production*, 256, 120546.



BAB 5

LAJU REAKSI

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Laju reaksi, Kinetika kimia, Pengukuran laju, Orde reaksi, Faktor laju reaksi, Suhu, Konsentrasi, Tekanan, Katalis, Variabel eksperimen, Nanoteknologi katalis.

Tujuan Pembelajaran: Memahami Konsep, Pengukuran, Perhitungan, dan Faktor-Faktor Mempengaruhi Laju Reaksi

1. Menganalisis Konsep Laju Reaksi

- ▷ Mengamati bagaimana laju reaksi terjadi dalam berbagai kondisi.
- ▷ Mendefinisikan konsep laju reaksi berdasarkan teori kinetika kimia.

2. Melakukan Pengukuran dan Perhitungan Laju Reaksi

- ▷ Melakukan eksperimen untuk mengukur kecepatan reaksi dalam berbagai skenario.
- ▷ Menghitung orde reaksi menggunakan data eksperimen untuk memahami mekanisme reaksi.

3. Mengetahui Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

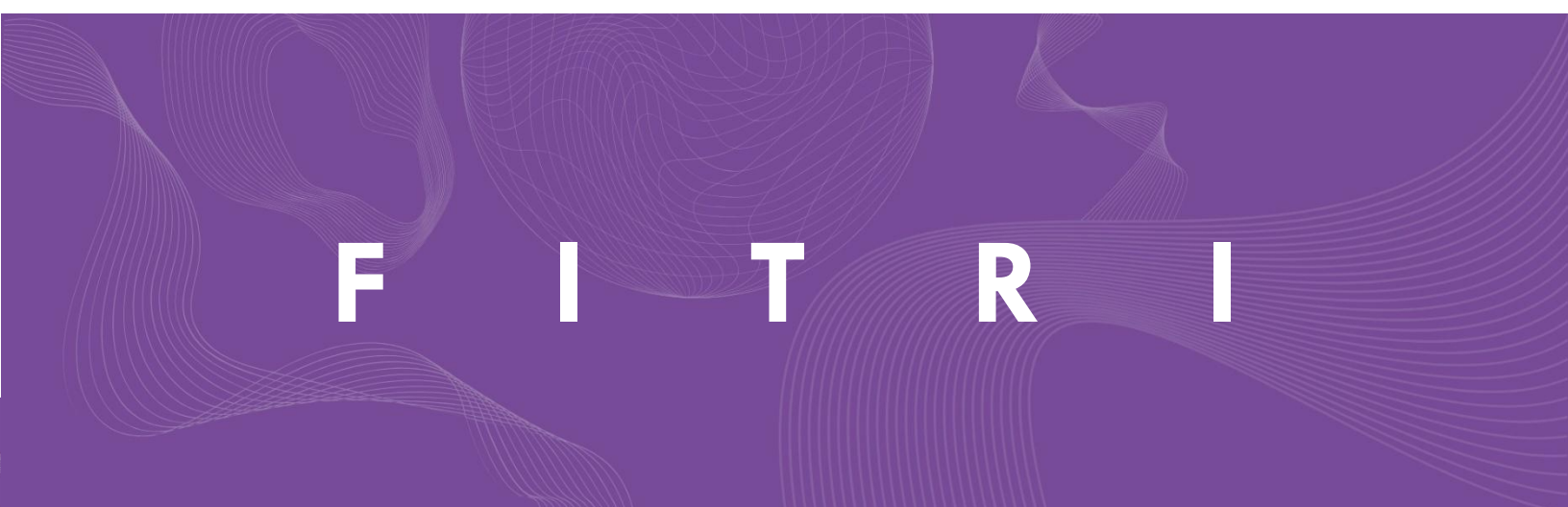
- ▷ Mengidentifikasi pengaruh suhu, konsentrasi, tekanan, dan katalis terhadap laju reaksi.
- ▷ Menghubungkan faktor-faktor tersebut dengan penerapannya dalam industri kimia dan kehidupan sehari-hari.

4. Memahami Variabel dalam Eksperimen Laju Reaksi

- ▷ Menjelaskan perbedaan antara variabel bebas, variabel terikat, dan variabel kontrol.
- ▷ Menggunakan variabel tersebut secara efektif untuk merancang percobaan yang relevan.

5. Mengaplikasikan Nanoteknologi dalam Pemanfaatan Katalis

- ▷ Menganalisis penelitian dan literatur tentang peran nanoteknologi dalam efisiensi katalis.
- ▷ Mengidentifikasi aplikasi katalis berbasis nanoteknologi untuk proses industri yang ramah lingkungan.



F I T R I



1. Mengurai Konsep Laju Reaksi

Laju reaksi adalah salah satu konsep penting dalam ilmu kimia yang menggambarkan kecepatan terjadinya suatu reaksi kimia. Pemahaman tentang laju reaksi tidak hanya berlaku dalam laboratorium atau industri, tetapi juga sangat relevan dalam kehidupan sehari-hari. Misalnya, dalam bahan makanan, kecepatan reaksi kimia memengaruhi proses pembusukan atau kerusakan makanan. Pendinginan makanan di lemari es memperlambat laju reaksi kimia, sehingga makanan dapat bertahan lebih lama. Sebaliknya, suhu yang tinggi mempercepat pembusukan, seperti yang terjadi pada makanan yang dibiarkan di suhu ruang.

Selain itu, dalam proses memasak, kecepatan reaksi kimia yang tinggi sering kali diinginkan, seperti pada proses karamelisasi atau pemasakan daging. Pemahaman tentang laju reaksi membantu kita mengontrol berbagai proses ini untuk mencapai hasil yang diinginkan.

Laju reaksi didefinisikan sebagai perubahan konsentrasi pereaksi (reaktan) atau produk dalam suatu reaksi kimia per satuan waktu. Dalam istilah sederhana:



Pembusukan Tomat melalui Proses Laju Reaksi – Canva Studio

- ▷ **Berkurangnya Reaktan Per Satuan Waktu:** Reaktan berkurang karena digunakan untuk menghasilkan produk. Semakin cepat reaktan habis, semakin tinggi laju reaksinya.
- ▷ **Bertambahnya Produk Per Satuan Waktu:** Produk bertambah seiring berjalannya reaksi, menunjukkan efisiensi reaksi tersebut.

Misalnya, dalam pembakaran kayu, reaksi kimia terjadi dengan sangat cepat, menyebabkan kayu (reaktan) berkurang dalam waktu singkat, sementara produk berupa karbon dioksida dan abu meningkat.

Laju reaksi dapat dijelaskan dari dua sudut pandang:

- ▷ **Makroskopis:** Mengamati perubahan konsentrasi reaktan dan produk secara keseluruhan selama reaksi berlangsung. Dalam kehidupan sehari-hari, ini bisa terlihat dari hilangnya zat awal atau bertambahnya zat hasil reaksi, misalnya perubahan warna pada buah yang matang atau membusuk.
- ▷ **Mikroskopis:** Perubahan konsentrasi ini disebabkan oleh tumbukan molekul-molekul yang terlibat dalam reaksi. Tumbukan ini hanya efektif jika memiliki energi dan orientasi yang tepat.

Persamaan Dasar Laju Reaksi

Secara matematis, laju reaksi dinyatakan dengan persamaan berikut:

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

di mana:

- ▷ [A] adalah konsentrasi reaktan, yang berkurang seiring waktu. Tanda negatif menunjukkan bahwa reaktan berkurang.
- ▷ [B] adalah konsentrasi produk, yang bertambah seiring waktu.
- ▷ Δt adalah selang waktu selama reaksi berlangsung.

Satuan laju reaksi adalah $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1}$ atau $\text{mol/L}\cdot\text{s}$. Satuan $\text{mol dm}^{-3}/\text{L}$ atau molaritas adalah satuan konsentrasi larutan.

Misalnya, jika konsentrasi reaktan awalnya 1 Molar (M) dan menurun menjadi 0,5 M dalam waktu 10 detik, laju reaksi dihitung sebagai:

$$\text{Laju Reaksi} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{0,5-1}{10} = 0,05 \text{ M/s}$$

Ini berarti konsentrasi reaktan berkurang sebesar 0,05 M per detik, atau setara dengan bertambahnya produk sebesar 0,05 M per detik.

Contoh soal 1 laju reaksi

Diberikan reaksi berikut,



Laju reaksi diukur berdasarkan volume gas CO_2 yang dihasilkan pada setiap selang waktu tertentu dan diperoleh data sebagai berikut:

Menit ke-	0	1	2	3	4	5
Volume CO_2	0	25	35	40	45	48

Tentukan laju reaksi pada selang waktu 2 menit pertama, 2 menit terakhir, dan laju reaksi rata-rata volume gas CO_2 yang dihasilkan.

- 1) Selang 2 menit pertama, berarti dari menit ke-0 sampai menit ke-2, volume gas CO_2 bertambah sebanyak $35 - 0 = 35 \text{ mL}$. Laju reaksi dihitung sebagai:

$$r_{\text{CO}_2} = \frac{\Delta \text{Volume}}{\Delta \text{Waktu}} = \frac{35 \text{ mL}}{2 \text{ menit}} = 17,5 \text{ mL/menit}$$

- 2) Selang 2 menit pertama, berarti dari menit ke-3 sampai menit ke-5, volume gas CO_2 bertambah sebanyak $48 - 40 = 8 \text{ mL}$. Laju reaksi dihitung sebagai:

$$r_{\text{CO}_2} = \frac{\Delta \text{Volume}}{\Delta \text{Waktu}} = \frac{8 \text{ mL}}{2 \text{ menit}} = 4 \text{ mL/menit}$$

- 3) Laju rata-rata pertambahan volume gas CO_2 dihitung sebagai:

$$r_{\text{CO}_2} = \frac{\Delta \text{Volume}}{\Delta \text{Waktu}} = \frac{48 \text{ mL}}{2 \text{ menit}} = 9,6 \text{ mL/menit}$$

Contoh soal 2 laju reaksi

Ke dalam ruangan yang volumenya 3 liter direaksikan 0,12 mol gas N₂ dan 0,18 mol gas H₂ menurut persamaan reaksi berikut:



Setelah reaksi berlangsung selama 4 detik, ternyata masih tersisa 0,10 mol gas N₂. Tentukan laju reaksi sesaat berdasarkan:

- Gas nitrogen yang bereaksi (r_{N_2}).
- Gas hidrogen yang bereaksi (r_{H_2}).
- Gas NH₃ yang terbentuk (r_{NH_3}).

Jawab:

Reaksi:	N ₂	+	3H ₂	→	2NH ₃
Awal:	0.12 mol		0.18 mol		
4 detik:	0.10 mol				
Yang bereaksi:	0.02 mol				

Berdasarkan persamaan reaksi, setelah 4 detik, N₂ yang tersisa 0.10 mol. Jadi N₂ yang bereaksi sebanyak 0.02 mol.

Menurut koefisien persamaan reaksi, setiap 1 mol N₂, akan bereaksi dengan 3 mol H₂, sehingga untuk setiap 0.02 mol N₂, jumlah H₂ yang bereaksi adalah (3 x 0.02 mol) = 0.06 mol, dan dihasilkan NH₃ 0.04 mol. Sehingga:

1) Laju reaksi gas N₂:

$$r_{\text{N}_2} = \frac{\text{mol yang bereaksi}}{\text{Waktu}} = \frac{0.02 \text{ mol}}{4 \text{ detik}} = 0.005 \text{ mol/L}$$

2) Laju reaksi gas H₂:

$$r_{\text{H}_2} = \frac{\text{mol yang bereaksi}}{\text{Waktu}} = \frac{0.06 \text{ mol}}{4 \text{ detik}} = 0.015 \text{ mol/L}$$

3) Laju reaksi gas NH₃:

$$r_{\text{NH}_3} = \frac{\text{mol yang bereaksi}}{\text{Waktu}} = \frac{0.04 \text{ mol}}{4 \text{ detik}} = 0.01 \text{ mol/L}$$



2. Hukum Laju Reaksi

Hukum laju reaksi menjelaskan hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi pereaksi. Pemahaman hukum ini sangat penting untuk menentukan bagaimana perubahan konsentrasi pereaksi memengaruhi kecepatan reaksi secara kuantitatif. Dalam berbagai bidang, hukum laju reaksi menjadi dasar untuk memahami mekanisme reaksi, mengoptimalkan reaksi, dan merancang eksperimen.

Hukum laju reaksi dapat dinyatakan dengan persamaan berikut untuk suatu reaksi kimia:



Laju reaksinya dinyatakan sebagai:

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

Keterangan:

- ▷ **r** = Laju reaksi ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$ atau $\text{mol/L} \cdot \text{s}$)
- ▷ **k** = Tetapan laju reaksi, yang nilainya bergantung pada suhu dan sifat reaksi
- ▷ **[A] dan [B]** = Konsentrasi awal pereaksi ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ atau mol/L)
- ▷ **m dan n** = Orde reaksi terhadap pereaksi X dan Y (ditentukan melalui eksperimen)

Order Reaksi

Orde reaksi menggambarkan sejauh mana perubahan konsentrasi pereaksi memengaruhi laju reaksi. Nilai **m** dan **n** pada persamaan hukum laju reaksi tidak selalu sama dengan koefisien reaksi dalam persamaan kimia. Nilai ini harus ditentukan melalui eksperimen.

Orde total suatu reaksi adalah penjumlahan dari semua orde pereaksi, yaitu:

$$\text{Orde total} = m + n$$

A. Jenis-Jenis Orde Reaksi

1) Reaksi Orde Nol

Pada reaksi orde nol, laju reaksi tidak bergantung pada konsentrasi pereaksi. Hal ini berarti perubahan jumlah pereaksi tidak memengaruhi kecepatan reaksi.

- ▷ **Persamaan:** $r = k$
- ▷ **Contoh:** Dekomposisi gas amonia (NH_3) pada permukaan katalis:

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

2) Reaksi Orde Satu

Pada reaksi orde satu, laju reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi salah satu pereaksi. Jika konsentrasi pereaksi digandakan, laju reaksi juga meningkat dua kali lipat.

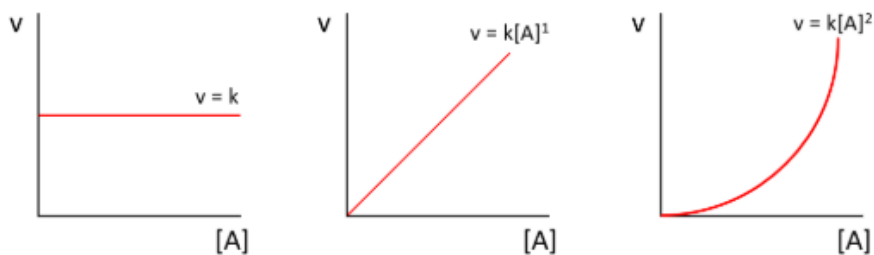
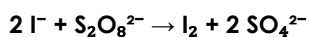
- ▷ **Persamaan:** $r = k[X]$
- ▷ **Contoh:** Dekomposisi radioaktif karbon-14 ($^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + e^-$).

3) Reaksi Orde Dua

Pada reaksi orde dua, laju reaksi sebanding dengan kuadrat konsentrasi satu pereaksi, atau dengan hasil kali konsentrasi dua pereaksi berbeda.

- ▷ **Persamaan (jika satu pereaksi dominan):** $r = k[X]^2$
- ▷ **Persamaan (jika dua pereaksi berkontribusi):** $r = k[X][Y]$

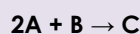
► **Contoh:** Reaksi antara ion iodida (I^-) dan ion peroksidisulfat ($S_2O_8^{2-}$):



Grafik orde nol, satu, dan dua (kiri-kanan). – sinotif.com

Contoh soal laju dan orde reaksi

Diberikan reaksi berikut



Percobaan dilakukan untuk menentukan laju reaksi, dan data diperoleh sebagai berikut:

Percobaan	[A] (M)	[B] (M)	Laju Reaksi (M/s)
1	0.1	0.2	0.005
2	0.2	0.2	0.020
3	0.1	0.4	0.005

Tentukan orde reaksi terhadap zat A, zat B, tulis persamaan laju reaksi dan ketetapanannya

- 1) Jika ingin mencari orde terhadap A, maka cari percobaan yang konsentrasi B tetap. Berdasarkan tabel, konsentrasi B yang tetap adalah percobaan 1 dan 2, oleh sebab itu data itu yang akan digunakan untuk perhitungan.

$$\frac{r_2}{r_1} = \left(\frac{[A]_2}{[A]_1} \right)^m = \frac{0.020}{0.005} = \left(\frac{0.20}{0.10} \right)^m$$

$$4 = 2^m \rightarrow m = 2.$$

- 2) Jika ingin mencari orde terhadap B, maka cari percobaan yang konsentrasi A tetap. Berdasarkan tabel, konsentrasi A yang tetap adalah percobaan 1 dan 3, oleh sebab itu data itu yang akan digunakan untuk perhitungan.

$$\frac{r_2}{r_1} = \left(\frac{[B]_2}{[B]_1} \right)^n = \frac{0.005}{0.005} = \left(\frac{0.40}{0.20} \right)^n$$

$$1 = 2^n \rightarrow n = 0. \text{ (Kenapa nol? Karena bilangan berapapun yang dipangkatkan nol hasilnya adalah 1, kecuali nol)}$$

- 3) Persamaan laju reaksi:

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

$$r = K [A]^2 [B]^0$$

$$r = K [A]^2$$

$$\text{Order total reaksi} = m + n = 2 + 0 = 2$$

- 4) Menghitung ketetapan laju reaksi (k), gunakan data percobaan yang mana saja (contoh menggunakan percobaan 1)

$$r = K [A]^2$$

$$0.005 = K (0.1)^2$$

$$0.005 = k(0.01)$$

$$K = 0.5 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$



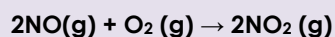
Tahukah kamu?

- Fenomena ini disebut **sonokimia**, di mana gelombang ultrasonik digunakan untuk mempercepat reaksi. Contohnya adalah penggunaan ultrasonik dalam pembersihan perhiasan, di mana suara frekuensi tinggi menciptakan gelembung kecil yang runtuh dengan cepat (kavitasi), menghasilkan suhu dan tekanan tinggi secara lokal
- Proses ini mempercepat reaksi kimia yang membantu menghilangkan kotoran pada permukaan perhiasan.



Contoh soal laju dan orde reaksi

Diberikan reaksi berikut



Percobaan dilakukan untuk menentukan laju reaksi, dan data diperoleh sebagai berikut:

Percobaan	[NO] (M)	[O ₂] (M)	Laju Reaksi (M/s)
1	0.1	0.1	5×10^{-3}
2	0.2	0.1	2×10^{-2}
3	0.1	0.2	1×10^{-2}
4	0.2	0.2	4×10^{-2}
5	0.3	0.2	9×10^{-2}

Tentukan orde reaksi terhadap NO, zat O₂, tulis persamaan laju reaksi, dan hitung ketetapanya!

- 1) Jika ingin mencari orde terhadap NO, maka cari percobaan yang konsentrasi O₂ tetap. Berdasarkan tabel, konsentrasi O₂ yang tetap adalah percobaan 1 dan 2, oleh sebab itu data itu yang akan digunakan untuk perhitungan.

$$\frac{r_2}{r_1} = \left(\frac{[\text{NO}]_2}{[\text{NO}]_1} \right)^m$$

$$(2 \times 10^{-2} : 5 \times 10^{-3}) = (0.2 : 0.1)^m$$

$$4 = 2^m \mid m = 2$$

- 2) Jika ingin mencari orde terhadap O₂, maka cari percobaan yang konsentrasi NO tetap. Berdasarkan tabel, konsentrasi NO yang tetap adalah percobaan 1 dan 3, oleh sebab itu data itu yang akan digunakan untuk perhitungan.

$$\frac{r_2}{r_1} = \left(\frac{[\text{O}_2]_3}{[\text{O}_2]_1} \right)^n$$

$$(1 \times 10^{-2} : 5 \times 10^{-3}) = (0.2 : 0.1)^n$$

$$2 = 2^n \mid n = 1$$

3) Persamaan laju reaksi:

$$r = K [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

$$\text{Order total reaksi} = m + n = 2 + 1 = 3$$

4) Menghitung ketetapan laju reaksi (k), gunakan data percobaan yang mana saja (contoh menggunakan percobaan 1)

$$r = K [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

$$5 \times 10^{-3} = K (0.1)^2 (0.1)$$

$$K = 0.5 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$$



3. Faktor-Faktor yang Berpengaruh terhadap Laju Reaksi

Laju reaksi kimia tidak hanya bergantung pada jenis pereaksi, tetapi juga dipengaruhi oleh berbagai faktor eksternal yang dapat mempercepat atau memperlambat jalannya reaksi. Memahami faktor-faktor ini sangat penting, terutama dalam aplikasi praktis seperti industri, farmasi, dan pengelolaan lingkungan.

Sebagai contoh dalam kehidupan sehari-hari, proses memasak seperti perebusan telur bergantung pada suhu. Dengan meningkatkan suhu air, waktu yang dibutuhkan untuk memasak telur menjadi lebih singkat karena reaksi kimia di dalam telur berlangsung lebih cepat. Sebaliknya, dalam industri makanan, faktor-faktor seperti suhu dan kehadiran bahan tambahan sering kali dikontrol untuk memperlambat pembusukan atau reaksi kimia yang tidak diinginkan.

Dalam skala industri, pengontrolan faktor-faktor ini memungkinkan proses kimia berjalan lebih efisien, baik dalam hal kecepatan reaksi maupun konsumsi energi. Oleh karena itu, memahami faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi bukan hanya soal teori, tetapi juga berkaitan dengan manfaat ekonomi dan keberlanjutan.

Sub-bab ini akan membahas faktor-faktor utama yang memengaruhi laju reaksi, seperti suhu, konsentrasi, katalis, luas permukaan, serta teori tumbukan yang mendasari pengaruh-pengaruh tersebut.

Suhu dan Laju Reaksi



Suhu merupakan salah satu faktor utama yang memengaruhi laju reaksi kimia. Dalam kebanyakan reaksi, peningkatan suhu menyebabkan laju reaksi menjadi lebih cepat, sedangkan penurunan suhu memperlambat laju reaksi. Hal ini berkaitan dengan energi kinetik molekul-molekul pereaksi yang berubah sesuai dengan suhu.

A. Pengaruh Suhu pada Molekul Pereaksi

Ketika suhu dinaikkan, molekul-molekul pereaksi memperoleh lebih banyak energi kinetik, yang menyebabkan:

- ▷ **Gerakan Molekul Lebih Cepat:** Molekul bergerak lebih cepat pada suhu tinggi, sehingga terjadi lebih banyak tumbukan antar molekul dalam waktu tertentu.

- ▷ **Efektivitas Tumbukan Lebih Tinggi:** Pada suhu tinggi, tumbukan antar molekul lebih mungkin menghasilkan reaksi karena energi molekul cukup untuk melampaui energi minimum yang dibutuhkan untuk terjadinya reaksi (energi aktivasi).

Sebaliknya, pada suhu rendah:

- ▷ Molekul bergerak lebih lambat.
- ▷ Frekuensi tumbukan antar molekul berkurang.
- ▷ Energi tumbukan lebih kecil, sehingga reaksi berjalan lebih lambat.

B. Aplikasi Pengaruh Suhu pada Laju Reaksi

▷ Memasak Makanan:

Ketika suhu air mendidih dinaikkan, waktu memasak bahan makanan seperti telur atau daging menjadi lebih singkat karena reaksi kimia dalam bahan makanan berlangsung lebih cepat.

▷ Pengawetan Makanan:

Suhu rendah digunakan untuk memperlambat pembusukan makanan. Pendinginan di lemari es mengurangi laju reaksi kimia yang menyebabkan kerusakan makanan, sehingga masa simpannya menjadi lebih lama.

▷ Industri Kimia:

Dalam industri, suhu sering dikontrol untuk mengoptimalkan kecepatan reaksi kimia. Misalnya, suhu tinggi digunakan pada reaksi pembuatan pupuk amonia untuk meningkatkan efisiensi produksi.

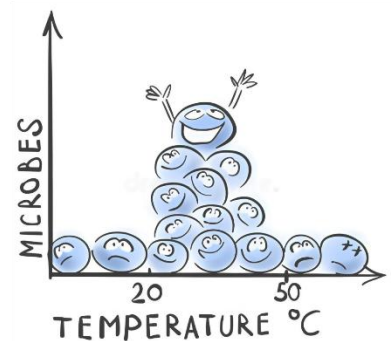
▷ Proses Pembakaran:

Suhu tinggi pada pembakaran bahan bakar memungkinkan reaksi berlangsung lebih cepat, menghasilkan energi yang lebih besar dalam waktu singkat.



Tahukah kamu?

- ▷ Mikroorganisme seperti ragi dan bakteri asam laktat bekerja paling efektif dalam rentang suhu tertentu.
- ▷ Jika suhu di bawah **20°C**, aktivitas mikroorganisme melambat, membuat fermentasi lebih lama atau bahkan terhenti sementara.
- ▷ Jika suhu di atas **50°C**, enzim mikroorganisme rusak, menghentikan fermentasi dan menyebabkan ragi atau bakteri mati.



Hubungan Energi Aktivasi, Suhu, dan Laju Reaksi

Energi aktivasi adalah energi minimum yang diperlukan oleh molekul pereaksi untuk memulai reaksi kimia. Tanpa energi ini, tumbukan antar molekul pereaksi tidak akan cukup kuat untuk memutuskan ikatan lama atau membentuk ikatan baru. Dengan kata lain:

- ▷ Semakin tinggi energi aktivasi, semakin sulit molekul untuk bereaksi, sehingga laju reaksi lebih lambat.
- ▷ Sebaliknya, energi aktivasi yang rendah memungkinkan lebih banyak molekul untuk bereaksi, sehingga laju reaksi meningkat.

Suhu berkaitan langsung dengan energi kinetik molekul-molekul pereaksi:

- ▷ Ketika suhu dinaikkan, molekul-molekul bergerak lebih cepat, sehingga energi kinetiknya meningkat.
- ▷ Peningkatan energi kinetik berarti lebih banyak molekul yang memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi.
- ▷ Akibatnya, kenaikan suhu secara langsung meningkatkan laju reaksi.

Peningkatan suhu tidak hanya meningkatkan energi kinetik rata-rata molekul, tetapi juga secara eksponensial meningkatkan jumlah molekul yang dapat melampaui energi aktivasi. Hal ini menyebabkan kenaikan signifikan pada laju reaksi.

Konsentrasi dan Laju Reaksi

Konsentrasi pereaksi adalah salah satu faktor utama yang memengaruhi laju reaksi kimia. Secara umum, semakin tinggi konsentrasi pereaksi, semakin cepat laju reaksi berlangsung. Hal ini disebabkan oleh peningkatan jumlah molekul pereaksi dalam suatu volume tertentu, yang menghasilkan lebih banyak tumbukan antar molekul.

A. Hubungan Antara Konsentrasi dan Laju Reaksi

1) Peningkatan Frekuensi Tumbukan:

Ketika konsentrasi pereaksi meningkat, jumlah molekul per satuan volume juga meningkat. Akibatnya:

- ▷ Frekuensi tumbukan antar molekul pereaksi menjadi lebih tinggi.
- ▷ Lebih banyak tumbukan efektif terjadi, sehingga laju reaksi meningkat.

2) Hukum Laju Reaksi dan Konsentrasi:

Hukum laju reaksi menyatakan bahwa laju reaksi (r) sebanding dengan konsentrasi pereaksi yang dipangkatkan sesuai dengan orde reaksi:

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

- ▷ **[A]** dan **[B]** adalah konsentrasi pereaksi.
- ▷ **m** dan **n** adalah orde reaksi terhadap pereaksi tersebut.
- ▷ Jika orde reaksi terhadap suatu pereaksi lebih besar, maka perubahan konsentrasi pereaksi tersebut akan memberikan dampak lebih signifikan terhadap laju reaksi.

Katalis dan Laju Reaksi

Katalis adalah zat yang dapat meningkatkan laju reaksi kimia tanpa ikut habis atau berubah secara permanen dalam reaksi tersebut. Penggunaan katalis memungkinkan reaksi kimia berlangsung lebih cepat dengan menurunkan energi aktivasi, yaitu energi minimum yang diperlukan untuk memulai reaksi.

A. Cara Kerja Katalis

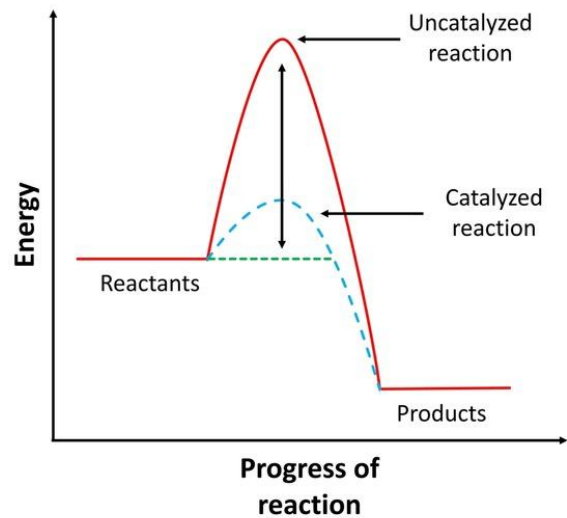
Katalis mempercepat reaksi dengan menyediakan jalur alternatif bagi molekul pereaksi, di mana jalur ini memiliki energi aktivasi yang lebih rendah dibandingkan jalur reaksi tanpa katalis. Berikut adalah mekanisme dasar kerja katalis:

▷ Menurunkan Energi Aktivasi:

Dengan menurunkan energi aktivasi, lebih banyak molekul pereaksi memiliki energi yang cukup untuk melampaui penghalang energi, sehingga reaksi berlangsung lebih cepat.

▷ Meningkatkan Efektivitas Tumbukan:

Katalis dapat meningkatkan kemungkinan tumbukan yang efektif antara molekul pereaksi dengan membentuk kompleks sementara yang mempermudah reaksi.



Grafik pengaruh katalis terhadap laju reaksi –
[shutterstock.com/2382635765](https://www.shutterstock.com/2382635765)

B. Jenis-Jenis Katalis

▷ Katalis Homogen:

Katalis yang berada dalam fase yang sama dengan pereaksi (biasanya cairan atau gas).

Contoh: Ion H^+ dalam reaksi esterifikasi antara asam karboksilat dan alkohol.

▷ Katalis Heterogen:

Katalis yang berada dalam fase berbeda dari pereaksi (biasanya padatan dalam reaksi cair atau gas).

Contoh: Logam platina (Pt) dalam reaksi hidrogenasi minyak nabati.

▷ Katalis Enzimatik:

Katalis biologis yang berupa protein (enzim), yang mempercepat reaksi biokimia dalam organisme hidup.

Contoh: Enzim amilase yang memecah molekul pati menjadi glukosa.

C. Contoh Pengaruh Katalis pada Laju Reaksi

▷ Reaksi Hidrogenasi:

Dalam industri makanan, katalis logam seperti nikel digunakan untuk menghidrogenasi minyak nabati menjadi lemak padat. Tanpa katalis, reaksi ini akan berlangsung sangat lambat.

▷ Proses Haber-Bosch:

Dalam pembuatan amonia (NH_3) dari nitrogen (N_2) dan hidrogen (H_2), katalis berbasis besi digunakan untuk meningkatkan laju reaksi pada suhu dan tekanan tinggi.

▷ Reaksi Biokimia:

Dalam tubuh manusia, enzim bertindak sebagai katalis untuk mempercepat reaksi metabolisme. Misalnya, enzim katalase mempercepat dekomposisi hidrogen peroksida (H_2O_2) menjadi air (H_2O) dan oksigen (O_2).

D. Keuntungan Penggunaan Katalis

▷ **Efisiensi Energi:**

Katalis memungkinkan reaksi berlangsung pada suhu dan tekanan yang lebih rendah, sehingga menghemat energi.

▷ **Peningkatan Kecepatan Reaksi:**

Reaksi yang membutuhkan waktu lama dapat diselesaikan dalam waktu singkat dengan bantuan katalis.

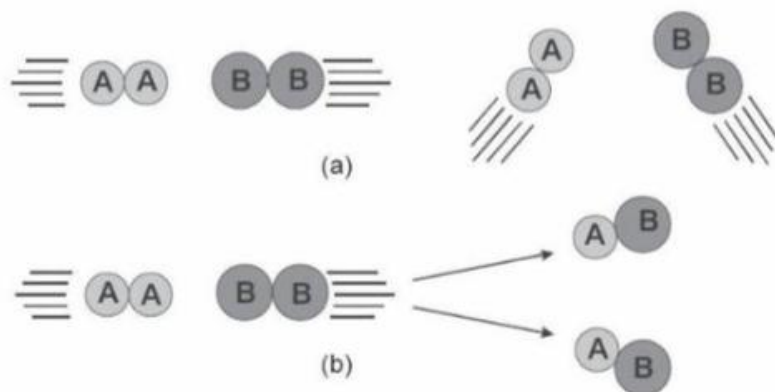
▷ **Selektivitas:**

Katalis tertentu dapat digunakan untuk memastikan produk yang dihasilkan adalah produk yang diinginkan, mengurangi limbah atau produk sampingan yang tidak diinginkan.

Peran Teori Tumbukan dalam Menentukan Faktor-Faktor Laju Reaksi

Teori tumbukan menjelaskan bagaimana dan mengapa reaksi kimia terjadi pada tingkat molekuler. Menurut teori ini, suatu reaksi kimia hanya dapat terjadi jika molekul-molekul pereaksi bertumbukan dengan cara yang benar dan memiliki energi yang cukup. Tidak semua tumbukan antar molekul akan menghasilkan reaksi karena beberapa syarat harus dipenuhi.

Faktor-faktor seperti suhu, konsentrasi, luas permukaan, dan keberadaan katalis dapat memengaruhi jumlah dan efektivitas tumbukan antar molekul, yang pada akhirnya menentukan laju reaksi.



Ilustrasi teori tumbukan efektif (a) dan tidak efektif (b) – kumparan.com

A. Luas Permukaan Sentuhan dan Teori Tumbukan

Luas permukaan sentuhan adalah salah satu faktor yang memengaruhi laju reaksi, terutama pada reaksi yang melibatkan zat padat. Menurut teori tumbukan, semakin besar luas permukaan suatu zat, semakin banyak molekul yang tersedia untuk bertumbukan dengan molekul pereaksi lainnya, sehingga meningkatkan frekuensi tumbukan dan mempercepat reaksi. Dalam kehidupan sehari-hari, prinsip ini dapat diamati pada berbagai fenomena, seperti larutnya gula lebih cepat ketika dalam bentuk serbuk dibandingkan dalam bentuk kubus atau kayu yang terbakar lebih cepat saat dipotong kecil-kecil dibandingkan dalam bentuk balok besar.

Pada reaksi antara zat padat dan zat cair atau gas, reaksi hanya terjadi di permukaan zat padat yang bersentuhan langsung dengan zat pereaksi lainnya. Oleh karena itu:

- ▷ Jika luas permukaan zat padat diperbesar (misalnya dengan dihancurkan menjadi serbuk atau dipotong kecil-kecil), maka lebih banyak molekul pereaksi yang dapat bertumbukan dengan molekul zat padat tersebut.
- ▷ Sebaliknya, jika luas permukaan lebih kecil (misalnya dalam bentuk bongkahan besar), maka hanya sedikit bagian yang bersentuhan dengan pereaksi, sehingga laju reaksi lebih lambat.

Dalam konteks teori tumbukan, peningkatan luas permukaan berarti lebih banyak molekul berada di posisi yang memungkinkan tumbukan, sehingga meningkatkan peluang tumbukan yang efektif. Contoh penerapan luas permukaan sentuhan dalam laju reaksi adalah sebagai berikut:

▷ **Reaksi Logam dengan Asam**

Serbuk logam magnesium (Mg) bereaksi lebih cepat dengan asam klorida (**HCl**) dibandingkan dengan batang logam magnesium karena luas permukaan sentuhan yang lebih besar.



Reaksi besi dengan asam dengan luas permukaan berbeda – openstax.org

▷ **Pembakaran Kayu atau Bahan Bakar**

Serbuk kayu atau serbuk batu bara terbakar lebih cepat daripada kayu dalam bentuk balok karena memiliki lebih banyak area kontak dengan udara (oksigen).

▷ **Pelarutan Gula dalam Air**

Gula pasir larut lebih cepat dalam air dibandingkan dengan gula batu karena luas permukaan butiran gula pasir lebih besar dibandingkan dengan gula berbentuk bongkahan besar.

▷ **Reaksi dalam Obat-obatan**

Obat dalam bentuk tablet memerlukan waktu lebih lama untuk larut dalam tubuh dibandingkan dengan obat dalam bentuk serbuk, karena serbuk memiliki luas permukaan lebih besar sehingga lebih cepat larut dan bereaksi dalam tubuh.

B. Konsentrasi Awal Pereaksi dan Teori Tumbukan

Menurut teori tumbukan, agar suatu reaksi dapat terjadi, molekul pereaksi harus bertumbukan dengan:

- ▷ **Frekuensi yang cukup tinggi:** Semakin banyak molekul dalam suatu volume, semakin sering tumbukan terjadi.
- ▷ **Energi yang cukup:** Molekul-molekul yang bertumbukan harus memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi.
- ▷ **Orientasi yang tepat:** Molekul harus bertumbukan dalam posisi yang memungkinkan pembentukan produk reaksi.

Peningkatan konsentrasi awal pereaksi menyebabkan peningkatan jumlah molekul dalam larutan, sehingga meningkatkan kemungkinan tumbukan yang efektif. Hal ini menyebabkan laju reaksi meningkat.

C. Suhu dan Teori Tumbukan

Suhu adalah salah satu faktor utama yang memengaruhi laju reaksi kimia. Menurut teori tumbukan, peningkatan suhu menyebabkan molekul-molekul pereaksi bergerak lebih cepat dan bertumbukan lebih sering serta dengan energi yang lebih besar. Akibatnya, kemungkinan terjadinya tumbukan yang efektif meningkat, sehingga reaksi berlangsung lebih cepat. Menurut teori tumbukan, agar suatu reaksi kimia terjadi, molekul pereaksi harus:

- ▷ Mengalami tumbukan yang cukup sering.
- ▷ Memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi.
- ▷ Bertumbukan dengan orientasi yang tepat.

Ketika suhu meningkat:

- ▷ Molekul-molekul memperoleh lebih banyak energi kinetik, sehingga mereka bergerak lebih cepat dan terjadi lebih banyak tumbukan per detik.
- ▷ Lebih banyak molekul memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi, sehingga lebih banyak tumbukan yang menghasilkan reaksi.

Sebaliknya, ketika suhu menurun:

- ▷ Molekul bergerak lebih lambat, menyebabkan lebih sedikit tumbukan per detik.
- ▷ Sebagian besar molekul tidak memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi, sehingga laju reaksi menurun.

Pengaruh Suhu terhadap Laju Reaksi

1) Frekuensi Tumbukan Meningkat

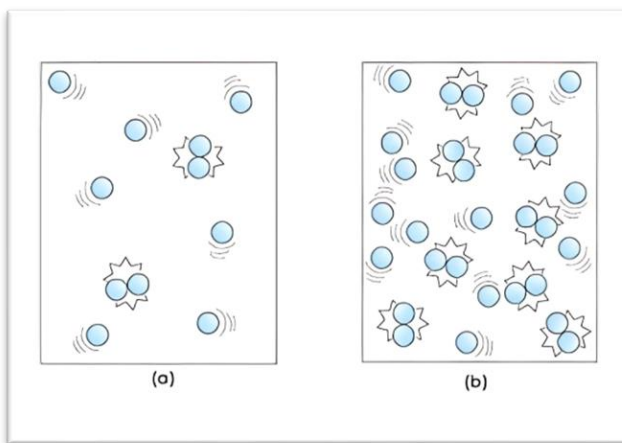
- ▷ Peningkatan suhu menyebabkan molekul bergerak lebih cepat, yang meningkatkan jumlah tumbukan antar molekul pereaksi dalam satuan waktu.
- ▷ Semakin tinggi suhu, semakin sering tumbukan terjadi, meningkatkan peluang terjadinya reaksi.

2) Energi Molekul Bertambah

- ▷ Pada suhu tinggi, lebih banyak molekul memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi.
- ▷ Ini meningkatkan jumlah tumbukan yang menghasilkan reaksi, bukan hanya sekadar tumbukan elastis yang tidak efektif.

3) Efektivitas Tumbukan Lebih Besar

- ▷ Pada suhu tinggi, molekul tidak hanya bertumbukan lebih sering tetapi juga dengan energi lebih besar, sehingga peluang terbentuknya produk meningkat.



Ilustrasi partikel pereaksi bertumbuk pada suhu rendah (kiri) dan suhu tinggi (kanan) – wardayacollegecom

D. Peran Katalis dan Teori Tumbukan

Dalam reaksi kimia, laju reaksi ditentukan oleh seberapa sering dan seberapa efektif molekul-molekul pereaksi bertumbukan satu sama lain. Namun, tidak semua tumbukan menghasilkan reaksi, karena molekul harus memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi dan orientasi yang tepat. Salah satu cara untuk meningkatkan laju reaksi tanpa meningkatkan suhu atau konsentrasi adalah dengan menggunakan katalis.

Katalis adalah zat yang dapat mempercepat laju reaksi dengan menurunkan energi aktivasi, sehingga lebih banyak molekul pereaksi memiliki energi yang cukup untuk melakukan tumbukan efektif. Dalam teori tumbukan, katalis memungkinkan lebih banyak tumbukan menghasilkan reaksi dengan menyediakan jalur reaksi alternatif yang memiliki energi aktivasi lebih rendah.

Menurut teori tumbukan, katalis memengaruhi laju reaksi dengan cara berikut:

1) Menurunkan Energi Aktivasi (E_a)

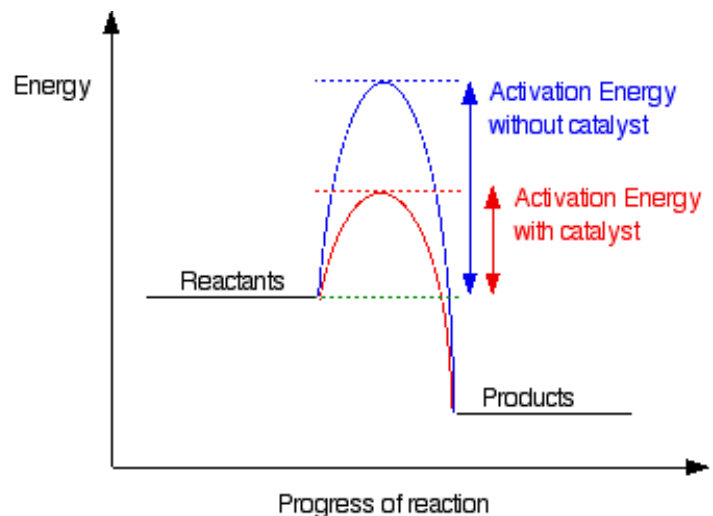
- ▷ Dalam reaksi tanpa katalis, hanya sebagian kecil molekul yang memiliki energi yang cukup untuk melampaui energi aktivasi.
- ▷ Dengan adanya katalis, energi aktivasi diturunkan, sehingga lebih banyak molekul memiliki energi yang cukup untuk bereaksi.
- ▷ Akibatnya, jumlah tumbukan yang efektif meningkat dan reaksi berlangsung lebih cepat.

2) Meningkatkan Jumlah Tumbukan Efektif

- ▷ Meskipun jumlah tumbukan total tetap sama, katalis meningkatkan kemungkinan setiap tumbukan menghasilkan reaksi.
- ▷ Hal ini karena molekul lebih mudah melampaui energi aktivasi dalam jalur reaksi yang difasilitasi oleh katalis.

3) Mengarahkan Orientasi Molekul

Beberapa katalis bekerja dengan menstabilkan pereaksi dalam orientasi yang lebih menguntungkan, sehingga peluang terbentuknya produk lebih tinggi.



Grafik pengaruh katalis – chemguide.co.uk

E. Mengendalikan Laju Reaksi untuk Mencegah Kerusakan Bahan Pangan

Kerusakan bahan pangan merupakan masalah utama dalam industri makanan dan rumah tangga. Proses pembusukan atau degradasi makanan terjadi karena adanya reaksi kimia, biokimia, dan mikrobiologi yang dapat menyebabkan perubahan warna, rasa, tekstur, dan kandungan gizi. Untuk memperpanjang masa simpan makanan, laju reaksi yang menyebabkan kerusakan bahan pangan harus dikendalikan. Hal ini dapat dilakukan dengan mengurangi faktor-faktor yang mempercepat laju reaksi, seperti suhu tinggi, kadar oksigen, kelembaban, dan keberadaan mikroorganisme.

Menurut teori tumbukan, semakin sering dan semakin efektif tumbukan antar molekul terjadi, semakin cepat laju reaksi berlangsung. Oleh karena itu, metode pengendalian laju reaksi dalam bahan pangan bertujuan untuk mengurangi frekuensi tumbukan efektif antara molekul yang dapat menyebabkan kerusakan makanan. Berikut faktor-faktor yang memengaruhi kerusakan bahan pangan dan cara pengendaliannya:

1) Suhu

▷ Dampak terhadap laju reaksi:

- Suhu tinggi mempercepat laju reaksi kimia dan biokimia yang menyebabkan makanan cepat basi atau berjamur.
- Suhu rendah memperlambat reaksi, menghambat aktivitas enzim dan pertumbuhan mikroorganisme.

▷ Metode pengendalian:

- **Penyimpanan dalam lemari es (0 - 4°C)** untuk memperlambat pertumbuhan bakteri dan jamur.
- **Penyimpanan dalam freezer (-18°C ke bawah)** untuk menghentikan hampir seluruh aktivitas enzim dan mikroorganisme, sehingga makanan lebih tahan lama.
- **Pasteurisasi** (pemanasan pada suhu tertentu) digunakan dalam industri susu dan jus untuk membunuh bakteri tanpa merusak nutrisi makanan.

2) Konsentrasi Oksigen

▷ Dampak terhadap laju reaksi:

- Oksigen mempercepat **reaksi oksidasi**, seperti ketengikan pada minyak dan perubahan warna buah dan sayuran.
- Oksigen juga mendukung pertumbuhan mikroorganisme aerob yang menyebabkan pembusukan makanan.

▷ Metode pengendalian:

- **Pengemasan vakum** untuk menghilangkan oksigen dari kemasan makanan dan memperlambat reaksi oksidasi.
- **Penggunaan gas inert seperti nitrogen (N₂)** dalam kemasan makanan ringan untuk menggantikan oksigen dan mencegah ketengikan.
- **Lapisan pelindung alami** seperti lilin pada buah-buahan untuk mengurangi paparan oksigen.

3) Kelembaban

▷ Dampak terhadap laju reaksi:

- Air mendukung aktivitas mikroorganisme dan mempercepat pertumbuhan jamur dan bakteri.
- Kelembaban tinggi juga mempercepat reaksi hidrolisis yang menyebabkan makanan menjadi lembek atau basi.

▷ Metode pengendalian:

- Pengeringan atau dehidrasi (seperti pada buah kering dan ikan asin) untuk mengurangi kadar air dalam bahan pangan.
- Penggunaan silica gel atau bahan penyerap kelembaban dalam kemasan untuk menjaga kadar air tetap rendah.
- Penyimpanan dalam wadah kedap udara untuk menghindari penyerapan kelembaban dari lingkungan.

4) Keberadaan Enzim

▷ Dampak terhadap laju reaksi:

Enzim alami dalam bahan pangan dapat mempercepat proses pematangan dan pembusukan, seperti pematangan pisang atau perubahan warna apel setelah dipotong.

▷ Metode pengendalian:

- **Blansir (blanching)**, yaitu pemanasan cepat pada suhu tinggi sebelum pendinginan untuk menonaktifkan enzim dalam sayuran sebelum dibekukan.
- **Menambahkan zat antioksidan** seperti asam askorbat (vitamin C) pada buah yang dipotong untuk mencegah perubahan warna akibat reaksi enzimatik.
- **Penyimpanan dalam suhu rendah** untuk memperlambat aktivitas enzim.

5) Keberadaan Mikroorganisme

▷ Dampak terhadap laju reaksi:

Mikroorganisme seperti bakteri dan jamur menghasilkan enzim yang dapat memecah senyawa dalam makanan, menyebabkan pembusukan dan perubahan tekstur.

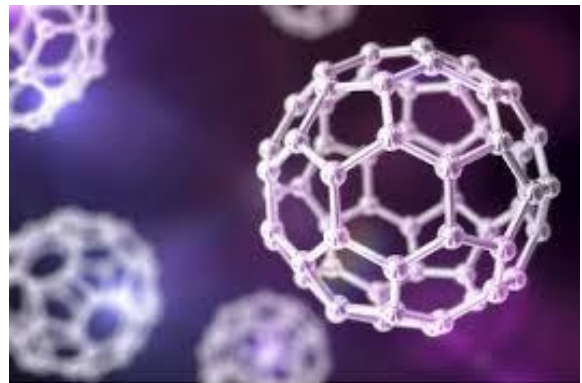
▷ Metode pengendalian:

- **Sterilisasi dan pasteurisasi** untuk membunuh mikroorganisme penyebab pembusukan.
- **Pengawetan dengan bahan kimia** seperti garam, gula, dan cuka yang menghambat pertumbuhan mikroorganisme.
- **Penyimpanan makanan dalam lingkungan asam (pH rendah)** seperti pada fermentasi kimchi dan acar untuk menghambat pertumbuhan bakteri patogen.

F. Partikel Nano dan Laju Reaksi

Partikel nano memiliki ukuran yang sangat kecil, biasanya berkisar antara 1 hingga 100 nanometer, yang memberikan luas permukaan yang jauh lebih besar dibandingkan dengan partikel berukuran makroskopis. Dalam teori tumbukan, semakin besar luas permukaan suatu zat, semakin banyak molekul pereaksi yang dapat bertumbukan secara efektif, sehingga meningkatkan laju reaksi. Selain itu, partikel nano sering digunakan sebagai katalis nano, yang menurunkan energi aktivasi dan mempercepat reaksi tanpa meningkatkan suhu atau tekanan secara signifikan. Hal ini menjadikan partikel nano sangat berguna dalam berbagai aplikasi, seperti industri kimia, energi, farmasi, dan pengolahan makanan.

Penggunaan partikel nano dalam industri memungkinkan reaksi berlangsung lebih cepat dan lebih efisien dengan konsumsi energi yang lebih rendah. Contohnya, nanopartikel platina (Pt) dalam konverter katalitik kendaraan membantu mempercepat reaksi oksidasi gas berbahaya, sementara nanopartikel emas (Au) digunakan dalam farmasi untuk meningkatkan efektivitas reaksi sintesis dalam produksi obat. Selain itu, dalam pengolahan limbah, nanopartikel besi (Fe) digunakan untuk mempercepat degradasi polutan dalam air. Meskipun memiliki banyak manfaat, penggunaan partikel nano juga perlu diperhatikan dari segi toksisitas dan dampak lingkungan, sehingga penelitian lebih lanjut terus dikembangkan untuk memastikan penggunaannya yang aman dan berkelanjutan.



Ilustrasi nanopartikel – shutterstock.com/389523208

Rangkuman

Laju reaksi merupakan konsep fundamental dalam kimia yang menggambarkan kecepatan berlangsungnya suatu reaksi kimia. Dalam bab ini, kita telah membahas berbagai faktor yang memengaruhi laju reaksi serta prinsip-prinsip ilmiah yang mendasarinya. **Konsep laju reaksi** dijelaskan sebagai perubahan konsentrasi pereaksi atau produk dalam suatu waktu tertentu, yang sangat dipengaruhi oleh kondisi lingkungan dan sifat pereaksi itu sendiri. Untuk memahami hubungan antara laju reaksi dan variabel yang memengaruhinya, **hukum laju reaksi** diperkenalkan melalui persamaan matematis yang melibatkan tetapan laju reaksi serta orde reaksi terhadap pereaksi yang terlibat. Orde reaksi menunjukkan sejauh mana perubahan konsentrasi pereaksi dapat mempercepat atau memperlambat laju reaksi, yang harus ditentukan melalui eksperimen.

Faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi dijelaskan berdasarkan **teori tumbukan**, yang menyatakan bahwa reaksi hanya dapat terjadi jika molekul pereaksi bertumbukan dengan energi dan orientasi yang sesuai. Faktor pertama adalah **suhu**, di mana kenaikan suhu meningkatkan energi kinetik molekul sehingga lebih banyak tumbukan efektif terjadi, mempercepat reaksi. **Konsentrasi pereaksi** juga berperan penting, karena peningkatan konsentrasi menghasilkan lebih banyak tumbukan antar molekul pereaksi dalam suatu volume tertentu. **Katalis**, sebagai faktor lain, membantu mempercepat laju reaksi dengan menurunkan energi aktivasi tanpa dikonsumsi dalam reaksi. **Luas permukaan zat padat** juga berkontribusi dalam mempercepat reaksi, karena semakin besar luas permukaan, semakin banyak molekul pereaksi yang dapat berinteraksi.

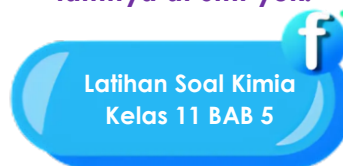
Penerapan teori tumbukan juga dibahas dalam konteks **mengendalikan laju reaksi untuk mencegah kerusakan bahan pangan**, di mana suhu rendah, pengemasan vakum, pengeringan, serta penggunaan zat pengawet digunakan untuk memperlambat reaksi yang menyebabkan pembusukan makanan. Selain itu, **partikel nano** telah terbukti mampu meningkatkan laju reaksi secara signifikan karena luas permukaan yang sangat besar dan kemampuannya sebagai katalis nano, yang banyak diterapkan dalam industri kimia, farmasi, energi, dan pengolahan makanan. Dengan pemahaman yang lebih mendalam tentang laju reaksi dan faktor-faktor yang memengaruhinya, berbagai proses kimia dalam industri dan kehidupan sehari-hari dapat dikontrol dan dioptimalkan untuk meningkatkan efisiensi, menghemat energi, dan menjaga kualitas produk yang lebih baik.

Latihan Soal

1. Larutan NaOH dengan $M_r = 40$ memiliki konsentrasi 0.5 molar, artinya ...
 - a. Dalam 1 liter larutannya mengandung 20 gram NaOH.
 - b. Dalam 1 liter pelarut mengandung 20 gram NaOH.
 - c. Dalam 1 liter air mengandung 20 gram NaOH.
 - d. Sebanyak 20 gram NaOH dilarutkan dalam 200 mL air.
 - e. Sebanyak 20 gram NaOH dilarutkan sampai 200 mL.
2. Laju reaksi suatu gas dinyatakan sebagai: $r = k [A]^2 [B]$, jika volume diperkecil menjadi 0.25 kali dari volume semula, maka laju reaksi dibandingkan laju reaksi semula menjadi ...
 - a. 2 kali
 - b. 1 kali
 - c. 4 kali
 - d. 64 kali
 - e. 32 kali
3. Laju reaksi suatu gas dinyatakan sebagai: $r = k [A] [B]$, jika volume diperkecil menjadi 0.5 kali dari volume semula, maka laju reaksi dibandingkan laju reaksi semula menjadi ...
 - a. 2 kali
 - b. 1 kali
 - c. 4 kali
 - d. 64 kali
 - e. 32 kali
4. Suatu reaksi berlangsung pada suhu 30°C. Jika setiap kenaikan suhu 5°C laju reaksinya meningkat 3 kali, maka laju reaksi pada suhu 50°C dibandingkan suhu 30°C akan meningkat ...
 - a. 9 kali
 - b. 15 kali
 - c. 27 kali
 - d. 81 kali
 - e. 242 kali
5. Pada sebuah pabrik kimia, reaksi untuk menghasilkan produk tertentu berlangsung pada suhu 30°C dengan waktu reaksi yang cukup lambat. Untuk mempercepat proses produksi, suhu reaksi ditingkatkan menjadi 50°C, dan ternyata laju reaksi meningkat secara signifikan. Hal ini terjadi karena molekul-molekul pereaksi menjadi lebih aktif dan bertumbukan lebih sering. Manakah pernyataan berikut yang tidak benar terkait hubungan antara suhu dan laju reaksi dalam kasus tersebut?

- a. Peningkatan suhu meningkatkan energi kinetik molekul pereaksi sehingga lebih banyak molekul yang memiliki energi di atas energi aktivasi.
 - b. Kenaikan suhu menyebabkan jumlah tumbukan yang efektif antara molekul pereaksi meningkat, sehingga laju reaksi bertambah.
 - c. Kenaikan suhu hanya memengaruhi kecepatan molekul, tetapi tidak memengaruhi energi aktivasi reaksi.
 - d. Hubungan antara suhu dan laju reaksi mengikuti persamaan Arrhenius, di mana k (konstanta laju reaksi) meningkat seiring kenaikan suhu.
 - e. Peningkatan suhu akan selalu menghasilkan reaksi yang lebih cepat, tanpa memperhatikan faktor lainnya seperti konsentrasi atau katalis.
6. Kenaikan suhu akan mempercepat laju reaksi, hal tersebut disebabkan karena ...
- a. Menaikkan energi pengaktifan zat yang bereaksi.
 - b. Memperbesar konsentrasi zat yang bereaksi.
 - c. Memperbesar energi kinetik molekul pereaksi,
 - d. Memperbesar tekanan ruangan terjadinya reaksi.
 - e. Memperbesar luas permukaan.
7. Sebuah reaksi berlangsung sangat lambat, tetapi Ketika ditambah serbuk Pt, reaksi menjadi lebih cepat. Hal ini menunjukkan bahwa laju reaksi dipengaruhi oleh ...
- a. Temperatur.
 - b. pH.
 - c. Katalis.
 - d. Konsentrasi.
 - e. Luas Permukaan.

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Referensi

- Chairam, S., Somsook, E., & Coll, R. K. (2009). Enhancing Students' Understanding of Chemical Kinetics through Inquiry-Based Learning. *Research in Science & Technological Education*, 27(1), 95-115.
- Chang, R. (2010). *Chemistry: Tenth Edition*. New York: McGraw-Hill.
- Dongmo, S. N., et al. (2009). Chemical Composition and Antifungal Activity of Essential Oils of *Cymbopogon citratus* and *Eucalyptus saligna* on *Phaeoramularia angolensis*. *African Journal of Biotechnology*, 8(9), 1911-1920.
- Fatah, A. H., & Anggraeni, M. E. (2020). Analisis Materi Ajar Konsep Laju Reaksi Pada Buku Teks Kimia SMA/MA. *Jurnal Ilmiah Kanderang Tingang*, 11(1), 78-91.
- Koentjaraningrat. (1997). *Metode-Metode Penelitian Masyarakat*. Jakarta: Gramedia Pustaka Utama.
- Permana, E., Sumarna, O., & Anwar, S. (2023). Penyusunan Bahan Ajar Laju Reaksi Berbasis Konteks Pembuatan Pupuk Organik Cair dari Rebung Bambu dengan Metode 4STMD. *Jurnal Riset dan Praktik Pendidikan Kimia*, 8(1), 42-45.
- Petrucchi, R. H., et al. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). London: Pearson.
- Richey, R. C., & Klein, J. D. (2004). Developmental Research. In D. H. Jonassen (Ed.), *Handbook of Research on Educational Communications and Technology* (2nd ed., pp. 1099-1130). Mahwah, NJ: Lawrence Erlbaum Associates.
- Ristiyani, E., & Bahriah, E. S. (2016). Pengembangan Modul Pembelajaran Kimia Berbasis Inkuiri Terbimbing pada Materi Laju Reaksi untuk Meningkatkan Keterampilan Berpikir Kritis Siswa. *Jurnal Riset Pendidikan Kimia*, 6(1), 1-10.
- Silberberg, M. S. (2015). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (7th ed.). New York: McGraw-Hill.
- Suparmin, et al. (2016). *Kimia untuk SMA/MA Kelas XI*. Jakarta: Mediatama.
- Whitten, K. W., et al. (2013). *Chemistry: Tenth Edition*. Belmont, CA: Brooks/Cole.
- Widarti, H. R., & Wiyarsi, A. (2020). Pengembangan Instrumen Tes Diagnostik Model Mental Tipe POE pada Materi Hukum Laju Reaksi. *Jurnal Riset dan Praktik Pendidikan Kimia*, 8(1), 57-64.
- Yulianti, D., & Hidayat, A. (2020). Pengembangan E-Modul Interaktif Berbasis Problem Based Learning pada Materi Laju Reaksi untuk Meningkatkan Keterampilan Berpikir Kritis Siswa. *Ar-Razi Jurnal Ilmiah*, 8(1), 10-18.



BAB 6:

KESETIMBANGAN KIMIA

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

• **Kata Kunci:** Kestimbangan kimia, Reaksi bolak-balik, Syarat kestimbangan, Konsentrasi setimbang, Hukum & tetapan kestimbangan, Faktor pengaruh (konsentrasi, tekanan, suhu, katalis), Azas Le Chatelier, Penerapan industri & kehidupan sehari-hari.

Tujuan Pembelajaran: Memahami Konsep, Pengukuran, Perhitungan, dan Faktor-Faktor Memengaruhi Kestimbangan Kimia

1. Memahami Konsep Reaksi Kestimbangan

- ▷ Mengamati dan menganalisis reaksi bolak-balik serta reaksi kestimbangan.
- ▷ Menjelaskan syarat-syarat terbentuknya kestimbangan kimia.

2. Menganalisis Konsentrasi dalam Kestimbangan

- ▷ Menganalisis konsentrasi zat-zat yang ada pada keadaan setimbang.
- ▷ Menemukan konsep hukum kestimbangan dari hasil analisis tersebut.

3. Menghitung dan Menginterpretasi Tetapan Kestimbangan

- ▷ Menganalisis dan menghitung nilai tetapan kestimbangan dari suatu sistem.

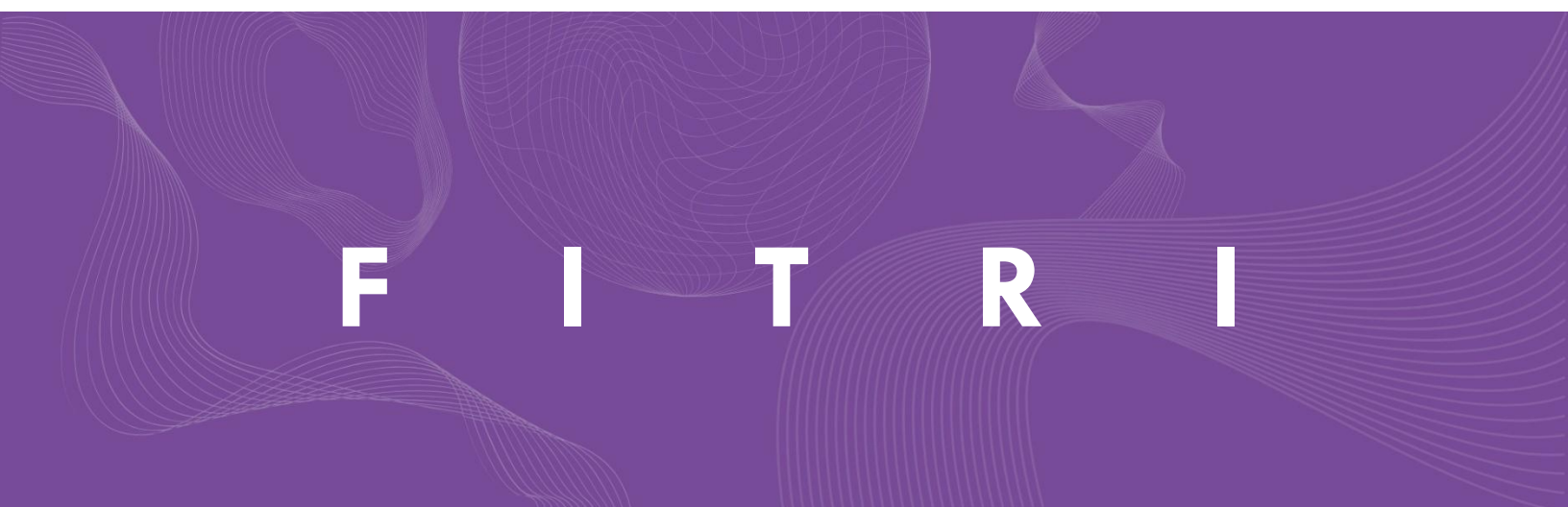
- ▷ Mendeskripsikan makna nilai tetapan kesetimbangan dalam sistem reaksi kimia.

4. Menganalisis Faktor-faktor yang Memengaruhi Kesetimbangan

- ▷ Melakukan eksperimen untuk menganalisis pengaruh konsentrasi, tekanan, suhu, dan katalis terhadap kesetimbangan.
- ▷ Menjelaskan azas Le Chatelier dan penerapannya dalam sistem kesetimbangan.

5. Penerapan Kesetimbangan Kimia dalam Kehidupan

- ▷ Menganalisis sistem kesetimbangan kimia dalam proses industri.
- ▷ Mengidentifikasi kondisi optimal yang diperlukan dalam penerapan kesetimbangan di kehidupan sehari-hari.



F I T R I



1. Reaksi Dua Arah dan Prinsip Keseimbangan Kimia

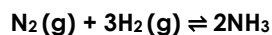
Dalam ilmu kimia, banyak reaksi yang berlangsung secara dua arah, yang dikenal sebagai reaksi bolak-balik (*reversible reaction*). Dalam reaksi ini, reaktan dapat berubah menjadi produk, dan produk tersebut juga dapat kembali berubah menjadi reaktan. Reaksi bolak-balik memainkan peran penting dalam berbagai proses kimia yang terjadi di laboratorium, industri, dan bahkan di alam. Ketika reaksi bolak-balik mencapai titik tertentu, terjadi keadaan yang disebut keseimbangan kimia, di mana laju reaksi ke arah maju sama dengan laju reaksi ke arah balik. Pada titik ini, konsentrasi reaktan dan produk tidak mengalami perubahan bersih meskipun reaksi terus berlangsung secara dinamis. Konsep keseimbangan kimia sangat penting karena membantu kita memahami bagaimana mengendalikan reaksi kimia untuk menghasilkan hasil yang diinginkan secara optimal. Selanjutnya, kita akan mempelajari lebih lanjut tentang reaksi bolak-balik, reaksi keseimbangan, serta karakteristik reaksi dalam keadaan setimbang.

Reaksi Bolak-Balik



Reaksi bolak-balik (*reversible reaction*) adalah reaksi kimia yang dapat berlangsung dalam dua arah, di mana reaktan berubah menjadi produk dan produk dapat kembali berubah menjadi reaktan. Dalam reaksi ini, proses tidak berhenti setelah pembentukan produk, melainkan terus berlangsung ke dua arah secara bersamaan hingga tercapai keseimbangan.

Contoh reaksi bolak-balik dalam dunia kimia adalah reaksi pembentukan gas amonia dari gas nitrogen dan gas hidrogen melalui proses Haber:



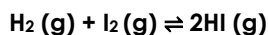
Penjelasan reaksi:

- ▷ **Reaksi maju:** Gas nitrogen (N_2) dan gas hidrogen (H_2) bereaksi membentuk gas amonia (NH_3).
- ▷ **Reaksi mundur:** Gas amonia (NH_3) dapat terurai kembali menjadi gas nitrogen (N_2) dan gas hidrogen (H_2).

Reaksi Kesetimbangan

Reaksi kesetimbangan (*equilibrium reaction*) adalah reaksi kimia bolak-balik yang telah mencapai keadaan di mana laju reaksi maju sama dengan laju reaksi mundur. Pada keadaan ini, konsentrasi reaktan dan produk tidak berubah seiring waktu, meskipun reaksi terus berlangsung secara dinamis. Dalam sistem kesetimbangan, perubahan terjadi secara terus-menerus, tetapi tidak ada perubahan bersih dalam jumlah reaktan dan produk.

Contoh reaksi kesetimbangan yang terkenal adalah reaksi antara gas hidrogen (H_2) dengan gas iodin (I_2) yang membentuk hidrogen iodida (HI):



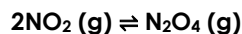
Pada reaksi ini, ketika laju pembentukan hidrogen iodida (reaksi maju) sama dengan laju penguraian hidrogen iodida menjadi gas hidrogen dan iodin (reaksi mundur), maka sistem telah mencapai kesetimbangan.

Karakteristik Reaksi Setimbang

Reaksi setimbang adalah reaksi bolak-balik yang telah mencapai keadaan di mana laju reaksi maju sama dengan laju reaksi mundur. Dalam keadaan ini, meskipun proses reaksi terus berlangsung ke dua arah, tidak ada perubahan bersih dalam jumlah reaktan dan produk. Reaksi setimbang memiliki beberapa karakteristik penting yang membedakannya dari reaksi lainnya.

A. Bersifat Dinamis

Reaksi setimbang berlangsung secara dinamis, artinya reaksi tetap terjadi baik ke arah maju maupun ke arah mundur. Namun, laju reaksi maju dan laju reaksi mundur sama besarnya sehingga tidak ada perubahan bersih dalam konsentrasi reaktan dan produk. Contoh: Dalam reaksi antara gas nitrogen dioksida (NO_2) dan dinitrogen tetraoksida (N_2O_4):

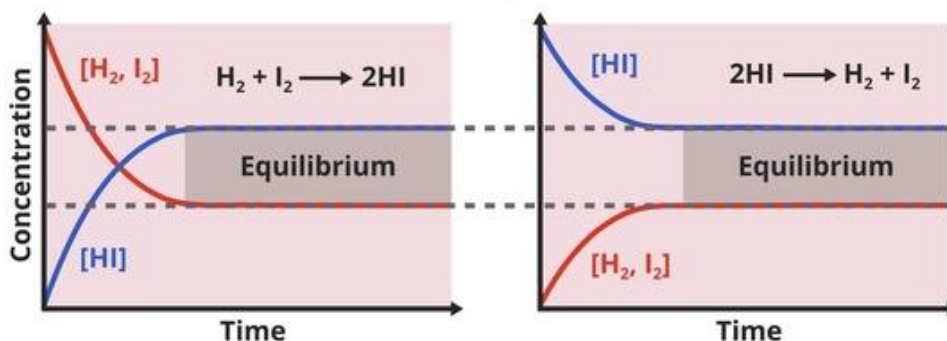


Meskipun molekul NO_2 terus bergabung membentuk N_2O_4 , sebagian molekul N_2O_4 terus terurai kembali menjadi NO_2 .

B. Laju Reaksi dalam Reaksi Kesetimbangan

Pada titik kesetimbangan, laju reaksi ke arah maju sama dengan laju reaksi ke arah mundur. Tidak ada perubahan bersih dalam jumlah reaktan dan produk, meskipun reaksi terus terjadi. Oleh karena itu, kesetimbangan kimia tidak berarti reaksi berhenti, melainkan kedua reaksi berlangsung dengan laju yang sama.

Chemical Equilibrium



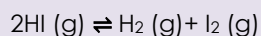
Grafik Kesetimbangan Kimia Reaksi H dengan I - shutterstock.com/2317679079

C. Konsentrasi dalam Reaksi Keseimbangan

Ketika reaksi mencapai keseimbangan, konsentrasi reaktan dan produk menjadi konstan. Ini berarti bahwa meskipun reaksi berlangsung terus-menerus, tidak ada perubahan dalam jumlah reaktan dan produk selama sistem tetap berada dalam keadaan setimbang.

Contoh soal penetapan mol reaksi keseimbangan

Dalam ruang 1 liter, terdapat 1 mol gas HI yang terurai dengan reaksi:



Pada saat setimbang, terdapat gas H_2 0.4 mol, maka jumlah HI yang terdapat dalam keseimbangan adalah

Jawaban:

- 1) Tulis mol mula-mula senyawa yang diketahui, yaitu 1 mol gas HI
- 2) Tulis mol dalam keadaan setimbang yang diketahui, yaitu H_2 sebanyak 0.4 mol
- 3) Gunakan perbandingan koefisien stoikiometri untuk menentukan mol yang bereaksi pada 2HI dan I_2 . Koefisien HI adalah 2, maka $0.4 \text{ mol} \times 2 = 0.8 \text{ mol}$, dan I_2 memiliki koefisien 1, maka jumlah molnya sama dengan H_2 . Lalu lengkapi tabel setimbang untuk menentukan jawaban dari soal.
- 4) Maka, jumlah HI yang terdapat dalam keseimbangan adalah 0.2 mol

Reaksi:	2HI (g)	+	H ₂ (g)	→	I ₂ (g)
Awal:	1 mol		-		-
Bereaksi:	0.8 mol		+0.4 mol		+0.4 mol
Setimbang:	0.2 mol		+0.4 mol		+0.4 mol



2. Hukum Kestimbangan Tetapan Kestimbangan (K)

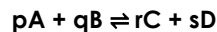
Dalam ilmu kimia, hukum kestimbangan menyatakan bahwa pada kondisi kestimbangan, rasio antara konsentrasi produk dan reaktan yang dinaikkan ke pangkat koefisien stoikiometrinya bersifat konstan. Rasio ini disebut tetapan kestimbangan (K), yang merupakan parameter penting untuk menentukan arah dan sifat suatu reaksi. Hukum kestimbangan merupakan landasan dasar dalam memahami bagaimana sistem kimia mencapai kondisi stabil secara dinamis. Reaksi yang telah mencapai kestimbangan berarti bahwa laju reaksi maju sama dengan laju reaksi balik, meskipun reaksi tetap berlangsung secara mikroskopis. Tetapan kestimbangan (K) memberikan informasi tentang sejauh mana reaksi berlangsung ke arah produk atau reaktan. Besarnya nilai K dapat memberikan gambaran apakah reaksi lebih condong ke arah pembentukan produk atau tetap berada dalam keadaan di mana reaktan lebih dominan.

Hukum Kestimbangan

Hukum kestimbangan menyatakan bahwa dalam suatu reaksi kimia yang berada dalam keadaan setimbang, perbandingan antara konsentrasi produk dan konsentrasi reaktan yang dipangkatkan sesuai dengan koefisiennya dalam persamaan reaksi akan selalu memiliki nilai tetap. Nilai tetap ini disebut sebagai tetapan kestimbangan (K). Hukum kestimbangan ini merupakan dasar dari pemahaman reaksi yang berlangsung secara bolak-balik dan mencapai keadaan setimbang.

Secara matematis, hukum kestimbangan dapat dinyatakan dalam persamaan berikut:

Jika suatu reaksi kimia dalam bentuk umum:



maka tetapan kestimbangan (K) dapat dituliskan sebagai:

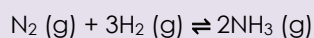
$$K_c = \frac{[C]^r \cdot [D]^s}{[A]^p \cdot [B]^q}$$

di mana:

- ▷ [A], [B], [C], dan [D] adalah konsentrasi dari reaktan dan produk pada saat kestimbangan tercapai.
- ▷ p, q, r, dan s adalah koefisien dari reaktan dan produk dalam persamaan reaksi.
- ▷ **Senyawa yang dimasukkan ke dalam rumus K_c hanya konsentrasi zat-zat yang berfase larutan (aq) dan gas (g) saja.**

Contoh soal penetapan K_c

Tentukan K_c dari reaksi berikut:



dan



- 1) Tentukan senyawa yang berwujud gas (g) dan larutan (aq), berdasarkan reaksi pertama, nilai K_c:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 [H_2]^3}$$

- 2) Tentukan senyawa yang berwujud gas (g) dan larutan (aq), berdasarkan reaksi pertama, nilai K_c:

$$K_c = [CO_2]$$

Tetapan Kesetimbangan

Tetapan kesetimbangan (K) adalah nilai yang menggambarkan hubungan antara konsentrasi reaktan dan produk pada saat sistem mencapai kesetimbangan kimia. Nilai tetapan kesetimbangan ini sangat penting karena memberikan informasi mengenai posisi kesetimbangan suatu reaksi, apakah cenderung ke arah pembentukan produk atau reaktan.

Setiap reaksi bolak-balik yang mencapai kesetimbangan kimia akan memiliki nilai K yang khas, yang bergantung pada suhu dan kondisi reaksi lainnya. Dengan memahami tetapan kesetimbangan, kita dapat memprediksi hasil reaksi dan mengendalikan proses-proses kimia untuk mencapai kondisi yang diinginkan, baik dalam skala laboratorium maupun industri.

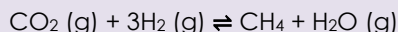
Pada bagian ini, kita akan membahas lebih lanjut mengenai konsep tetapan kesetimbangan, cara menghitung nilai K, serta aplikasinya dalam reaksi heterogen, gas, dan pengaruh suhu terhadap tetapan kesetimbangan. Selain itu, kita juga akan mempelajari hubungan antara tetapan kesetimbangan dalam konsentrasi (Kc) dan dalam tekanan (Kp).

A. Menghitung Nilai Tetapan Kesetimbangan

Menghitung nilai tetapan kesetimbangan (K) adalah langkah penting dalam memahami sejauh mana reaksi kimia bergerak menuju pembentukan produk atau reaktan. Nilai K memberikan informasi mengenai posisi kesetimbangan suatu reaksi, apakah lebih banyak produk atau reaktan yang ada pada titik kesetimbangan. Nilai ini dihitung berdasarkan konsentrasi reaktan dan produk yang tercapai pada kondisi setimbang.

Contoh soal perhitungan tetapan kesetimbangan

Dalam ruang 2 liter, dicampurkan 1.4 mol gas CO dan 1.4 mol gas hidrogen, dengan reaksi:



Jika pada saat setimbang terdapat 0.4 mol gas CH₄, maka harga KC adalah...

Jawaban:

- 1) Tulis mol mula-mula senyawa yang diketahui, yaitu 1.4 mol gas CO dan H₂
- 2) Tulis mol dalam keadaan setimbang yang diketahui, yaitu CH₄ sebanyak 0.4 mol
- 3) Gunakan perbandingan koefisien stoikiometri untuk menentukan mol yang bereaksi pada 3H₂ dan CO. Koefisien H₂ adalah 3, maka 0.4 mol x 2 = 1.2 mol, CO dan H₂O memiliki koefisien 1, maka jumlah molnya sama dengan CH₄. Lalu lengkapi tabel setimbang untuk mempermudah pengerjaan.

4)

Reaksi:	CO (g)	+	3H ₂ (g)	→	CH ₄ (g)	+	H ₂ O (g)
Awal:	1.4 mol		1.4 mol				
Bereaksi:	-0.4 mol		-1.2 mol		+0.4 mol		+0.4 mol
Setimbang:	1 mol		0.2 mol		+0.4 mol		+0.4 mol

- 5) Hitung konsentrasi masing-masing senyawa

$$\text{CO} = 1 \text{ mol} : 2 \text{ Liter} = 0.5 \text{ M}$$

$$\text{H}_2 = 0.2 \text{ mol} : 2 \text{ Liter} = 0.1 \text{ M}$$

$$\text{CH}_4 = 0.4 \text{ mol} : 2 \text{ Liter} = 0.2 \text{ M}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 0.4 \text{ mol} : 2 \text{ Liter} = 0.2 \text{ M}$$

5) Tulis rumus K_c

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4]^1 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^1}{[\text{CO}]^1 \cdot [\text{H}_2]^3}$$

$$K_c = \frac{[0.2]^1 \cdot [0.2]^1}{[0.5]^1 \cdot [0.1]^3}$$

$$K_c = 80$$

B. Nilai Tetapan Kesetimbangan pada Reaksi Heterogen

Reaksi heterogen adalah reaksi kimia yang melibatkan lebih dari satu fase, yaitu reaksi yang terjadi antara zat yang berada dalam keadaan yang berbeda, seperti padat, cair, atau gas. Pada reaksi heterogen, komponen-komponen reaksi tidak berada dalam fase yang sama. Contoh umum dari reaksi heterogen adalah proses pembentukan gas karbon dioksida (CO_2) dari kalsium karbonat (CaCO_3) yang dipanaskan:



Dalam reaksi ini, kalsium karbonat (CaCO_3) berada dalam bentuk padat (s), sedangkan gas karbon dioksida (CO_2) berada dalam fase gas (g).

Pada reaksi heterogen, tidak semua komponen reaksi dimasukkan dalam rumus tetapan kesetimbangan. Hanya zat yang berada dalam fase gas dan cair yang dipertimbangkan, sementara zat yang berada dalam fase padat atau cair (terutama yang tidak mengalami perubahan jumlah atau konsentrasi secara signifikan) dianggap sebagai konstanta dan tidak dimasukkan dalam perhitungan.

Sebagai contoh, untuk reaksi pembentukan gas karbon dioksida dari kalsium karbonat yang disebutkan sebelumnya:



Pada reaksi ini, karena kalsium karbonat (CaCO_3) dan kalsium oksida (CaO) adalah zat padat, mereka tidak dimasukkan dalam persamaan tetapan kesetimbangan. Maka tetapan kesetimbangannya hanya dihitung berdasarkan konsentrasi gas CO_2 , dan persamaan tetapan kesetimbangan menjadi:

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

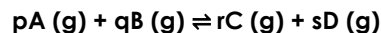
Dalam hal ini, hanya konsentrasi gas karbon dioksida (CO_2) yang berpengaruh terhadap nilai K , sementara konsentrasi zat padat tidak dihitung karena mereka tidak berperan dalam perubahan kuantitatif pada kesetimbangan. Esensi memahami reaksi heterogen adalah:

- ▷ **Fase Padat:** Zat yang berada dalam fase padat tidak berkontribusi pada tetapan kesetimbangan. Oleh karena itu, dalam reaksi heterogen, hanya zat dalam fase cair atau gas yang dimasukkan dalam rumus perhitungan K.
- ▷ **Sifat Kesetimbangan:** Meskipun zat padat tidak berkontribusi dalam nilai K, reaksi tetap berjalan dan mencapai kesetimbangan, di mana komponen gas atau cairan akan mencapai konsentrasi tertentu.

C. Nilai Tetapan Kesetimbangan pada Kesetimbangan Gas

Pada reaksi yang melibatkan gas, tetapan kesetimbangan dapat dihitung menggunakan tekanan parsial gas-gas yang terlibat dalam reaksi, bukan menggunakan konsentrasi molaritas seperti pada reaksi yang melibatkan zat cair atau padat. Reaksi gas memiliki karakteristik khusus yang membedakannya, yaitu volume dan tekanan berperan besar dalam perhitungan kesetimbangan. Untuk sistem gas, nilai tetapan kesetimbangan sering kali ditulis dalam bentuk **K_p**, yang merupakan tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan.

Jika suatu reaksi gas dapat ditulis dalam bentuk umum seperti:



Maka tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan (K_p) dihitung dengan persamaan:

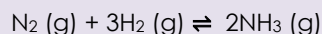
$$K_p = \frac{[P_C]^r \cdot [P_D]^s}{[P_A]^p \cdot [P_B]^q}$$

di mana:

- ▷ P_{A,B,C,D} adalah tekanan parsial gas A, B, C, dan D
- ▷ P_A = [mol A: (mol A + mol B + mol C + mol D)] x P
- ▷ P_B = [mol B: (mol A + mol B + mol C + mol D)] x P
- ▷ P_C = [mol C: (mol A + mol B + mol C + mol D)] x P
- ▷ P_D = [mol D: (mol A + mol B + mol C + mol D)] x P

Contoh soal perhitungan tetapan gas

Dalam ruangan yang memiliki tekanan 3 atm, dipanaskan 0.5 mol gas N₂ dan 1.5 mol gas H₂. Pada suhu 400 K, terjadi reaksi setimbang:



Jika pada saat setimbang terdapat 0.25 mol N₂, hitung nilai K_p.

Jawaban:

- 1) Tulis mol mula-mula senyawa yang diketahui, yaitu 0.5 mol gas N₂ dan 1.5 mol gas H₂
- 2) Tulis mol dalam keadaan setimbang yang diketahui, yaitu N₂ sebanyak 0.25 mol
- 3) Gunakan perbandingan koefisien stoikiometri untuk menentukan mol yang bereaksi pada 3H₂ dan CO. Koefisien H₂ adalah 3, maka 0.25 mol x 3 = 0.74 mol, NH₃ memiliki koefisien 2, maka 0.25 mol x 2 = 0.5 mol. Lalu lengkapi tabel setimbang untuk mempermudah pengerjaan.

Reaksi:	$N_2 (g)$	+	$3H_2 (g)$	$\rightarrow$	$2NH_3 (g)$
Awal:	0.5 mol		1.5 mol		
Bereaksi:	0.25 mol		0.75 mol		+0.5 mol
Setimbang:	0.25 mol		0.75 mol		+0.5 mol

4) Hitung tekanan parsial masing-masing gas.

$$P_{N_2} = [\text{mol } N_2 : (\text{mol } N_2 + \text{mol } H_2 + \text{mol } NH_3)] \times P$$

$$P_{N_2} = 0.25 \text{ mol} : 1.5 \text{ mol} \times 3 \text{ atm} = 0.5 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 0.75 \text{ mol} : 1.5 \text{ mol} \times 3 \text{ atm} = 1.5 \text{ atm}$$

$$P_{NH_3} = 0.5 \text{ mol} : 1.5 \text{ mol} \times 3 \text{ atm} = 0.1 \text{ atm}$$

5) Substitusi ke rumus K_p :

$$K_p = \frac{[P_{NH_3}]^2}{[P_{N_2}]^1 \cdot [H_2]^3}$$

$$K_p = \frac{[0.1]^2 \text{ atm}}{[0.5 \text{ atm}]^1 \cdot [1.5 \text{ atm}]^3}$$

$$K_p = 0.0059 \text{ atm}$$

D. Hubungan K_c dan K_p pada Kesetimbangan Gas

Dalam sistem gas, kita memiliki dua bentuk tetapan kesetimbangan yang sering digunakan: **K_c** , yang dihitung menggunakan konsentrasi molaritas (mol/L), dan **K_p** , yang dihitung menggunakan tekanan parsial gas (atm atau Pa). Kedua tetapan kesetimbangan ini dapat saling dihubungkan melalui suatu persamaan yang melibatkan suhu dan jumlah mol gas pada sisi reaktan dan produk.

Hubungan antara **K_c** dan **K_p** pada kesetimbangan gas dapat dinyatakan dengan persamaan berikut:

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

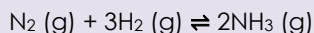
di mana:

- ▷ **K_p** adalah tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan,
- ▷ **K_c** adalah tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi,
- ▷ **R** adalah konstanta gas ideal (0,0821 L · atm/mol · K),
- ▷ **T** adalah suhu dalam Kelvin,
- ▷ **Δn** adalah perubahan jumlah mol gas, yang dihitung sebagai selisih antara jumlah mol gas produk dan jumlah mol gas reaktan.

Δn menunjukkan perubahan jumlah molekul gas selama reaksi kimia. Misalnya, jika jumlah mol gas pada produk lebih besar daripada jumlah mol gas pada reaktan, maka Δn akan positif, yang berarti peningkatan tekanan akan mendorong pergeseran kesetimbangan ke arah reaktan.

Contoh soal hubungan Kc dengan Kp

Dalam ruangan yang memiliki suhu 400 K, terjadi reaksi setimbang:



Jika pada saat setimbang terdapat $K_p = 2$, hitung nilai K_c .

Jawaban:

- 1) $\Delta n = 2 - (1+3) = -2$
 - 2) Substitusi ke rumus: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$
 - 3) $K_p = K_c (RT)^{-2}$
 - 4) $K_p = K_c : (RT)^2$
 - 5) $K_c = K_p (RT)^2$
- $$K_c = 2 (0.082 \times 400)^2 = 2151.68 \text{ mol}^{-1} \text{ L}^{-1}$$

Makna Nilai Ketetapan Kesetimbangan

Nilai tetapan kesetimbangan (K) memberikan wawasan penting tentang posisi kesetimbangan suatu reaksi kimia, yang menunjukkan sejauh mana reaksi telah berjalan menuju pembentukan produk atau reaktan. Nilai K adalah indikator seberapa besar dominasi produk dibandingkan dengan reaktan pada saat kesetimbangan tercapai, dan nilai ini bergantung pada suhu dan kondisi reaksi. Memahami makna nilai K dapat membantu kita memprediksi hasil reaksi dan merancang kondisi yang optimal untuk mencapai hasil yang diinginkan.

A. Nilai K Besar ($K > 1$):

Jika nilai K sangat besar, ini berarti reaksi cenderung lebih banyak menghasilkan produk daripada reaktan. Dalam hal ini, pada saat kesetimbangan tercapai, konsentrasi produk akan jauh lebih besar daripada konsentrasi reaktan. Reaksi tersebut hampir sepenuhnya mengarah ke pembentukan produk.

Contoh:

Reaksi pembentukan amonia dalam proses Haber yang memiliki K yang besar menunjukkan bahwa sebagian besar nitrogen (N_2) dan hidrogen (H_2) akan terkonversi menjadi amonia (NH_3) pada kondisi setimbang.

B. Nilai K Kecil ($K < 1$):

Jika nilai K sangat kecil, ini berarti reaksi cenderung lebih banyak menghasilkan reaktan daripada produk. Pada kesetimbangan, konsentrasi reaktan akan jauh lebih besar dibandingkan dengan konsentrasi produk. Reaksi hampir tidak berjalan ke arah pembentukan produk.

Contoh:

Reaksi pembentukan senyawa yang tidak stabil atau jarang terjadi, seperti reaksi pembentukan logam dari ion-ion logam, biasanya memiliki nilai K yang sangat kecil.

C. Nilai K Sekitar 1 ($K \approx 1$):

Jika nilai K mendekati 1, ini menunjukkan bahwa pada saat kesetimbangan tercapai, jumlah reaktan dan produk berada dalam proporsi yang hampir sama. Kedua sisi reaksi, baik reaktan maupun produk, ada dalam jumlah yang seimbang.

Contoh:

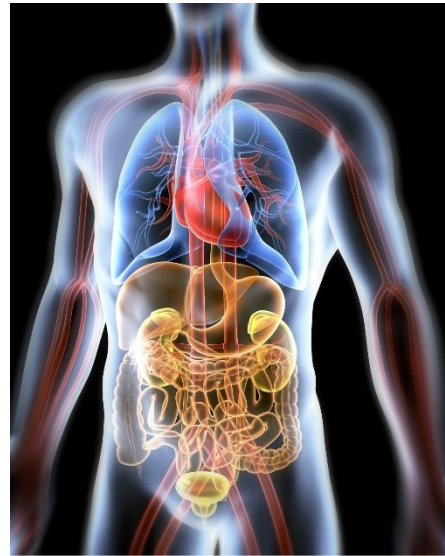
Beberapa reaksi di alam atau industri, seperti pembentukan air dari hidrogen dan oksigen, memiliki nilai K yang dekat dengan 1, yang berarti keduanya berada dalam keseimbangan yang hampir sama antara reaktan dan produk.



Tahukah Kamu?

Keseimbangan Kimia dalam Tubuh Kita

- ▷ Dalam tubuh, sistem buffer karbonat-bikarbonat mengatur pH darah dengan menjaga keseimbangan antara asam karbonat (H_2CO_3) dan ion bikarbonat (HCO_3^-). Reaksi kesetimbangan ini memungkinkan tubuh menyesuaikan pH darah ketika terjadi perubahan asam atau basa, menjaga pH tetap stabil.
- ▷ Saat mengonsumsi makanan yang bersifat asam atau basa, sistem buffer ini bekerja untuk menyeimbangkan pH darah. Hal ini memastikan pH darah tetap berada dalam kisaran normal (7,35–7,45), meskipun makanan yang kita konsumsi dapat mempengaruhi keseimbangan asam-basa tubuh.

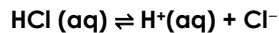




3. Keseimbangan Disosiasi dan Derajat Disosiasi

Keseimbangan Disosiasi terjadi ketika zat yang dapat terurai (disosiasi) menjadi ion-ion atau molekul yang lebih kecil, mencapai keadaan setimbang antara bentuk yang terurai dan bentuk yang tidak terurai. Pada keseimbangan disosiasi, laju disosiasi (proses pemisahan zat menjadi ion atau molekul) sama dengan laju re-assembling (proses penggabungan kembali ion atau molekul menjadi bentuk semula), sehingga konsentrasi zat yang terurai dan yang tidak terurai tetap konstan.

Reaksi disosiasi sering kali ditemukan pada asam, basa, dan garam yang larut dalam air. Sebagai contoh, disosiasi asam klorida (HCl) dalam air:



Pada keseimbangan, ion hidrogen (H^+) dan ion klorida (Cl^-) terbentuk dan ada dalam konsentrasi tertentu, sedangkan HCl yang tidak terdisosiasi juga tetap ada dalam jumlah tertentu.

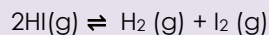
Derajat disosiasi, yang dilambangkan dengan α (alpha), adalah fraksi dari jumlah mol awal zat yang terdisosiasi pada saat mencapai keseimbangan. Derajat disosiasi memberikan informasi tentang sejauh mana suatu zat terurai menjadi ion atau molekul yang lebih kecil.

Derajat disosiasi didefinisikan sebagai:

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat yang terurai}}{\text{jumlah mol zat mula - mula}}$$

Contoh soal keseimbangan disosiasi dan derajat disosiasi

Dalam ruangan 1 kiter terdapat reaksi keseimbangan:



Diketahui mol mula-mula terdapat 0.4 mol HI, dan diperoleh 0.1 mol gas hidrogen, maka besarnya derajat disosiasi HI adalah?

- 1) Tulis mol mula-mula senyawa yang diketahui, yaitu 0.4 mol gas HI
- 2) Tulis mol dalam keadaan setimbang yang diketahui, yaitu H_2 sebanyak 0.1 mol
- 3) Gunakan perbandingan koefisien stoikiometri untuk menentukan mol yang bereaksi pada HI, H_2 dan I_2 . Koefisien HI adalah 2, maka $0.1 \text{ mol} \times 2 = 0.2 \text{ mol}$, I_2 memiliki koefisien 1, maka molnya sama dengan $\text{H}_2 = 0.1 \text{ mol}$. Lalu lengkapi tabel setimbang untuk mempermudah pengerjaan.

Reaksi:	2HI (g)	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$\text{I}_2(\text{g})$
Awal:	0.4 mol				
Bereaksi:	0.2 mol		+0.1 mol		+0.1 mol
Setimbang:	0.2 mol		0.1 mol		+0.1 mol

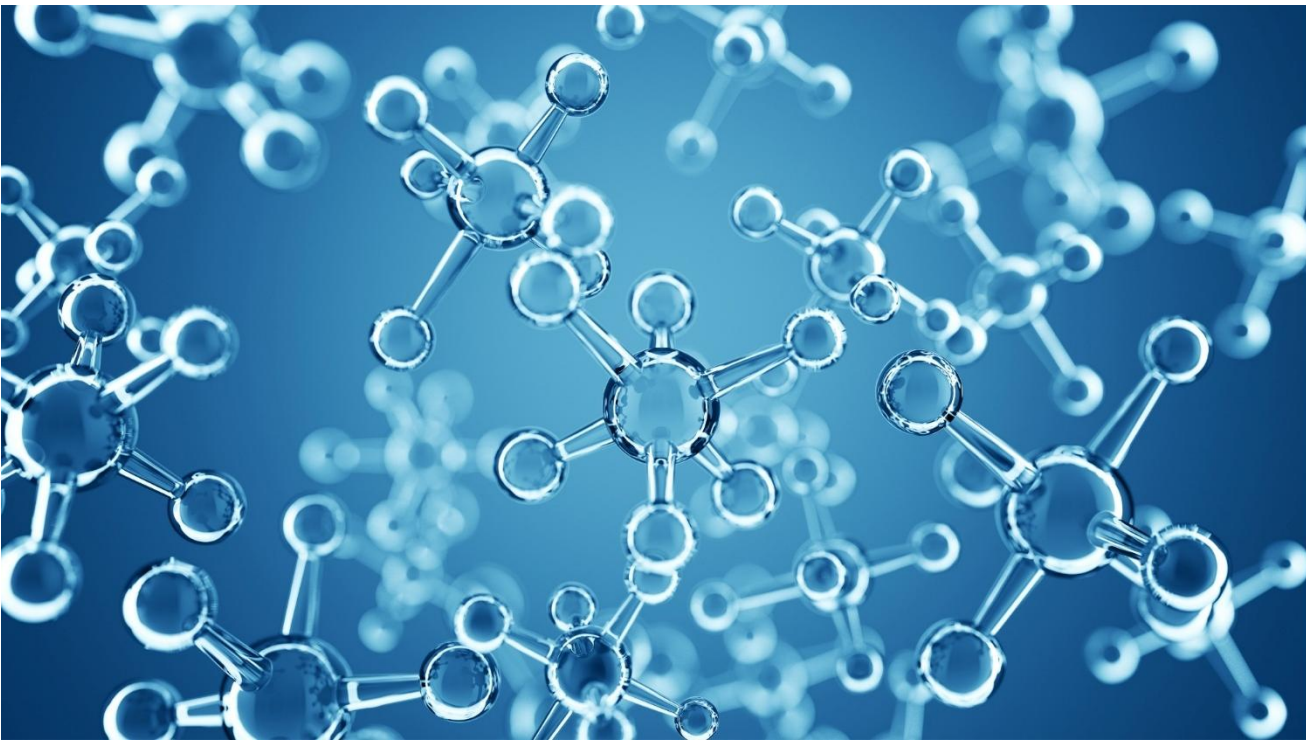
4) Masukkan rumus derajat disosiasi

$$a = \frac{\text{jumlah mol zat yang terurai}}{\text{jumlah mol zat mula - mula}}$$

$$a = \frac{\text{mol HI bereaksi}}{\text{mol HI awal}}$$

$$a = \frac{0.2}{0.4} = 0.5$$

Derajat disosiasi memiliki nilai yang berkisar antara 0 hingga 1, atau antara 0% hingga 100%. Jika nilai $a = 0$ atau 0%, artinya tidak ada zat yang terdisosiasi, sedangkan jika $a = 1$ atau 100%, berarti seluruh zat mengalami disosiasi sempurna. Derajat disosiasi ini digunakan dalam berbagai perhitungan yang melibatkan sistem kesetimbangan disosiasi.





4. Pergeseran Kesetimbangan

Pergeseran kesetimbangan kimia terjadi ketika suatu sistem yang berada dalam keadaan setimbang dipengaruhi oleh perubahan kondisi eksternal, seperti perubahan konsentrasi, suhu, atau tekanan. Prinsip ini diatur oleh Azas Le Chatelier, yang menyatakan bahwa jika suatu sistem kesetimbangan diganggu, sistem tersebut akan menyesuaikan diri untuk mengurangi pengaruh gangguan tersebut dan kembali mencapai keadaan setimbang yang baru. Dalam sub-bab ini, kita akan mempelajari berbagai faktor yang dapat mempengaruhi pergeseran kesetimbangan dalam reaksi kimia. Memahami bagaimana kesetimbangan dapat bergeser adalah penting untuk mengendalikan reaksi kimia di laboratorium maupun dalam industri. Faktor-faktor seperti perubahan konsentrasi zat yang terlibat dalam reaksi, perubahan volume, tekanan, suhu, dan bahkan pengaruh katalis dapat mengubah posisi kesetimbangan dan mempengaruhi hasil akhir reaksi.

Pengaruh Perubahan Konsentrasi Terhadap Sistem Kesetimbangan

Perubahan konsentrasi reaktan atau produk dalam suatu sistem yang berada dalam kesetimbangan kimia dapat menyebabkan pergeseran kesetimbangan untuk menyesuaikan diri dengan kondisi baru. Hal ini sesuai dengan **Azas Le Chatelier**, yang berbunyi:

“Jika suatu sistem kesetimbangan terganggu oleh perubahan konsentrasi, suhu, atau tekanan, sistem tersebut akan bergerak untuk mengurangi pengaruh dari gangguan tersebut, sehingga mencapai kesetimbangan baru.”

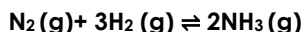
Dengan kata lain, jika salah satu komponen dalam sistem kesetimbangan dipengaruhi (misalnya, dengan meningkatkan atau mengurangi konsentrasinya), sistem akan berusaha untuk mengimbangi perubahan tersebut dengan menggeser posisi kesetimbangan.

A. Peningkatan Konsentrasi Reaktan

Jika konsentrasi reaktan ditingkatkan, sistem kesetimbangan akan bergeser ke arah produk untuk mengurangi kelebihan reaktan yang ditambahkan. Sistem akan berusaha mengubah sebagian besar reaktan menjadi produk untuk menurunkan konsentrasi reaktan yang berlebih, sesuai dengan Azas Le Chatelier yang menyatakan bahwa sistem akan menyesuaikan diri untuk mengurangi gangguan.

Contoh:

Pada reaksi berikut:



Jika konsentrasi gas nitrogen (N_2) atau gas hidrogen (H_2) ditambahkan, sistem akan bergeser ke arah kanan (menuju produk) untuk menghasilkan lebih banyak amonia (NH_3) guna menurunkan konsentrasi N_2 dan H_2 yang berlebih.

B. Peningkatan Konsentrasi Produk

Jika konsentrasi produk ditingkatkan, sistem kesetimbangan akan bergeser ke arah reaktan untuk mengurangi konsentrasi produk yang berlebihan. Sistem akan berusaha mengurangi jumlah produk dengan mengubah sebagian produk kembali menjadi reaktan.

Contoh:

Jika konsentrasi amonia (NH_3) dalam reaksi di atas ditingkatkan, maka sistem akan bergeser ke arah kiri untuk mengurai sebagian NH_3 menjadi gas nitrogen (N_2) dan hidrogen (H_2).

C. Penurunan Konsentrasi Reaktan

Jika konsentrasi reaktan dikurangi, sistem kesetimbangan akan bergeser ke arah reaktan untuk menambah kembali reaktan yang hilang. Sistem akan berusaha menghasilkan lebih banyak reaktan dari produk yang ada untuk mencapai keseimbangan kembali.

Contoh:

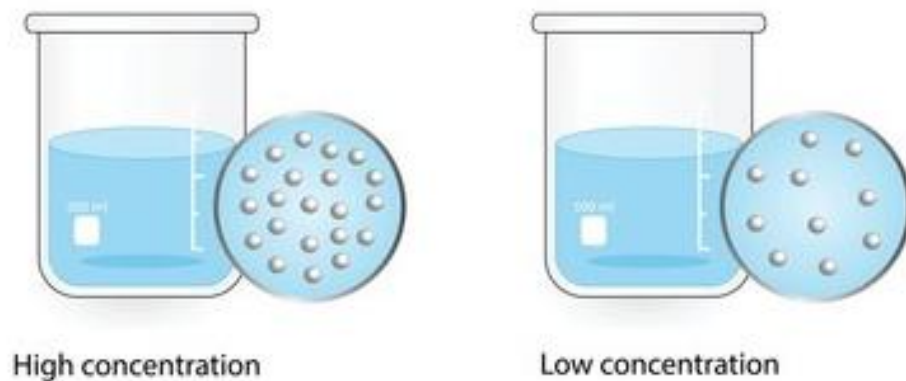
Jika konsentrasi gas hidrogen (H_2) dalam reaksi tersebut dikurangi, maka sistem akan bergeser ke arah kiri (menuju reaktan) untuk menghasilkan lebih banyak H_2 dari NH_3 .

D. Penurunan Konsentrasi Produk

Jika konsentrasi produk dikurangi, sistem kesetimbangan akan bergeser ke arah produk untuk menggantikan produk yang hilang dan mencapai kesetimbangan baru. Sistem akan berusaha untuk menghasilkan lebih banyak produk yang berkurang.

Contoh:

Jika sebagian NH_3 diambil dari sistem, maka sistem akan bergeser ke kanan untuk menghasilkan lebih banyak NH_3 , dengan menggunakan gas nitrogen (N_2) dan hidrogen (H_2).



Perbandingan molekul pada konsentrasi tinggi dan rendah - shutterstock.com/2348328367

Perubahan Volume

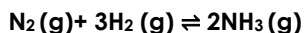
Perubahan volume dalam sistem yang mengandung gas dapat mempengaruhi posisi kesetimbangan, terutama pada reaksi yang melibatkan perubahan jumlah mol gas pada kedua sisi reaksi. Hal ini juga mengikuti prinsip **Azas Le Chatelier**, yang menyatakan bahwa jika suatu sistem kesetimbangan terganggu oleh perubahan kondisi (termasuk volume), sistem tersebut akan bergerak untuk mengurangi pengaruh gangguan tersebut dan mencapai kesetimbangan baru.

A. Pengecilan Volume

Jika volume sistem dikurangi, maka tekanan dalam sistem akan meningkat. Sistem akan merespons dengan bergeser ke arah yang menghasilkan lebih sedikit mol gas, untuk mengurangi peningkatan tekanan. Ini terjadi karena jumlah mol gas yang lebih sedikit akan menghasilkan tekanan yang lebih rendah pada volume yang lebih kecil.

Contoh

Pada reaksi berikut:



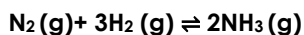
Jika volume sistem dikurangi, sistem akan bergeser ke arah kanan (ke produk) karena pada sisi produk terdapat lebih sedikit mol gas (2 mol NH_3) dibandingkan sisi reaktan (4 mol gas: 1 mol N_2 dan 3 mol H_2). Dengan bergeser ke kanan, sistem mengurangi jumlah mol gas dan mengurangi tekanan yang meningkat akibat pengecilan volume.

B. Peningkatan Volume

Jika volume sistem diperbesar, maka tekanan dalam sistem akan menurun. Untuk mengimbangi penurunan tekanan, sistem akan bergeser ke arah yang menghasilkan lebih banyak mol gas. Dengan demikian, sistem akan berusaha meningkatkan jumlah mol gas untuk mengembalikan tekanan yang berkurang akibat peningkatan volume.

Contoh

Pada reaksi yang sama:



Jika volume sistem diperbesar, maka sistem akan bergeser ke arah kiri (ke reaktan) karena pada sisi reaktan terdapat lebih banyak mol gas (4 mol: 1 mol N_2 dan 3 mol H_2) dibandingkan sisi produk (2 mol NH_3). Dengan bergeser ke kiri, sistem akan meningkatkan jumlah mol gas dan mengembalikan tekanan yang berkurang akibat peningkatan volume.

Perubahan Tekanan

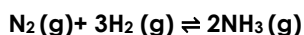
Perubahan tekanan juga dapat mempengaruhi posisi kesetimbangan dalam sistem yang melibatkan gas, terutama pada reaksi yang melibatkan perubahan jumlah mol gas pada kedua sisi reaksi. Pengaruh tekanan ini terkait erat dengan prinsip **Azas Le Chatelier**, yang menyatakan bahwa jika suatu sistem kesetimbangan terganggu oleh perubahan tekanan, sistem tersebut akan berusaha mengurangi pengaruh perubahan tersebut dan bergerak menuju kesetimbangan baru. Namun, penting untuk dicatat bahwa perubahan tekanan hanya akan mempengaruhi **sistem yang melibatkan gas, karena tekanan berhubungan langsung dengan volume dan konsentrasi gas**.

A. Peningkatan Tekanan

Jika tekanan dalam sistem ditingkatkan, sistem akan bergeser ke arah yang menghasilkan lebih sedikit mol gas, untuk mengurangi tekanan yang meningkat. Ini karena peningkatan tekanan akan membuat sistem berusaha untuk mengurangi jumlah molekul gas agar menghasilkan tekanan yang lebih rendah, sesuai dengan prinsip **Azas Le Chatelier**.

Contoh

Pada reaksi berikut:



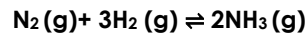
Jika tekanan sistem ditingkatkan (misalnya dengan mengurangi volume), sistem akan bergeser ke arah produk (NH_3) karena jumlah mol gas pada sisi produk lebih sedikit (2 mol NH_3) dibandingkan sisi reaktan (4 mol gas: 1 mol N_2 dan 3 mol H_2). Dengan bergeser ke kanan, sistem akan mengurangi jumlah mol gas dan, pada gilirannya, mengurangi tekanan yang meningkat.

B. Penurunan Tekanan

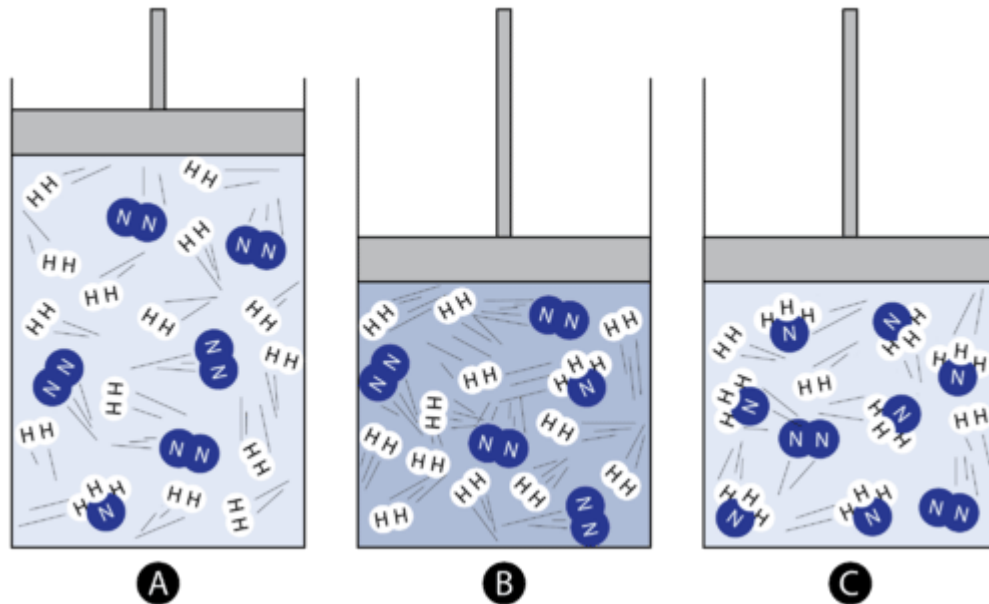
Sebaliknya, jika tekanan sistem dikurangi, sistem akan bergeser ke arah yang menghasilkan lebih banyak mol gas untuk meningkatkan kembali tekanan yang berkurang. Hal ini terjadi karena penurunan tekanan menyebabkan sistem berusaha untuk meningkatkan jumlah molekul gas, yang pada akhirnya akan menghasilkan peningkatan tekanan.

Contoh

Pada reaksi berikut:



Jika tekanan sistem dikurangi, maka sistem akan bergeser ke arah kiri (ke reaktan) karena sisi reaktan (N_2 dan H_2) mengandung lebih banyak mol gas (4 mol) dibandingkan sisi produk (2 mol NH_3). Dengan bergeser ke kiri, sistem akan meningkatkan jumlah mol gas dan, pada gilirannya, mengembalikan tekanan yang berkurang.



Ilustrasi Pengaruh Tekanan reaksi N_2 dan H_2 - [flexbooks.ck12.org/Ck12 Science](https://flexbooks.ck12.org/Ck12%20Science)

Penjelasan gambar:

- Gambar A: Sistem terutama mengandung N_2 dan H_2 , dengan hanya satu molekul NH_3 yang ada. Tekanan sistem meningkat dengan cara mendorong piston ke dalam, yang menyebabkan gas terkompresi dan tekanan meningkat. Ini memberikan stres pada sistem kesetimbangan.
- Gambar B: Tekanan yang meningkat, menurut Hukum Boyle, membuat sistem merespons. Dalam hal ini, sistem akan bergeser ke arah reaksi maju, di mana N_2 dan H_2 bergabung membentuk lebih banyak NH_3 , yang mengurangi jumlah molekul gas total dan mengurangi tekanan.
- Gambar C: Jika tekanan dikurangi dengan menarik piston keluar, sistem akan bergeser ke arah reaksi balik, di mana NH_3 terurai menjadi N_2 dan H_2 . Ini meningkatkan jumlah molekul gas total, yang akan meningkatkan tekanan, sehingga meredakan stres.

Kesimpulannya, meningkatkan tekanan akan menggeser kesetimbangan ke arah pembentukan lebih sedikit molekul gas, sementara mengurangi tekanan akan lebih menguntungkan reaksi yang menghasilkan lebih banyak molekul gas.

Perubahan Suhu

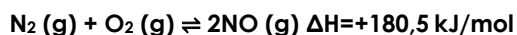
Perubahan suhu dapat mempengaruhi posisi kesetimbangan dalam sistem kimia, terutama pada reaksi yang bersifat endoterm atau eksoterm. Jika suhu dinaikkan atau diturunkan, sistem akan berusaha untuk menyesuaikan diri dengan perubahan tersebut dengan menggeser posisi kesetimbangan, menuju arah yang menyerap atau melepaskan panas.

A. Peningkatan Suhu (Reaksi Endoterm)

Pada reaksi endoterm, yang menyerap panas dari lingkungan, peningkatan suhu akan menyebabkan sistem bergeser ke arah reaksi yang menyerap lebih banyak panas untuk mengurangi dampak peningkatan suhu. Oleh karena itu, reaksi endoterm cenderung bergeser ke arah produk jika suhu dinaikkan.

Contoh:

Pada reaksi pembentukan nitrogen oksida (NO) dari nitrogen (N₂) dan oksigen (O₂), yang bersifat endoterm:



Karena reaksi ini menyerap panas (endoterm), jika suhu dinaikkan, sistem akan bergeser ke arah produk (NO) untuk menyerap lebih banyak panas, mengurangi pengaruh kenaikan suhu.

B. Penurunan Suhu (Reaksi Eksoterm)

Pada reaksi eksoterm, yang melepaskan panas ke lingkungan, penurunan suhu akan menyebabkan sistem bergeser ke arah yang menghasilkan lebih banyak panas untuk mengimbangi penurunan suhu. Oleh karena itu, reaksi eksoterm cenderung bergeser ke arah produk jika suhu diturunkan.

Contoh:

Pada reaksi pembentukan amonia (NH₃) dalam proses Haber, yang bersifat eksoterm:



Karena reaksi ini melepaskan panas (eksoterm), jika suhu diturunkan, sistem akan bergeser ke arah produk (NH₃) untuk menghasilkan lebih banyak panas dan mengimbangi penurunan suhu.

Hubungan Suhu dan Posisi Kesetimbangan:

- ▷ **Reaksi Endoterm (Menyerap Panas):** Peningkatan suhu menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke arah produk, sementara penurunan suhu menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke arah reaktan. ($\Delta H = +xx \text{ kJ/mol}$)
- ▷ **Reaksi Eksoterm (Melepaskan Panas):** Peningkatan suhu menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke arah reaktan, sementara penurunan suhu menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke arah produk. ($\Delta H = -yy \text{ kJ/mol}$)

Pengaruh Katalis pada Reaksi Setimbang

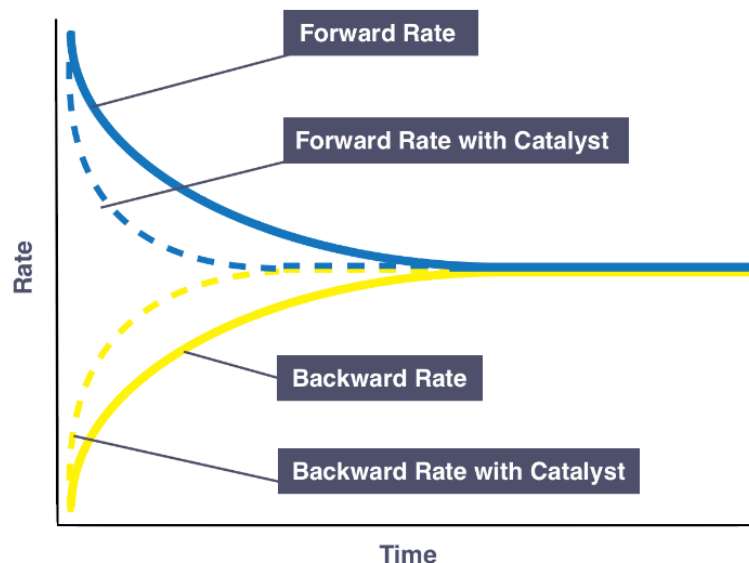
Katalis adalah zat yang dapat mempercepat laju reaksi kimia tanpa berubah secara permanen dalam proses reaksi. Katalis bekerja dengan menurunkan energi aktivasi reaksi, sehingga mempercepat tercapainya kesetimbangan. Meskipun katalis mempengaruhi laju reaksi, penting untuk dipahami bahwa katalis **tidak mengubah posisi kesetimbangan**. Artinya, katalis hanya mempercepat waktu yang dibutuhkan untuk mencapai keadaan setimbang, tetapi tidak mempengaruhi konsentrasi reaktan dan produk pada keadaan setimbang.

▷ **Mempercepat Laju Reaksi**

Katalis bekerja dengan menyediakan jalur alternatif yang lebih mudah (dengan energi aktivasi lebih rendah) bagi reaksi kimia untuk terjadi. Dengan cara ini, katalis dapat mempercepat reaksi baik ke arah pembentukan produk maupun ke arah pembentukan reaktan (reaksi bolak-balik), sehingga mempercepat tercapainya kesetimbangan.

▷ **Tidak Mengubah Posisi Kesetimbangan**

Meskipun katalis mempercepat laju reaksi, katalis tidak mempengaruhi posisi kesetimbangan reaksi. Artinya, meskipun katalis hadir dalam reaksi, perbandingan konsentrasi antara reaktan dan produk pada kesetimbangan tetap sama seperti tanpa katalis. Katalis hanya membantu sistem mencapai kesetimbangan lebih cepat, tetapi tidak mengubah nilai tetapan kesetimbangan (K).



*Peran Katalis dalam Kesetimbangan Kimia –
blogspot.com igcse-chemistry-2017*

Contoh soal pergeseran kesetimbangan kimia

Perhatikan reaksi berikut:

- A. $\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g})$
- B. $2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{g})$
- C. $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl} (\text{g})$
- D. $2\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O} (\text{g})$
- E. $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$

Bila volume sistem diubah, maka yang tidak mengalami pergeseran kesetimbangan adalah...

Jawaban:

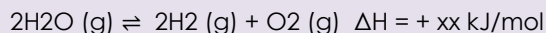
Jika volume diubah, tetapi tidak terjadi pergeseran kesetimbangan, maka pergeseran kesetimbangan terjadi bila jumlah koefisien ruas kiri (reaktan) dan koefisien ruas kanan (produk) sama, pada sistem gas.

- A. $\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g})$ Kiri: 4, Kanan: 2, kesetimbangan bergeser.
- B. $2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{g})$ Kiri: 3, Kanan: 2, kesetimbangan bergeser.
- C. $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl} (\text{g})$ Kiri: 2, Kanan: 2, kesetimbangan tidak bergeser.
- D. $2\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O} (\text{g})$ Kiri: 3, Kanan: 2, kesetimbangan bergeser.
- E. $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$ Kiri: 2, Kanan: 2, kesetimbangan tidak bergeser.

Jawaban yang benar adalah C dan E.

Contoh soal pergeseran kesetimbangan kimia

Perhatikan reaksi berikut:



Tentukan arah kesetimbangan bergeser, jika:

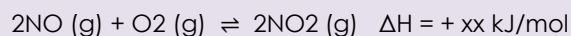
- A. Suhu dinaikkan
- B. Suhu diturunkan
- C. Konsentrasi H_2 ditambah
- D. O_2 dikurangi
- E. Tekanan Diperbesar

Jawaban:

- A. Suhu dinaikkan: Reaksi bersifat endoterm ($\Delta H = +$), maka kesetimbangan bergeser ke kanan
- B. Suhu diturunkan: Reaksi bersifat endoterm ($\Delta H = +$), maka kesetimbangan bergeser ke kiri
- C. Konsentrasi H_2 ditambah: H_2 sebagai produk (ruas kanan), jika produk ditambah, maka reaktan berkurang, kesetimbangan bergeser ke kiri.
- D. O_2 dikurangi: O_2 sebagai produk (ruas kanan), jika produk dikurangi, maka kesetimbangan bergeser ke kanan
- E. Tekanan Diperbesar: pada sistem kesetimbangan gas, memperbesar tekanan atau menambah volume, kesetimbangan bergeser ke arah ruas dengan jumlah mol (koefisien) yang lebih kecil, berarti kesetimbangan bergeser ke arah kiri (kiri 2, kanan 3).

Contoh soal pergeseran kesetimbangan kimia

Perhatikan reaksi berikut:



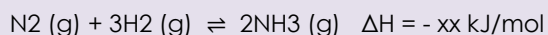
Apabila volume tetap, namun temperatur dinaikkan, kesetimbangan bergeser ke arah ... dan nilai k semakin ...

Jawaban:

1. Jika suhu dinaikkan, maka reaksi bergeser ke arah endoterm. Reaksi tersebut sudah reaksi endoterm ($\Delta H = +$), arah endotermnya ke arah kanan.
- 2) Dalam reaksi endoterm, jika suhu diperbesar, maka nilai ketetapan kesetimbangan semakin besar. Kesetimbangan bergeser ke arah kanan dan nilai k semakin besar.

Contoh soal pergeseran kesetimbangan kimia

Perhatikan reaksi berikut:



Apabila volume tetap, namun temperatur dinaikkan, kesetimbangan bergeser ke arah ... dan jika temperatur diturunkan, kesetimbangan bergeser ke arah ...

Jawaban:

- 1) Jika suhu dinaikkan, maka reaksi bergeser ke arah endoterm. Reaksi tersebut adalah reaksi eksoterm ($\Delta H = -$), oleh sebab itu arah reaksi endotermnya ada di bagian reaktan, sehingga kesetimbangan bergeser ke arah kiri (reaktan).
- 2) Dalam reaksi eksoterm, jika suhu diturunkan, maka kesetimbangan bergeser ke arah produk, karena reaksi tersebut sudah eksoterm, maka kesetimbangan bergeser ke arah kanan (produk).



Tahukah Kamu?

Karamelisasi Gula Melibatkan Kesetimbangan Kimia!

- ▷ Karamelisasi melibatkan reaksi dehidrasi dan reaksi maillard yang dipengaruhi suhu dan waktu. Proses ini mengubah tekstur gula menjadi lebih kental dan menciptakan warna coklat, sementara senyawa baru yang terbentuk memberi aroma dan rasa khas karamel. Waktu dan suhu yang tepat diperlukan untuk menghasilkan karamel yang sempurna tanpa terbakar.
- ▷ Ketika gula dipanaskan pada suhu 160°C - 180°C , gula (sukrosa) terurai menjadi senyawa lebih sederhana seperti glukosa dan fruktosa, melalui reaksi kimia dekomposisi. Reaksi ini mengubah warna gula menjadi coklat dan menghasilkan rasa yang lebih kaya dan khas, dengan rasa kacang dan sedikit pahit.





5. Aplikasi Keseimbangan Kimia di Industri Sehari-Hari

Keseimbangan kimia tidak hanya penting dalam konteks teori atau percobaan laboratorium, tetapi juga memainkan peran penting dalam berbagai proses alamiah, industri, dan kehidupan sehari-hari. Banyak proses alami yang terjadi secara spontan dalam keadaan keseimbangan, seperti proses fotosintesis pada tumbuhan atau pernapasan pada manusia. Demikian pula, dalam industri, pemahaman tentang keseimbangan kimia sangat diperlukan untuk mengoptimalkan produksi bahan kimia, energi, dan berbagai produk lainnya.

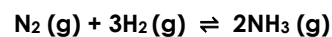
Pada sub-bab ini, kita akan mengeksplorasi beberapa contoh penting dari keseimbangan kimia yang terjadi dalam berbagai sektor tersebut, seperti proses Haber dalam pembuatan amonia dan proses kontak dalam pembuatan asam sulfat. Dengan memahami keseimbangan kimia dalam kehidupan nyata, kita dapat melihat betapa vitalnya prinsip-prinsip kimia untuk meningkatkan efisiensi, mengurangi dampak lingkungan, dan meningkatkan kualitas hidup kita.

Proses Haber pada Pembuatan Amonia

Proses Haber adalah salah satu contoh penerapan keseimbangan kimia dalam industri yang sangat penting, terutama dalam produksi amonia (NH_3). Amonia adalah bahan dasar untuk pembuatan pupuk nitrogen yang sangat penting untuk pertanian. Proses ini ditemukan oleh Fritz Haber pada awal abad ke-20 dan sejak saat itu menjadi dasar bagi pembuatan amonia secara industri, yang mendukung keberlanjutan produksi pangan di seluruh dunia.

A. Reaksi Dasar Proses Haber

Reaksi utama dalam proses Haber adalah reaksi antara gas nitrogen (N_2) dan gas hidrogen (H_2) untuk membentuk amonia (NH_3), yang merupakan reaksi bolak-balik (reversible reaction). Reaksi ini ditulis sebagai berikut:



B. Karakteristik Proses Haber:

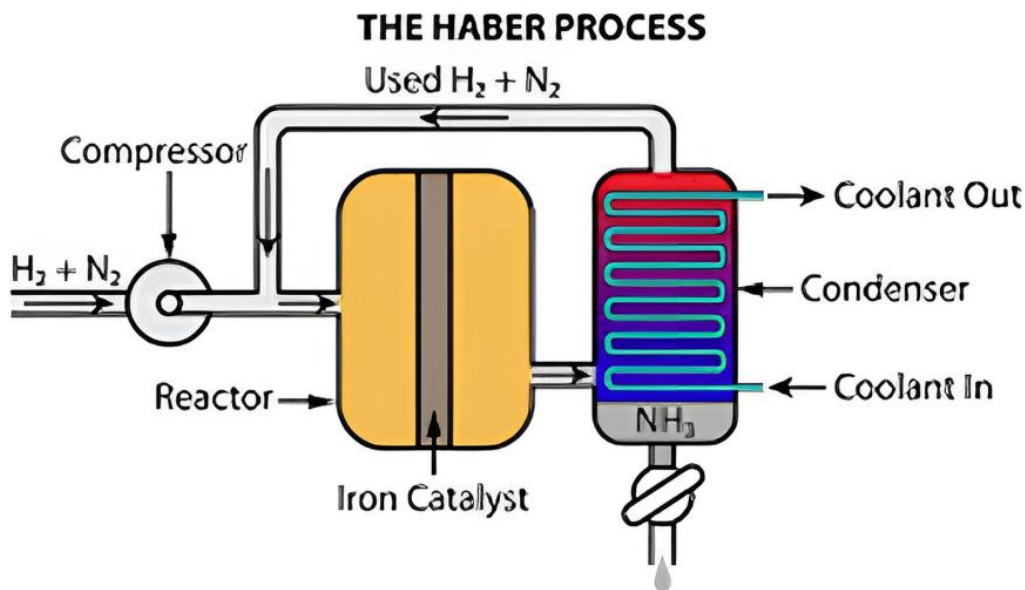
- ▷ **Reaksi Eksoterm:** Reaksi ini melepaskan panas, sehingga merupakan reaksi eksoterm. Oleh karena itu, proses ini cenderung lebih banyak menghasilkan amonia jika suhu diturunkan, sesuai dengan prinsip Azas Le Chatelier.
- ▷ **Suhu dan Tekanan Optimal:** Untuk mempercepat laju reaksi, suhu sekitar 450°C dan tekanan sekitar 200-300 atm digunakan dalam industri. Meskipun suhu rendah menguntungkan untuk pembentukan amonia, suhu tinggi diperlukan untuk mencapai laju reaksi yang cukup cepat. Oleh karena itu, suhu dan tekanan dikompromikan untuk mencapai keseimbangan antara kecepatan reaksi dan hasil yang diinginkan.
- ▷ **Katalis:** Katalis besi (Fe) digunakan dalam proses ini untuk mempercepat reaksi, tanpa mengubah posisi keseimbangan. Dengan adanya katalis, proses ini dapat berjalan lebih cepat tanpa meningkatkan suhu yang diperlukan.

C. Penerapan Azas Le Chatelier

Proses Haber memperlihatkan penerapan prinsip Azas Le Chatelier, di mana:

- ▷ Peningkatan tekanan mendorong reaksi ke arah produk, karena pada sisi produk (NH_3) terdapat lebih sedikit mol gas (2 mol NH_3) dibandingkan dengan sisi reaktan (4 mol gas: 1 mol N_2 dan 3 mol H_2).

- ▷ Penurunan suhu meningkatkan pembentukan amonia karena reaksi tersebut bersifat eksoterm, meskipun penurunan suhu yang terlalu rendah dapat memperlambat laju reaksi.
- ▷ Katalis besi digunakan untuk mempercepat laju reaksi, memungkinkan reaksi untuk mencapai kesetimbangan dengan lebih cepat pada suhu dan tekanan yang lebih efisien.



Proses Haber- shutterstock.com/1273845826

Proses Pembuatan Asam Sulfat dengan Proses Kontak

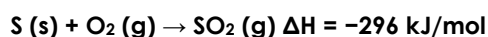
Proses Kontak adalah metode industri utama untuk produksi asam sulfat (H₂SO₄) dalam jumlah besar. Asam sulfat merupakan bahan kimia yang memiliki banyak kegunaan dalam industri, termasuk dalam produksi pupuk, pengolahan logam, baterai, dan bahan kimia lainnya. Proses ini disebut **Proses Kontak** karena gas sulfur dioksida (SO₂) dikonversi menjadi sulfur trioksida (SO₃) melalui kontak dengan katalis.

A. Reaksi Dasar dalam Proses Kontak

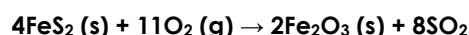
Pembuatan asam sulfat melalui Proses Kontak terdiri dari beberapa tahap utama:

1) Pembakaran Belerang atau Pirit untuk Membentuk SO₂

Sulfur (S) atau bijih pirit (FeS₂) dibakar dengan oksigen untuk menghasilkan sulfur dioksida (SO₂):



atau



2) Oksidasi SO₂ menjadi SO₃

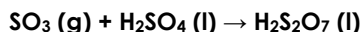
Gas sulfur dioksida (SO₂) kemudian dioksidasi menjadi sulfur trioksida (SO₃) menggunakan oksigen dengan bantuan katalis **vanadium(V) oksida (V₂O₅)** pada suhu sekitar **450°C** dan tekanan sekitar **1-2 atm**:



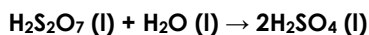
Reaksi ini bersifat **eksoterm**, sehingga suhu yang terlalu tinggi justru akan menggeser kesetimbangan ke arah reaktan. Oleh karena itu, suhu dijaga agar tidak terlalu tinggi, sekitar 450°C, agar reaksi tetap berlangsung cukup cepat tanpa mengurangi hasil SO₃.

3) Pembentukan Oleum dan Pengenceran menjadi Asam Sulfat

Sulfur trioksida (SO_3) kemudian dilarutkan dalam asam sulfat (H_2SO_4) untuk membentuk oleum ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$):



Oleum kemudian diencerkan dengan air untuk membentuk asam sulfat dengan konsentrasi yang diinginkan:



Catatan: SO_3 tidak langsung dilarutkan dalam air karena reaksi yang sangat eksoterm dapat menghasilkan kabut asam yang sulit dikondensasikan.

B. Penerapan Azas Le Chatelier dalam Proses Kontak

Proses Kontak menerapkan prinsip **Azas Le Chatelier** untuk mengoptimalkan produksi SO_3 :

- ▷ **Tekanan yang Lebih Tinggi:** Karena jumlah mol gas pada sisi produk lebih kecil, peningkatan tekanan akan menggeser kesetimbangan ke arah pembentukan SO_3 .
- ▷ **Suhu Optimal:** Reaksi eksoterm lebih disukai pada suhu rendah, tetapi suhu yang terlalu rendah akan memperlambat reaksi. Oleh karena itu, digunakan suhu sekitar **450°C** untuk menyeimbangkan antara kecepatan reaksi dan hasil yang optimal.
- ▷ **Penggunaan Katalis:** Katalis **V_2O_5** digunakan untuk mempercepat reaksi tanpa mengubah posisi.

Rangkuman

Kesetimbangan kimia adalah konsep fundamental dalam ilmu kimia yang menjelaskan bagaimana reaksi bolak-balik dapat mencapai keadaan di mana laju reaksi maju sama dengan laju reaksi mundur, sehingga konsentrasi reaktan dan produk tetap konstan. Reaksi bolak-balik menjadi dasar dari kesetimbangan kimia, yang memiliki karakteristik dinamis meskipun secara makroskopis tampak stabil. Kesetimbangan ini diatur oleh **hukum kesetimbangan**, yang dinyatakan dalam bentuk tetapan kesetimbangan (**K**), baik dalam bentuk **K_c (berdasarkan konsentrasi)** maupun **K_p (berdasarkan tekanan parsial gas)**. Hubungan antara **K_c** dan **K_p** menunjukkan bagaimana kondisi sistem dapat mempengaruhi posisi kesetimbangan, terutama dalam reaksi yang melibatkan gas.

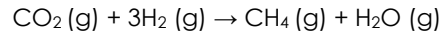
Kesetimbangan kimia juga dipengaruhi oleh faktor eksternal, seperti **perubahan konsentrasi, volume, tekanan, suhu, dan katalis**. Prinsip **Azas Le Chatelier** menjelaskan bahwa jika suatu sistem kesetimbangan mengalami gangguan, sistem akan menyesuaikan diri dengan bergeser ke arah yang mengurangi efek perubahan tersebut. Peningkatan konsentrasi reaktan akan mendorong reaksi ke arah produk, sedangkan peningkatan konsentrasi produk akan menggeser reaksi ke arah reaktan. Begitu pula, perubahan volume dan tekanan berpengaruh pada sistem gas, di mana peningkatan tekanan akan menggeser kesetimbangan ke arah jumlah mol gas yang lebih sedikit, sedangkan penurunan tekanan akan menggeser kesetimbangan ke arah jumlah mol gas yang lebih banyak. **Perubahan suhu** juga memainkan peran penting, dengan reaksi endoterm menyerap panas dan reaksi eksoterm melepaskan panas, sehingga peningkatan suhu akan mendorong kesetimbangan ke arah reaksi endoterm dan sebaliknya. **Katalis**, meskipun tidak mengubah posisi kesetimbangan, dapat mempercepat laju reaksi menuju kesetimbangan.

Konsep kesetimbangan kimia tidak hanya berlaku dalam teori tetapi juga dalam berbagai **proses alami dan industri**. Dalam kehidupan sehari-hari dan lingkungan, kesetimbangan kimia berperan dalam proses biologis seperti **pernapasan dan fotosintesis**, serta dalam keseimbangan karbon dioksida dalam lautan dan atmosfer. Di bidang industri, prinsip kesetimbangan diterapkan dalam **Proses Haber untuk pembuatan amonia**, yang digunakan sebagai bahan dasar pupuk nitrogen, dan **Proses Kontak untuk produksi asam sulfat**, yang merupakan bahan kimia penting dalam berbagai industri. Dalam kedua proses ini, pengaturan suhu, tekanan, dan penggunaan katalis menjadi kunci untuk meningkatkan efisiensi dan hasil produksi.

Kesimpulannya, kesetimbangan kimia adalah konsep yang sangat penting dalam ilmu kimia karena memberikan wawasan tentang bagaimana reaksi berlangsung dalam kondisi yang dapat dikendalikan. Pemahaman tentang faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan memungkinkan optimalisasi berbagai proses kimia di laboratorium maupun dalam skala industri. Dengan menguasai prinsip-prinsip kesetimbangan kimia, kita dapat mengembangkan metode yang lebih efisien dan ramah lingkungan dalam berbagai aplikasi kimia modern.

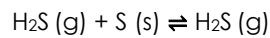
Latihan Soal

1. Dalam ruang tertutup 2 liter, terdapat 2 mol CO_2 dan 1.4 mol H_2 , dengan reaksi:



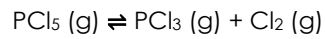
Pada saat setimbang, terdapat 0.4 mol CH_4 , maka nilai K_c untuk reaksi tersebut adalah:

- a. 20
 - b. 40
 - c. 60
 - d. 80
 - e. 100
2. Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut:



Ke dalam wadah 1 liter dimasukkan 0.1 mol gas H_2 dan 0.1 mol S hingga mencapai kesetimbangan. Jika K_c adalah 3, maka jumlah mol H_2S yang terbentuk adalah ...

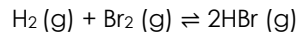
- a. 0.025
 - b. 0.05
 - c. 0.075
 - d. 0.1
 - e. 0.15
3. Berikut faktor-faktor yang mempengaruhi pergeseran kesetimbangan, kecuali ...
- a. Konsentrasi
 - b. Katalisator
 - c. Suhu
 - d. Tekanan
 - e. Volume
4. Berikut adalah ciri-ciri terjadinya reaksi kesetimbangan, kecuali ...
- a. Reaksi reversibel.
 - b. Terjadi dalam ruang tertutup.
 - c. Laju reaksi ke kiri sama dengan laju reaksi ke kanan.
 - d. Reaksi tidak dapat balik.
 - e. Tidak terjadi perubahan mikroskopis.
5. Harga K_p untuk reaksi kesetimbangan $2\text{X} (\text{g}) \rightleftharpoons 3\text{Y} (\text{g})$ adalah $\frac{1}{8}$. Jika tekanan parsial sebesar 8, maka tekanan parsial Y adalah ...
- a. 5
 - b. 1
 - c. 3
 - d. 6
 - e. 8
6. Dalam ruang 1 liter, terdapat reaksi disosiasi:



Jika pada saat setimbang perbandingan PCl_5 dan PCl_3 adalah 3:2, maka besarnya derajat disosiasi adalah ...

- a. 40%
- b. 50%
- c. 60%
- d. 70%
- e. 80%

7. Untuk mendapatkan gas HBr sebanyak-banyaknya sesuai dengan reaksi:



Maka dapat ditempuh dengan cara:

- a. Suhu tetap, volume diperbesar.
- b. Suhu tetap, volume diperkecil.
- c. Suhu diperbesar.
- d. Suhu dikurang.
- e. Ditambah katalisator.

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Latihan Soal Kimia
Kelas 11 BAB 6

Referensi

- Atkins, P. W., & de Paula, J. (2014). *Atkins' Physical Chemistry* (10th ed.). Oxford University Press.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill Education.
- Dickerson, R. E., Gray, H. B., & Haight, G. P. (2018). *Chemical Principles* (6th ed.). Benjamin-Cummings Publishing.
- Frost, B. R. T., & Pearson, R. G. (2011). *Kinetics and Mechanism* (3rd ed.). Wiley-Interscience.
- Housecroft, C. E., & Constable, E. C. (2020). *Chemistry: An Introduction to Advanced Topics* (5th ed.). Pearson Education.
- Laidler, K. J., & Meiser, J. H. (2019). *Physical Chemistry* (5th ed.). Houghton Mifflin Harcourt.
- Levine, I. N. (2021). *Physical Chemistry* (7th ed.). McGraw-Hill Education.
- Mortimer, R. G. (2017). *Physical Chemistry* (4th ed.). Elsevier Academic Press.
- Olmsted, J., & Williams, G. M. (2015). *Chemistry: The Molecular Science* (5th ed.). Cengage Learning.
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson.
- Silberberg, M. S., & Amateis, P. G. (2018). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (8th ed.). McGraw-Hill Education.
- Spencer, J. N., Bodner, G. M., & Rickard, L. H. (2012). *Chemistry: Structure and Dynamics* (5th ed.). Wiley.
- Timberlake, K. C. (2021). *Chemistry: An Introduction to General, Organic, and Biological Chemistry* (14th ed.). Pearson.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2022). *Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.
- Journal of Chemical Education. (2015-2024). Various Articles on Chemical Equilibrium and Industrial Chemistry. American Chemical Society.

BAB 7:

LARUTAN ELEKTROLIT DAN ASAM-BASA

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Larutan elektrolit & non-elektrolit, Daya hantar listrik, Ikatan & konduktivitas, Asam & basa, Indikator asam-basa, pH, Kekuatan asam-basa, Kesetimbangan elektrolit lemah, Percobaan asam-basa.

Tujuan Pembelajaran: Memahami Konsep, Pengukuran Larutan Elektrolit dan Non-Elektrolit serta Konsep, Pemahaman, dan Perhitungan Larutan Asam dan Basa

1. Menganalisis Daya Hantar Listrik Larutan

- ▷ Mengamati daya hantar listrik larutan untuk membedakan elektrolit dan nonelektrolit.
- ▷ Menghubungkan jenis ikatan dalam senyawa dengan kemampuan larutan menghantarkan listrik.

2. Mengidentifikasi Sifat Asam dan Basa

- ▷ Mendeskripsikan sifat larutan asam dan basa berdasarkan hasil pengamatan.
- ▷ Menemukan konsep hukum kesetimbangan dari hasil analisis tersebut.

3. Mempelajari Indikator Asam-Basa dan Pengukuran pH

- ▷ Menganalisis dan menjelaskan sistem kesetimbangan pada elektrolit lemah.

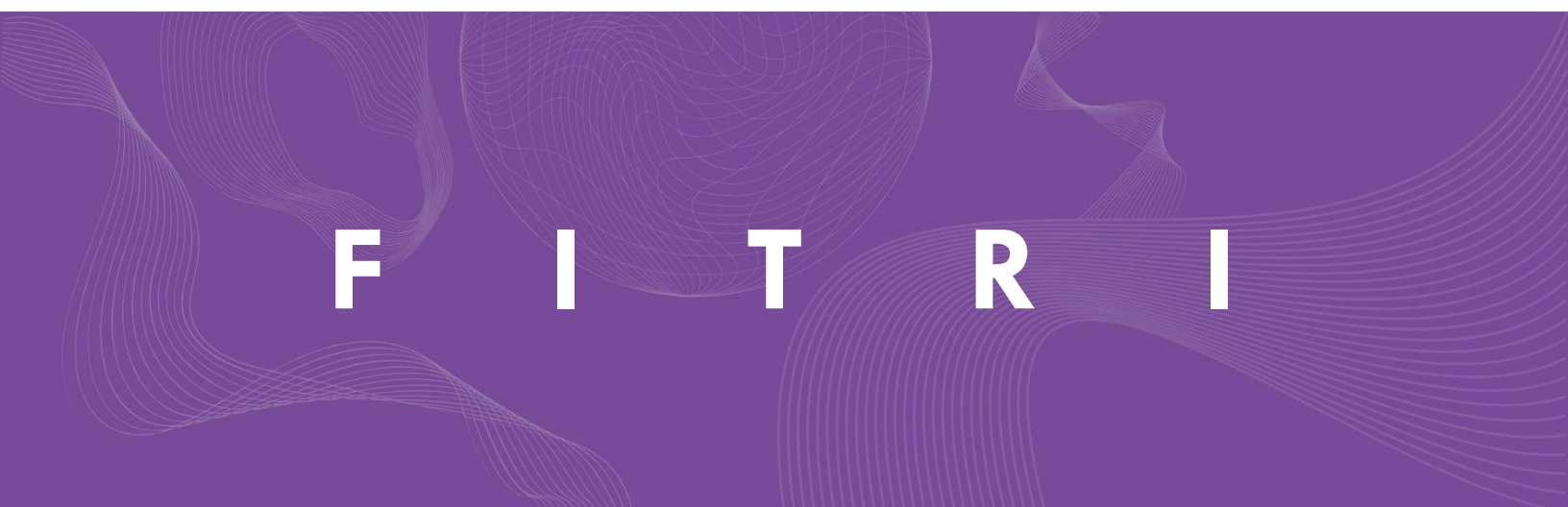
- ▷ Menggunakan nilai pH untuk menentukan kekuatan larutan asam dan basa.

4. Memahami Konsep Keseimbangan dalam Elektrolit

- ▷ Menganalisis dan menjelaskan sistem keseimbangan pada elektrolit lemah.
- ▷ Menggunakan nilai pH untuk menentukan kekuatan larutan asam dan basa.

5. Merancang dan Melakukan Percobaan Asam-Basa

- ▷ Merancang percobaan untuk membedakan sifat larutan asam kuat, asam lemah, basa kuat, dan basa lemah.
- ▷ Menganalisis hasil percobaan untuk memahami konsep pH dan kekuatan larutan asam-basa.



F I T R I

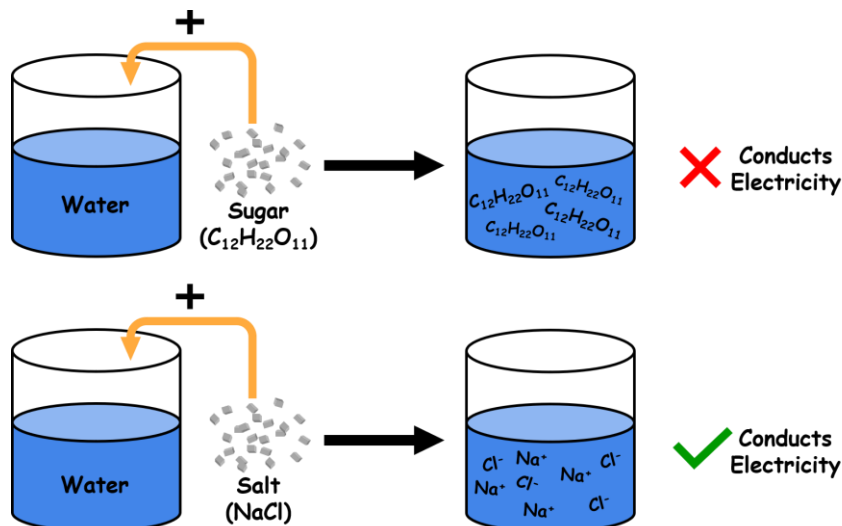


1. Larutan Elektrolit dan Nonelektrolit

Larutan adalah campuran homogen yang terbentuk ketika suatu zat terlarut (solut) larut dalam pelarut (solvent). Berdasarkan kemampuannya untuk menghantarkan listrik, larutan dapat dibagi menjadi dua kategori utama yaitu, **larutan elektrolit** dan **larutan nonelektrolit**. Pemahaman tentang perbedaan antara keduanya sangat penting dalam berbagai aplikasi kimia, termasuk dalam reaksi kimia, biologi, dan teknologi.

Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan listrik, karena senyawa yang terlarut dalam pelarut dapat terurai menjadi ion-ion yang bebas bergerak. Sementara itu, **larutan nonelektrolit** tidak dapat menghantarkan listrik karena senyawa yang terlarut tidak terionisasi, tetap berada dalam bentuk molekul yang tidak bermuatan.

Pada bagian ini, kita akan membahas lebih lanjut mengenai **ionisasi senyawa dalam larutan** yang menyebabkan terjadinya konduksi listrik serta perbedaan antara larutan elektrolit kuat dan lemah. Memahami konsep ini akan membantu kita dalam memahami bagaimana larutan berperilaku di bawah pengaruh medan listrik dan bagaimana hal tersebut mempengaruhi sifat kimianya.



Perbandingan larutan elektrolit dan non-elektrolit - [expii.com/Cassie Gates](https://expii.com/Cassie%20Gates)

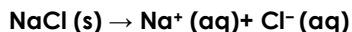
Ionisasi Senyawa dalam Larutan

Ionisasi adalah proses pemisahan molekul senyawa menjadi ion-ion positif (kation) dan negatif (anion) ketika senyawa tersebut dilarutkan dalam pelarut, biasanya air. Proses ini sangat penting karena ion-ion yang terbentuk ini bertanggung jawab terhadap kemampuan larutan untuk menghantarkan listrik. Pada senyawa **elektrolit**, ionisasi terjadi ketika senyawa terlarut terpecah menjadi ion-ion yang dapat bergerak bebas dalam larutan. Proses ini memungkinkan larutan elektrolit untuk menghantarkan arus listrik. Sebaliknya, senyawa **nonelektrolit** tidak terionisasi dalam larutan, sehingga larutan tersebut tidak dapat menghantarkan listrik.

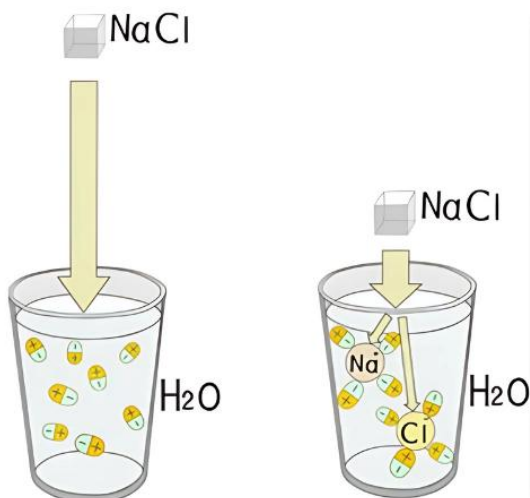
Ionisasi dapat terjadi melalui beberapa mekanisme, tergantung pada jenis senyawa yang dilarutkan. Pada **senyawa ionik**, ionisasi terjadi dengan pemisahan ion yang sudah ada dalam struktur kristalnya, seperti pada garam ($NaCl$) yang terurai menjadi ion Na^+ dan Cl^- ketika dilarutkan dalam air. Sedangkan pada **senyawa kovalen**, seperti asam lemah atau basa, ionisasi terjadi ketika molekul-molekul terpecah dan membentuk ion-ion setelah menerima atau melepaskan proton (H^+).

Proses ionisasi ini sangat dipengaruhi oleh faktor-faktor seperti kekuatan pelarut dan suhu. Air, sebagai pelarut universal, memiliki kemampuan untuk memutuskan ikatan antaratom dalam senyawa, sehingga memfasilitasi ionisasi.

Sebagai contoh, ketika garam natrium klorida (NaCl) dilarutkan dalam air, proses ionisasi yang terjadi adalah:



Ion-ion Na^+ dan Cl^- yang terpisah tersebut kemudian bergerak bebas dalam larutan, memungkinkan larutan tersebut untuk menghantarkan listrik.



Ionisasi NaCl dengan air – shutterstock.com/1047858727

Larutan Elektrolit Kuat dan Elektrolit Lemah

Larutan elektrolit dapat dibedakan menjadi dua kategori utama, yaitu **elektrolit kuat** dan **elektrolit lemah**, berdasarkan sejauh mana senyawa tersebut terionisasi atau terpecah menjadi ion-ion ketika dilarutkan dalam pelarut, biasanya air.

A. Larutan Elektrolit Kuat

Larutan elektrolit kuat terbentuk ketika senyawa elektrolit sepenuhnya terionisasi dalam larutan. Ini berarti hampir seluruh molekul senyawa yang terlarut terpecah menjadi ion-ion bebas yang dapat bergerak dalam larutan, memungkinkan larutan tersebut untuk menghantarkan listrik dengan sangat baik.

Contoh senyawa elektrolit kuat yang umum adalah **garam**, **asam kuat**, dan **basa kuat**. Misalnya, **natrium klorida (NaCl)**, ketika dilarutkan dalam air, akan sepenuhnya terionisasi menjadi ion Na^+ dan Cl^- . Begitu pula dengan asam kuat seperti **asam klorida (HCl)** dan basa kuat seperti **natrium hidroksida (NaOH)**, yang juga akan sepenuhnya terionisasi menjadi ion H^+ atau OH^- , serta ion-ion lainnya.

Proses ionisasi pada elektrolit kuat dapat digambarkan sebagai berikut:

- ▷ $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$
- ▷ $\text{HCl (aq)} \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$
- ▷ $\text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

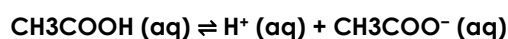
Karena ionisasi hampir sempurna, larutan elektrolit kuat memiliki konduktivitas listrik yang sangat tinggi.

B. Larutan Elektrolit Lemah

Berbeda dengan elektrolit kuat, larutan elektrolit lemah hanya terionisasi sebagian dalam pelarut. Sebagian besar molekul senyawa tetap berada dalam bentuk molekul yang tidak terpecah menjadi ion, sementara sebagian kecilnya terionisasi menjadi ion-ion bebas. Akibatnya, larutan elektrolit lemah hanya dapat menghantarkan listrik dengan efisiensi yang lebih rendah dibandingkan elektrolit kuat.

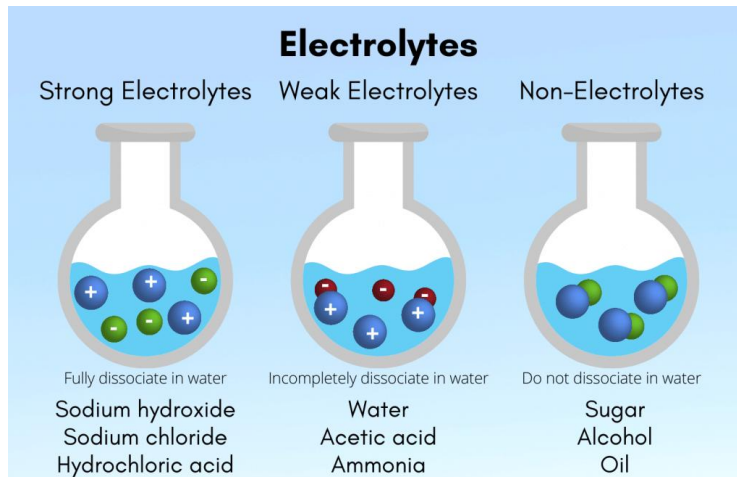
Contoh dari senyawa elektrolit lemah adalah **asam lemah** seperti **asam asetat (CH_3COOH)** dan **basa lemah** seperti **amonium hidroksida (NH_4OH)**. Ketika asam asetat dilarutkan dalam air, sebagian besar molekul asam asetat tetap dalam bentuk molekul, sedangkan sebagian kecilnya terionisasi menjadi ion H^+ dan CH_3COO^- .

Reaksi ionisasi pada asam asetat dapat digambarkan sebagai berikut:



Pada elektrolit lemah, tanda $\rightleftharpoons$ menunjukkan bahwa proses ionisasi berjalan secara reversibel, yaitu ionisasi terjadi dalam keseimbangan, sehingga tidak semua molekul terionisasi menjadi ion.

Larutan elektrolit lemah memiliki konduktivitas listrik yang lebih rendah dibandingkan dengan larutan elektrolit kuat karena jumlah ion bebas dalam larutan yang terbentuk lebih sedikit.



Ilustrasi perbandingan elektrolit kuat, lemah, dan nonelektrolit – [scicencenotes.org/Anne Helmenstine](https://scicencenotes.org/Anne%20Helmenstine)

Tabel perbandingan elektrolit kuat, lemah, dan nonelektrolit

Kriteria	Elektrolit Kuat	Elektrolit Lemah	Non Elektrolit
Tingkat Ionisasi	Hampir sempurna (100%)	Sebagian (terionisasi sebagian)	Tidak terionisasi
Contoh Senyawa	NaCl, HCl, NaOH	CH_3COOH , NH_4OH	Glukosa, Urea
Kemampuan Menghantarkan Listrik	Sangat baik	Baik, tapi lebih rendah dibanding elektrolit kuat	Tidak menghantarkan listrik
Contoh Reaksi Ionisasi	$\text{NaCl} (\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$	$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$	Tidak ada ionisasi
Contoh Larutan	Air garam, HCl, NaOH	Larutan asam asetat, amonium hidroksida	Larutan glukosa, urea



Tahukah Kamu?

NaCl dalam dunia medis!

- ▷ NaCl fisiologis, atau larutan saline, adalah larutan natrium klorida (NaCl) dengan konsentrasi 0,9% yang sering digunakan dalam dunia medis. Larutan ini berfungsi untuk menggantikan cairan tubuh yang hilang, misalnya selama dehidrasi atau setelah operasi.
- ▷ NaCl fisiologis juga digunakan untuk membersihkan luka atau sebagai larutan infus untuk menjaga keseimbangan elektrolit dan pH tubuh. Keberadaannya dalam terapi medis sangat penting karena kesamaannya dengan komposisi cairan tubuh manusia



Contoh soal larutan elektrolit dan non-elektrolit

Perhatikan table berikut!

Larutan	Lampu	Elektrode
A	Menyala	Banyak gelembung gas
B	Menyala	Banyak gelembung gas
C	Tidak menyala	Tidak ada gelembung gas
D	Tidak menyala	Sedikit gelembung gas
E	Tidak menyala	Sedikit gelembung gas

Larutan yang termasuk elektrolit kuat, elektrolit lemah, dan nonelektrolit adalah?

Jawaban:

- A. Lampu menyala dan banyak gelembung gas = Elektrolit kuat
- B. Lampu menyala dan banyak gelembung gas = Elektrolit kuat
- C. Lampu tidak menyala dan tidak ada gelembung gas = nonelektrolit
- D. Lampu tidak menyala dan ada sedikit gelembung gas = Elektrolit lemah
- E. Lampu tidak menyala dan ada sedikit gelembung gas = Elektrolit lemah



2. Asam dan Basa

Asam dan basa merupakan dua jenis senyawa kimia yang memiliki sifat khas dan berperan penting dalam berbagai reaksi kimia, baik dalam kehidupan sehari-hari maupun dalam industri. Kedua senyawa ini sering ditemukan dalam larutan, yang dapat mempengaruhi sifat fisik dan kimia suatu larutan, seperti pH dan daya hantar listrik.

Asam umumnya memiliki rasa asam dan dapat melepaskan ion hidrogen (H^+) ketika larut dalam air, sementara **basa** memiliki rasa pahit dan dapat menerima ion hidrogen atau melepaskan ion hidroksida (OH^-) dalam air. Pemahaman mengenai asam dan basa penting karena keduanya sangat mempengaruhi proses-proses biokimia, seperti pencernaan, serta berperan dalam pengaturan pH dalam tubuh dan lingkungan.

Pada bagian ini, kita akan mengkaji lebih dalam tentang **larutan asam dan basa**, serta teori-teori yang menjelaskan konsep asam dan basa, termasuk teori **Svante Arrhenius**, **Bronsted-Lowry**, dan **G.N. Lewis**. Pengetahuan ini akan memberikan pemahaman yang lebih jelas mengenai sifat dan peran asam serta basa dalam berbagai reaksi kimia.

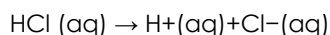
Larutan Asam dan Larutan Basa

Larutan asam dan basa merupakan jenis larutan yang memiliki sifat khas berdasarkan kemampuan mereka untuk melepaskan atau menerima ion hidrogen (H^+) dan ion hidroksida (OH^-) ketika dilarutkan dalam air. Perbedaan sifat ini adalah dasar dari berbagai reaksi kimia yang terjadi antara asam dan basa, serta pengaruhnya terhadap pH larutan.

A. Larutan Asam

Larutan asam adalah larutan yang mengandung **ion hidrogen (H^+)** atau lebih sering disebut **ion proton**. Ketika senyawa asam dilarutkan dalam air, asam akan terionisasi untuk menghasilkan ion H^+ . Keberadaan ion H^+ ini yang memberikan rasa asam pada larutan dan menjadikan larutan tersebut bersifat korosif.

Contoh senyawa asam yang dapat terlarut dalam air antara lain **asam klorida (HCl)**, **asam sulfat (H_2SO_4)**, dan **asam asetat (CH_3COOH)**. Sebagai contoh, ketika asam klorida dilarutkan dalam air, ia terionisasi menjadi:

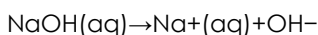


Keberadaan ion H^+ ini yang menyebabkan larutan memiliki pH rendah (kurang dari 7), yang menandakan sifat asamnya.

B. Larutan Basa

Sebaliknya, larutan basa mengandung **ion hidroksida (OH^-)**. Senyawa basa dapat melepaskan ion OH^- ke dalam larutan ketika dilarutkan dalam air, atau dalam beberapa kasus, basa dapat menerima ion H^+ . Ion OH^- ini yang memberikan rasa pahit pada larutan serta sifat basa yang dapat mengikat ion H^+ .

Contoh senyawa basa yang larut dalam air antara lain **natrium hidroksida (NaOH)**, **kalium hidroksida (KOH)**, dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**. Sebagai contoh, ketika natrium hidroksida dilarutkan dalam air, ia terionisasi menjadi:



Larutan basa memiliki pH yang lebih tinggi dari 7, yang menunjukkan sifat basa larutannya.

Teori Asam dan Basa

Konsep **asam dan basa** telah berkembang seiring waktu dengan berbagai teori yang menjelaskan sifat serta perilaku senyawa asam dan basa dalam larutan. Para ilmuwan telah mengajukan beberapa teori utama untuk mendefinisikan asam dan basa berdasarkan pendekatan yang berbeda, di antaranya **teori Arrhenius**, **teori Brønsted-Lowry**, dan **teori Lewis**.

Setiap teori memberikan perspektif yang berbeda tentang bagaimana suatu zat dapat dikategorikan sebagai asam atau basa. **Teori Arrhenius** menjelaskan asam dan basa berdasarkan ionisasi dalam air, **teori Brønsted-Lowry** menitikberatkan pada kemampuan suatu zat dalam menerima atau melepaskan proton (H^+), sementara **teori Lewis** melihat asam dan basa berdasarkan transfer pasangan elektron.

Pemahaman teori-teori ini sangat penting karena konsep asam dan basa tidak hanya terbatas pada larutan dalam air, tetapi juga berperan dalam berbagai reaksi kimia di industri, biologi, serta kehidupan sehari-hari. Pada bagian berikutnya, kita akan membahas lebih lanjut tentang setiap teori asam-basa dan bagaimana teori tersebut diaplikasikan dalam kimia modern.

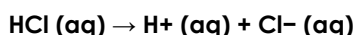
A. Teori Svante Arrhenius

Teori **Svante Arrhenius** tentang asam dan basa adalah salah satu teori paling awal yang dikemukakan untuk menjelaskan sifat asam dan basa dalam larutan, khususnya dalam air. Menurut teori ini, **asam** adalah senyawa yang dapat melepaskan ion **hidrogen (H^+)** atau proton ketika dilarutkan dalam air, sementara **basa** adalah senyawa yang dapat melepaskan ion **hidroksida (OH^-)** dalam air.

Teori Arrhenius sangat bergantung pada keberadaan air sebagai pelarut, dan ia menghubungkan sifat asam dan basa dengan kemampuan senyawa untuk terionisasi dalam air. Meskipun teori ini sangat berguna dan banyak diterima, ia memiliki keterbatasan karena hanya berlaku untuk larutan dalam air dan tidak dapat menjelaskan perilaku asam dan basa dalam pelarut selain air.

1) Definisi Asam menurut Arrhenius

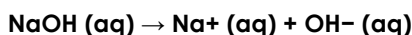
Senyawa yang melepaskan ion H^+ (proton) ketika dilarutkan dalam air. Sebagai contoh:



Dalam reaksi ini, asam klorida (HCl) terionisasi dalam air untuk menghasilkan ion hidrogen (H^+) dan ion klorida (Cl^-).

2) Definisi Basa menurut Arrhenius:

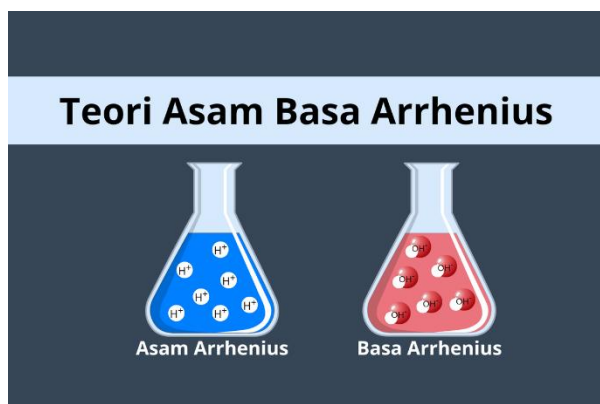
Senyawa yang melepaskan ion OH^- (hidroksida) ketika dilarutkan dalam air. Sebagai contoh:



Pada reaksi ini, natrium hidroksida ($NaOH$) terionisasi dalam air untuk menghasilkan ion natrium (Na^+) dan ion hidroksida (OH^-).

Keterbatasan Teori Arrhenius:

- ▷ **Keterbatasan pelarut:** Teori ini hanya berlaku untuk larutan yang menggunakan air sebagai pelarut dan tidak dapat menjelaskan sifat asam dan basa dalam pelarut non-aqueous.
- ▷ **Basa dalam amonia:** Teori Arrhenius tidak dapat menjelaskan sifat basa dalam amonia (NH_3), karena amonia tidak mengandung ion OH^- tetapi bertindak sebagai basa dengan menerima ion H^+ .



Ilustrasi Asam – Basa Arrhenius – kompas.com/Silmi Nurul Utami

B. Teori Bronsted-Lowry

Teori **Bronsted-Lowry** yang dikemukakan oleh Johannes Nicolaus Brønsted dan Thomas Martin Lowry pada tahun 1923, memperluas konsep asam dan basa yang diajukan oleh Arrhenius. Berbeda dengan teori Arrhenius yang terbatas pada larutan air, teori **Bronsted-Lowry** tidak bergantung pada pelarut dan dapat diterapkan pada reaksi asam-basa dalam pelarut apapun.

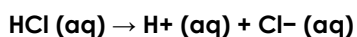
Menurut teori ini:

- ▷ **Asam** adalah zat yang **melepaskan proton (H^+)** atau ion hidrogen dalam suatu reaksi kimia.
- ▷ **Basa** adalah zat yang **menerima proton (H^+)** dalam reaksi kimia.

Teori ini lebih fleksibel karena memungkinkan pemahaman reaksi asam-basa yang lebih luas, bahkan di luar air. Reaksi antara asam dan basa di bawah teori ini melibatkan transfer proton antara dua molekul.

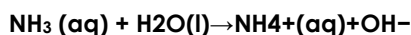
1) Definisi Asam dan Basa menurut Bronsted-Lowry:

- ▷ **Asam:** Zat yang mendonorkan proton (H^+). Contoh: **HCl** dalam air



Dalam reaksi ini, asam klorida (HCl) mendonorkan proton (H^+) kepada air (H_2O).

- ▷ **Basa:** Zat yang menerima proton (H^+). Contoh: **Ammonia (NH_3)** dalam air



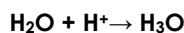
Dalam reaksi ini, amonia (NH_3) menerima proton (H^+) dari air, menghasilkan ion amonium (NH_4^+) dan ion hidroksida (OH^-).

2) Keunggulan Teori Bronsted-Lowry

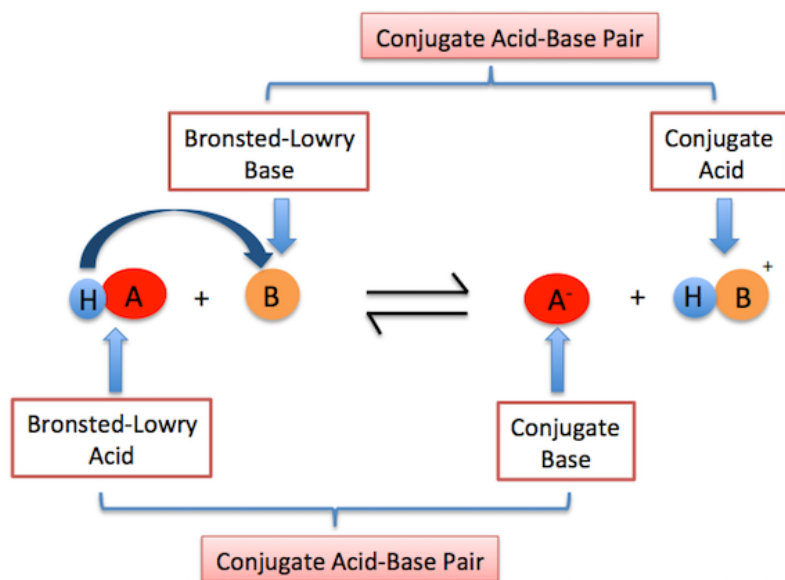
- ▷ **Lebih Umum:** Teori ini tidak terbatas pada pelarut air, sehingga dapat diterapkan pada berbagai sistem kimia, baik dalam pelarut non-aqueous maupun gas.
- ▷ **Menjelaskan Reaksi Netralisasi yang Lebih Luas:** Teori ini mampu menjelaskan banyak reaksi yang tidak dapat dijelaskan oleh teori Arrhenius, seperti reaksi antara asam lemah dan basa.

3) Konsep Konjugasi Asam-Basa:

Teori ini juga memperkenalkan konsep **pasangan konjugat**. Setiap asam memiliki basa konjugat, dan setiap basa memiliki asam konjugat. Pasangan konjugat ini dihasilkan setelah asam mendonorkan proton atau basa menerima proton. Sebagai contoh, setelah HCl melepaskan proton, ion Cl^- yang terbentuk adalah basa konjugat dari HCl. Reaksi:



H_2O dapat bertindak sebagai basa ketika menerima proton, membentuk ion H_3O^+ (asam konjugat dari H_2O).



Ilustrasi Asam – Basa Konjugasi – socratic.org/Kayla

4) Keterbatasan Teori Bronsted-Lowry

Meskipun lebih umum dari teori Arrhenius, teori ini masih tidak dapat menjelaskan reaksi asam-basa yang melibatkan senyawa yang tidak dapat melepaskan atau menerima proton, seperti **senyawa Lewis**.

C. Teori Lewis

Teori **Lewis** yang dikemukakan oleh Gilbert N. Lewis pada tahun 1923, adalah teori yang lebih modern dan lebih umum dibandingkan dengan teori Arrhenius dan Brønsted-Lowry. Teori ini tidak hanya mengaitkan asam dan basa dengan transfer proton (H^+), tetapi lebih fokus pada transfer **pasangan elektron**. Menurut teori Lewis:

- **Asam Lewis** adalah zat yang **menerima pasangan elektron**.
- **Basa Lewis** adalah zat yang **menyumbangkan pasangan elektron**.

Teori Lewis memberikan pemahaman yang lebih luas mengenai reaksi asam-basa karena tidak bergantung pada keberadaan ion H^+ atau OH^- , dan dapat diterapkan pada banyak reaksi kimia, termasuk reaksi dalam gas atau pelarut non-aqueous.

1) Definisi Asam dan Basa menurut Lewis:

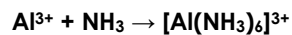
- ▷ **Asam Lewis:** Zat yang dapat menerima pasangan elektron dari basa dalam suatu reaksi kimia. Biasanya, asam Lewis adalah senyawa dengan orbital kosong atau kekurangan elektron yang dapat menerima pasangan elektron..
- ▷ **Basa Lewis:** Zat yang dapat menyumbangkan pasangan elektron kepada asam Lewis dalam suatu reaksi kimia. Basa Lewis biasanya memiliki pasangan elektron bebas yang siap untuk dibagikan.

2) Keunggulan Teori Lewis

- ▷ **Lebih Umum dan Fleksibel:** Teori Lewis lebih fleksibel dan dapat menjelaskan reaksi asam-basa dalam pelarut non-aqueous dan bahkan pada gas. Ia dapat diterapkan pada reaksi yang tidak melibatkan ion hidrogen atau hidroksida.
- ▷ **Menjelaskan Reaksi yang Lebih Kompleks:** Teori ini dapat menjelaskan banyak reaksi asam-basa yang tidak bisa dijelaskan oleh teori Arrhenius atau Brønsted-Lowry, terutama yang melibatkan senyawa yang tidak terlibat dalam transfer proton.

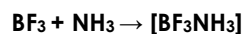
3) Contoh Reaksi Asam-Basa menurut Teori Lewis:

- ▷ **Reaksi antara Al^{3+} dan amonia (NH_3)**

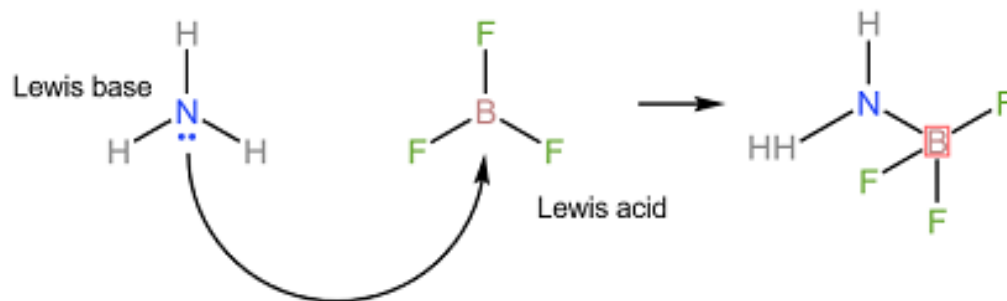


Dalam reaksi ini, ion Al^{3+} bertindak sebagai asam Lewis karena menerima pasangan elektron dari basa Lewis, yaitu amonia.

- ▷ **Reaksi antara BF_3 dan amonia (NH_3)**



Dalam reaksi ini, BF_3 bertindak sebagai asam Lewis yang menerima pasangan elektron dari NH_3 yang bertindak sebagai basa Lewis.



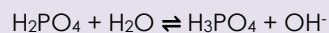
Ilustrasi Reaksi BF_3 dengan NH_3 – Homework.study.com

4) Keterbatasan Teori Lewis

- ▷ **Tidak menjelaskan pH larutan:** Berbeda dengan teori Arrhenius atau Brønsted-Lowry, teori Lewis tidak memberikan informasi langsung tentang pH larutan atau bagaimana konsentrasi ion H^+ dan OH^- mempengaruhi sifat asam atau basa.
- ▷ **Kurang mengarah pada aplikasi praktis untuk sistem biologis:** Meskipun teori Lewis lebih luas dan dapat diterapkan dalam berbagai reaksi kimia, aplikasi teorinya dalam sistem biologis atau kehidupan sehari-hari mungkin tidak sepopuler teori lainnya yang lebih sederhana.

Contoh soal teori asam-basa

Perhatikan reaksi berikut:



Tentukan senyawa asam dan basa serta konjugasinya.

Jawaban:

- 1) Asam: H_2O dan H_3PO_4 , karena memiliki kecenderungan menyumbangkan proton (H^+) kepada OH^- dan H_2PO_4
- 2) Basa: OH^- dan H_2PO_4 , karena memiliki kecenderungan menerima proton (H^+) dari H_2O dan H_3PO_4
- 3) Asam-basa konjugasi menurut Bronsted-Lowry adalah H_2PO_4 dan H_3PO_4

Tabel beberapa nama asam

Nama Asam	Rumus Asam	Reaksi Ionisasi
Asam Klorida	HCl	$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$
Asam Sulfat	H_2SO_4	$H_2SO_4(aq) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
Asam Asetat	CH_3COOH	$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$
Asam Nitrat	HNO_3	$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$
Asam Fosfat	H_3PO_4	$H_3PO_4(aq) \rightleftharpoons 3H^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$

Tabel beberapa nama basa

Nama Basa	Rumus Basa	Reaksi Ionisasi
Natrium Hidroksida	NaOH	$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$
Kalium Hidroksida	KOH	$KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$
Amonia	NH_3	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
Kalsium Hidroksida	$Ca(OH)_2$	$Ca(OH)_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
Magnesium Hidroksida	$Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_2(aq) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

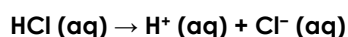
Terbentuknya Larutan Asam dan Basa

Terbentuknya larutan asam dan basa dalam pelarut, khususnya air, adalah hasil dari proses ionisasi atau disosiasi senyawa terlarut yang berlangsung dalam air. Proses ini melibatkan pemecahan ikatan kimia dalam senyawa dan pembentukan ion-ion yang bebas bergerak dalam larutan. Pemahaman tentang bagaimana larutan asam dan basa terbentuk sangat penting, karena hal ini memengaruhi sifat larutan, seperti pH, konduktivitas listrik, dan reaktivitasnya dalam reaksi kimia.

A. Terbentuknya Larutan Asam

Larutan asam terbentuk ketika senyawa asam yang larut dalam air terionisasi atau terpecah menjadi ion hidrogen (H^+) dan anion. Ion hidrogen yang dihasilkan inilah yang memberikan sifat asam pada larutan tersebut. Sebagai contoh, ketika asam klorida (HCl) dilarutkan dalam air, ia akan terionisasi sepenuhnya menjadi ion H^+ dan Cl^- , sehingga larutan ini bersifat asam.

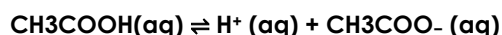
Contoh reaksi ionisasi asam:



Dalam reaksi ini, asam klorida (HCl) terionisasi menjadi ion hidrogen (H^+) dan ion klorida (Cl^-). Keberadaan ion H^+ inilah yang menyebabkan larutan memiliki pH rendah (kurang dari 7), yang menandakan sifat asam.

Pada asam lemah, seperti asam asetat (CH_3COOH), proses ionisasi tidak berlangsung sepenuhnya. Sebagian besar molekul asam tetap dalam bentuk molekul, sementara sebagian kecil terionisasi menjadi ion H^+ dan ion asetat (CH_3COO^-).

Reaksi ionisasi asam asetat:

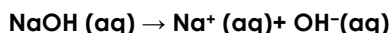


Pada reaksi ini, ionisasi berjalan secara reversibel, yang menunjukkan bahwa larutan asam asetat memiliki konsentrasi ion H^+ yang lebih rendah dibandingkan dengan asam kuat.

B. Terbentuknya Larutan Basa

Larutan basa terbentuk ketika senyawa basa larut dalam air dan menghasilkan ion hidroksida (OH^-) atau menerima ion H^+ dari air. Senyawa basa yang terlarut dalam air dapat melepaskan ion hidroksida (OH^-), yang memberi sifat basa pada larutan. Sebagai contoh, ketika natrium hidroksida (NaOH) dilarutkan dalam air, ia terionisasi menjadi ion natrium (Na^+) dan ion hidroksida (OH^-), sehingga larutan ini bersifat basa.

Reaksi ionisasi basa:



Pada reaksi ini, natrium hidroksida (NaOH) sepenuhnya terionisasi, menghasilkan ion Na^+ dan OH^- . Keberadaan ion OH^- ini menyebabkan larutan memiliki pH lebih tinggi (lebih dari 7), yang menandakan sifat basa.

Sementara itu, pada basa lemah seperti amonium hidroksida (NH_4OH), basa ini juga terionisasi hanya sebagian dalam air untuk menghasilkan ion OH^- , meskipun konsentrasi ion hidroksida yang terbentuk lebih rendah dibandingkan dengan basa kuat.

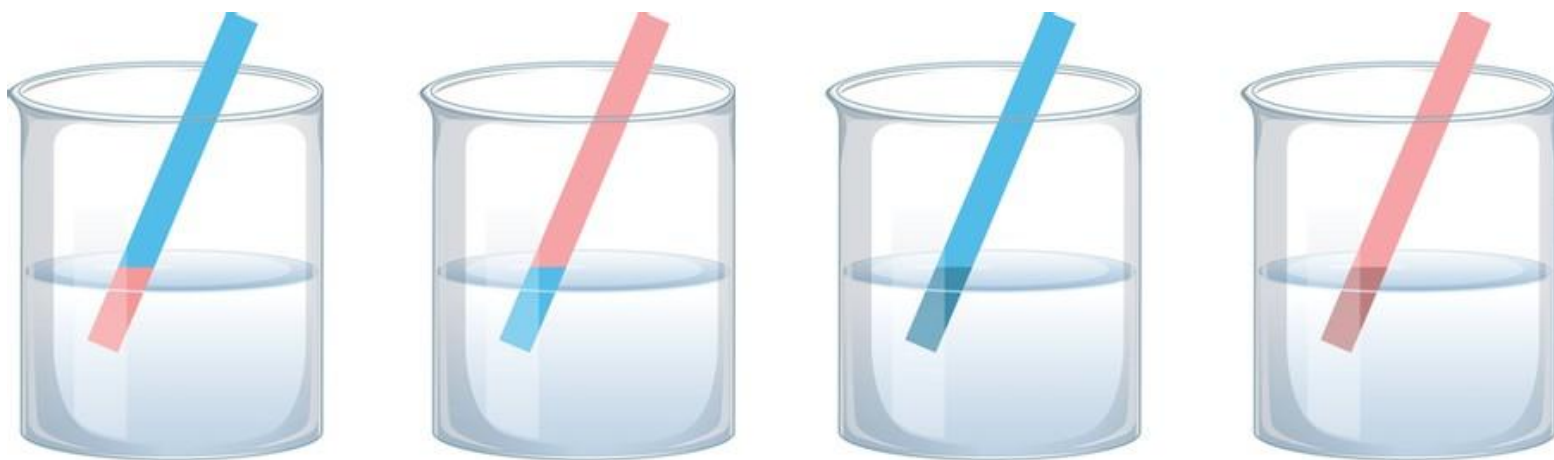
Reaksi ionisasi basa lemah:



C. Faktor yang Mempengaruhi Pembentukan Larutan Asam dan Basa

Beberapa faktor yang memengaruhi proses pembentukan larutan asam dan basa, serta tingkat ionisasi senyawa tersebut, antara lain:

- ▷ **Kekuatan senyawa:** Asam atau basa yang kuat akan terionisasi sepenuhnya dalam air, sedangkan asam atau basa yang lemah hanya terionisasi sebagian.
- ▷ **Konsentrasi larutan:** Semakin tinggi konsentrasi senyawa yang terlarut, semakin banyak ion yang terbentuk dalam larutan.
- ▷ **Suhu:** Suhu dapat mempengaruhi kecepatan ionisasi dan keseimbangan ionisasi, terutama untuk asam atau basa lemah.
- ▷ **Sifat pelarut:** Walaupun air adalah pelarut yang paling umum, pelarut lain seperti alkohol atau pelarut non-aqueous dapat mempengaruhi pembentukan larutan asam dan basa.





3. Keseimbangan Ion dalam Larutan Asam dan Basa

Pada larutan asam dan basa, terdapat suatu kondisi khusus yang disebut sebagai keseimbangan ion. Keseimbangan ini terjadi ketika laju pembentukan ion dalam larutan asam atau basa sama dengan laju pengembalian ion ke bentuk molekulnya, sehingga tidak ada perubahan konsentrasi ion yang signifikan dari waktu ke waktu. Proses ini sangat penting dalam menentukan pH larutan serta memahami bagaimana asam dan basa berperilaku dalam pelarut, terutama air.

Larutan asam atau basa yang kuat, seperti asam klorida (HCl) atau natrium hidroksida (NaOH), umumnya menunjukkan ionisasi sempurna, yang berarti hampir semua molekul terionisasi sepenuhnya. Namun, pada asam dan basa lemah, proses ionisasi terjadi secara reversibel, dan larutan mencapai suatu keseimbangan antara bentuk terionisasi dan bentuk molekul.

Pemahaman tentang keseimbangan ion dalam air menjadi kunci dalam menganalisis berbagai proses kimia, seperti pengaruh pH terhadap reaksi kimia, serta aplikasi praktis dalam berbagai bidang, termasuk biologi, kimia analitik, dan farmasi.

Pada bagian ini, kita akan membahas lebih dalam mengenai bagaimana keseimbangan ion terbentuk dalam larutan asam dan basa, serta faktor-faktor yang memengaruhi keseimbangan tersebut, seperti pengaruh asam kuat, basa kuat, asam lemah, dan basa lemah terhadap keseimbangan ion dalam air.

Keseimbangan Ion dalam Air

Air, meskipun tampak sebagai pelarut yang netral, sebenarnya terlibat dalam proses keseimbangan ion yang sangat penting. Air dapat terionisasi menjadi ion **hidrogen (H^+)** atau yang sering disebut **ion proton**, dan **ion hidroksida (OH^-)** dalam jumlah yang sangat kecil. Proses ini terjadi secara otomatis, dan keseimbangan antara ion H^+ dan OH^- dalam air murni sangat penting untuk memahami sifat asam dan basa dalam larutan.

A. Ionisasi Air

Ionisasi air adalah proses pembentukan ion H^+ dan OH^- dari molekul air (H_2O) itu sendiri. Reaksi ionisasi air dapat dituliskan sebagai berikut:



Pada suhu $25^\circ C$, konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam air murni adalah 1×10^{-7} mol/L, yang berarti pH air murni adalah 7, yang dianggap netral.

B. Konstanta Ionisasi Air (K_w)

Konstanta keseimbangan untuk ionisasi air dikenal dengan istilah **K_w** , yang merupakan hasil kali konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam air pada suhu $25^\circ C$. Nilai K_w pada suhu ini adalah:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$$

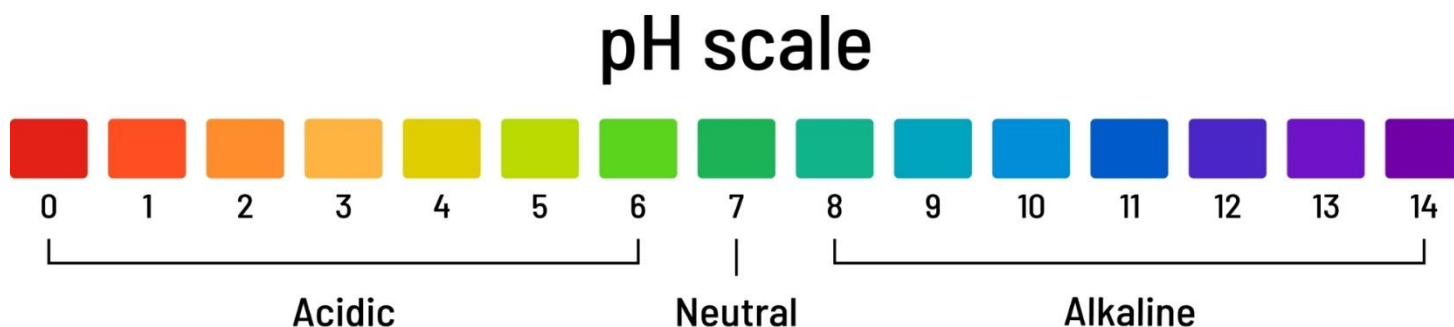
Ini menunjukkan bahwa pada suhu $25^\circ C$, meskipun jumlah ion H^+ dan OH^- sangat kecil, keduanya selalu berada dalam konsentrasi yang seimbang dan saling terkait satu sama lain.

C. Pentingnya K_w dalam Larutan Asam dan Basa

Ketika suatu asam atau basa dilarutkan dalam air, keseimbangan ion dalam air akan terganggu. Misalnya, ketika asam klorida (HCl) ditambahkan ke dalam air, HCl akan terionisasi sepenuhnya menjadi H^+ dan Cl^- . Penambahan ion H^+ ke dalam larutan menyebabkan **konsentrasi ion H^+** meningkat, dan untuk menjaga keseimbangan, konsentrasi ion OH^- akan berkurang, sehingga pH larutan akan turun dan larutan menjadi lebih asam.

Sebaliknya, ketika basa seperti natrium hidroksida (NaOH) ditambahkan ke dalam air, basa ini akan melepaskan ion OH^- ke dalam larutan, yang akan menyebabkan **konsentrasi ion OH^-** meningkat dan konsentrasi ion H^+ berkurang, sehingga pH larutan akan naik, dan larutan menjadi lebih basa.

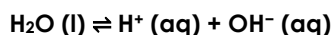
Pengaruh Asam dan Basa Terhadap Keseimbangan Air



Ketika asam atau basa ditambahkan ke dalam air, mereka dapat mengubah keseimbangan ion dalam larutan tersebut. Asam melepaskan ion hidrogen (H^+) yang akan meningkatkan konsentrasi ion H^+ dan menurunkan konsentrasi ion hidroksida (OH^-), sementara basa melepaskan ion hidroksida (OH^-), yang akan mengurangi konsentrasi ion H^+ dan meningkatkan konsentrasi ion OH^- . Proses ini memengaruhi pH larutan, yang menentukan apakah larutan bersifat asam, netral, atau basa. Pemahaman tentang bagaimana asam dan basa memengaruhi keseimbangan ion dalam air sangat penting dalam berbagai reaksi kimia, baik dalam sistem laboratorium maupun dalam proses biologis dan industri.

A. Asam Kuat

Ketika asam kuat dilarutkan dalam air, ia akan terionisasi sepenuhnya untuk melepaskan ion hidrogen (H^+), yang secara langsung mempengaruhi konsentrasi ion H^+ dalam larutan. Karena ionisasi asam kuat bersifat sempurna, peningkatan konsentrasi ion H^+ ini akan menyebabkan keseimbangan ion dalam air tergeser, yaitu menurunnya konsentrasi ion hidroksida (OH^-), sesuai dengan konstanta ionisasi air (K_w). Hal ini akan menurunkan pH larutan, membuatnya lebih asam. Pada larutan air murni, keseimbangan ion air adalah



Namun, saat asam kuat seperti HCl ditambahkan, ion H^+ yang dihasilkan akan mempengaruhi konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan, menggeser keseimbangan tersebut.

Ketika asam kuat, misalnya HCl, dilarutkan dalam air, ia akan sepenuhnya terionisasi. Ini berarti konsentrasi ion H^+ dalam larutan akan sama dengan konsentrasi HCl yang ditambahkan. Sementara itu, ion OH^- akan berkurang dalam larutan untuk menjaga keseimbangan ion dalam air, yang ditentukan oleh konstanta ionisasi air (K_w), yang pada suhu 25°C bernilai 1×10^{-14} .

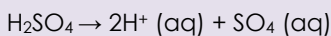
Rumus untuk menghitung pH dari larutan asam kuat adalah:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Contoh soal perhitungan asam kuat terhadap keseimbangan air

Hitunglah konsentrasi ion H^+ dalam larutan H_2SO_4 0.05M

Jawaban:

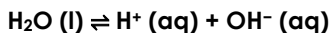


H_2SO_4 memiliki koefisien 1 dengan 0.05 M, karena H^+ koefisiennya 2, maka 2×0.05 M, sehingga $[H^+] = 0.1$ M

B. Basa Kuat

Basa kuat adalah senyawa yang terionisasi sepenuhnya dalam air untuk menghasilkan ion hidroksida (OH^-). Ketika basa kuat ditambahkan ke dalam air, konsentrasi ion OH^- dalam larutan akan meningkat, yang menyebabkan kesetimbangan ion dalam air bergeser. Karena konstanta ionisasi air (**K_w**) adalah tetap pada suhu tertentu (1×10^{-14} pada $25^\circ C$), peningkatan ion OH^- akan menyebabkan penurunan konsentrasi ion hidrogen (H^+). Hal ini menyebabkan kenaikan nilai **pH**, yang menunjukkan bahwa larutan menjadi lebih basa.

Kesetimbangan ion dalam air sebelum dan sesudah penambahan basa dapat dijelaskan sebagai berikut:



Ketika ion OH^- dari basa kuat masuk ke dalam larutan, reaksi kesetimbangan bergeser untuk mengurangi konsentrasi H^+ agar tetap memenuhi konstanta kesetimbangan air.

Ketika basa kuat, seperti **natrium hidroksida (NaOH)**, dilarutkan dalam air, ia akan **terionisasi sepenuhnya** menjadi ion Na^+ dan OH^- . Oleh karena itu, konsentrasi ion OH^- dalam larutan akan sama dengan konsentrasi molar basa yang ditambahkan.

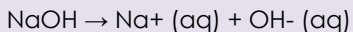
Untuk menghitung **pH**, kita bisa menggunakan hubungan antara ion OH^- dan H^+ yang diberikan oleh konstanta ionisasi air:

$$[H^+] = K_w [OH^-][H^+]$$

Contoh soal perhitungan basa kuat terhadap kesetimbangan air

Hitunglah $[H^+]$ dan $[OH^-]$ dalam larutan NaOH 0.01M

Jawaban:



NaOH memiliki koefisien 1, dan terionisasi sempurna, maka konsentrasi OH^- adalah 0.01M

$$[OH^-] = 0.01 \text{ M}$$

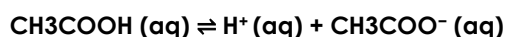
$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$\text{Maka, } 10^{-14} = [H^+][0.01]$$

$$\text{Hasilnya, } [H^+] = 10^{-12} \text{ M}$$

C. Asam Lemah

Asam lemah adalah senyawa yang hanya **terionisasi sebagian** dalam air untuk menghasilkan ion hidrogen (**H⁺**) dan ion sisa asamnya. Karena ionisasi yang tidak sempurna, kesetimbangan terjadi antara **asam dalam bentuk molekul** dan **ion-ion yang terbentuk dalam larutan**. Hal ini berbeda dengan asam kuat yang mengalami ionisasi sempurna. Ketika asam lemah dilarutkan dalam air, kesetimbangan ion dalam larutan akan bergeser sesuai dengan prinsip **Kesetimbangan Le Chatelier**, tergantung pada jumlah ion H⁺ yang dilepaskan. Konsentrasi ion H⁺ dari asam lemah tidak sama dengan konsentrasi asamnya, karena hanya sebagian kecil molekul yang terionisasi. Oleh karena itu, untuk menghitung **pH larutan asam lemah**, kita perlu menggunakan **konstanta kesetimbangan asam (K_a)**. Contoh reaksi umum ionisasi asam lemah, misalnya **asam asetat (CH₃COOH)**:



Karena ionisasi tidak sempurna, kita menggunakan **konstanta kesetimbangan asam (K_a)** untuk menghitung konsentrasi ion H⁺ dalam larutan.

Untuk menghitung **pH larutan asam lemah**, kita menggunakan persamaan kesetimbangan asam:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]^1}$$

Dimana:

- ▷ K_a = konstanta ionisasi asam
- ▷ [H⁺] = konsentrasi ion hidrogen dalam larutan
- ▷ [A⁻] = konsentrasi ion sisa asam dalam larutan
- ▷ [HA] = konsentrasi asam yang tidak terionisasi

Jika kita mengasumsikan bahwa **x** adalah jumlah ion H⁺ yang terbentuk dalam larutan, maka kesetimbangan ionisasi asam lemah dapat dituliskan sebagai berikut:

$$K_a = \frac{x^2}{[\text{HA}]^1 - x}$$

Karena asam lemah hanya sedikit terionisasi, maka nilai **x** biasanya sangat kecil dibandingkan dengan **[HA]**, sehingga kita dapat menyederhanakan perhitungan:

$$K_a \approx \frac{x^2}{[\text{HA}]^1}$$

Contoh soal perhitungan asam lemah terhadap kesetimbangan air

Hitunglah konsentrasi ion H⁺ dalam larutan CH₃COOH 0.1M, jika K_a = 10⁻⁶

Jawaban:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{k_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{0.000001 \times 0.1}$$

$$[H]^+ = 10^{-3} \text{ M}$$

Contoh soal perhitungan asam lemah terhadap kesetimbangan air

Sebuah larutan asam diketahui memiliki konsentrasi 10^{-2} M. Jika K_a adalah 10^{-6} , berapa persen asam yang terionisasi?

Jawaban:

$$[H]^+ = \sqrt{k_a \times [HA]}$$

$$10^{-2} = \sqrt{0.000001 \times [HA]}$$

$$[HA] = 10^{-2}$$

$$\alpha = \frac{\sqrt{K_a}}{\sqrt{[HA]}}$$

$$\alpha = \frac{\sqrt{0.000001}}{\sqrt{0.01}}$$

$$\text{Maka, } \alpha = 10^{-2} \times 100\%$$

$$\text{Hasilnya, } \alpha = 1\%$$

D. Basa Lemah

Basa lemah adalah senyawa yang hanya **terionisasi sebagian** dalam air untuk menghasilkan ion hidroksida (OH^-) dan ion sisa basanya. Berbeda dengan basa kuat yang terionisasi sepenuhnya, basa lemah mengalami **kesetimbangan** antara molekul basa dalam bentuk **tidak terionisasi** dan ion-ion yang terbentuk dalam larutan.

Ketika basa lemah dilarutkan dalam air, hanya sebagian kecil molekulnya yang menerima ion hidrogen (H^+) dari air, membentuk ion hidroksida (OH^-). Akibatnya, konsentrasi ion OH^- dalam larutan **lebih rendah dibandingkan basa kuat** dengan konsentrasi yang sama. Oleh karena itu, untuk menghitung **ionisasi basa lemah**, kita perlu menggunakan **konstanta kesetimbangan basa (K_b)**. Dengan cara penurunan yang sama, maka untuk menentukan $[OH]^-$ dalam larutan digunakan rumus:

$$[OH]^- = \sqrt{k_b \times [OH]}$$

Dari nilai K_b , dapat ditentukan derajat ionisasi basa dengan rumus

$$\alpha = \frac{\sqrt{K_b}}{\sqrt{[BOH]}}$$

Contoh soal perhitungan basa lemah terhadap kesetimbangan air

Hitunglah $[H]^+$ dalam larutan NH_4OH 0.1M, dengan $K_b = 10^{-5}$

Jawaban:

$$[OH]^- = \sqrt{k_b \times [NH_4OH]}$$

$$[OH]^- = \sqrt{0.00001 \times 0.1} = 10^{-3}$$

$$K_w = [H]^+ [OH]^-$$

$$\text{Maka, } 10^{-14} = [H]^+ [0.001]$$

$$\text{Hasilnya, } [H]^+ = 10^{-11} \text{ M}$$



4. Derajat Keasaman (pH)

pH adalah ukuran yang digunakan untuk menentukan tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan. Skala pH berkisar dari **0 hingga 14**, di mana nilai pH **kurang dari 7** menunjukkan bahwa larutan bersifat **asam**, pH **sama dengan 7** menunjukkan larutan **netral**, dan pH **lebih dari 7** menunjukkan bahwa larutan bersifat **basa**.

Konsep pH berkaitan dengan jumlah ion hidrogen yang terdapat dalam larutan. Semakin tinggi jumlah ion hidrogen, semakin rendah pH suatu larutan, sehingga larutan tersebut semakin asam. Sebaliknya, jika jumlah ion hidrogen dalam larutan berkurang, larutan menjadi lebih basa, dan nilai pH meningkat.

Dalam kehidupan sehari-hari, banyak zat yang memiliki nilai pH berbeda-beda. Misalnya, **cuka dan jus lemon** memiliki pH rendah karena mengandung asam, sedangkan **air murni** bersifat netral dengan pH mendekati 7. Sementara itu, **sabun dan larutan pembersih** memiliki pH tinggi karena bersifat basa.



pH meter – Shutterstock.com 2274420057

Aturan dan Konsep pH

pH adalah ukuran yang digunakan untuk menyatakan tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan berdasarkan konsentrasi ion hidrogen (H^+) di dalamnya. Semakin tinggi konsentrasi ion H^+ dalam larutan, semakin rendah pH-nya, yang berarti larutan semakin asam. Sebaliknya, semakin rendah konsentrasi ion H^+ , pH akan semakin tinggi, menunjukkan larutan yang lebih basa.

A. Rumus Dasar pH

pH didefinisikan dengan persamaan berikut:

$$pH = -\log [H^+]$$

Dimana:

- ▷ pH adalah nilai keasaman larutan.
- ▷ $[H^+]$ adalah konsentrasi ion hidrogen dalam larutan (dalam molar, M).

Karena nilai pH didasarkan pada logaritma, perubahan kecil dalam konsentrasi ion hidrogen dapat menyebabkan perubahan besar dalam nilai pH.

B. Konsep pOH dan Hubungannya dengan pH

Selain pH, terdapat juga pOH yang menyatakan tingkat kebasaan larutan berdasarkan konsentrasi ion hidroksida (OH^-). Rumusnya adalah:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Dimana:

- ▷ pOH adalah ukuran kebasaan larutan.

▷ $[\text{OH}^-]$ adalah konsentrasi ion hidroksida dalam larutan (M).

Terdapat hubungan antara pH dan pOH dalam larutan air, yang diberikan oleh rumus:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Hubungan ini berlaku pada suhu 25°C dan menunjukkan bahwa jika nilai pH meningkat, maka nilai pOH akan menurun, begitu pula sebaliknya.

C. Interpretasi Skala pH

Berdasarkan skala pH:

- ▷ **pH < 7** → Larutan **asam** (konsentrasi H^+ lebih tinggi dari OH^-).
- ▷ **pH = 7** → Larutan **netral** (konsentrasi H^+ dan OH^- seimbang, seperti air murni).
- ▷ **pH > 7** → Larutan **basa** (konsentrasi OH^- lebih tinggi dari H^+).

Contoh soal perhitungan pH

Hitunglah pH dan POH air murni pada suhu 25°C

Jawaban:

Air murni pada suhu tersebut memiliki $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -(-7)$$

$$\text{pH} = 7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{Maka, } 7 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{Hasilnya, pOH} = 7$$

Contoh soal perhitungan pH asam

Hitunglah pH larutan CH_3COOH 0.1M dengan $K_a = 10^{-5}$

Jawaban:

CH_3COOH adalah asam lemah, maka berlaku rumus:

$$[\text{H}]^+ = \sqrt{k_a \times [\text{asam}]}$$

$$[\text{H}]^+ = \sqrt{0.00001 \times 0.1}$$

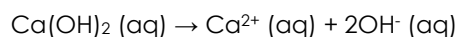
$$[\text{H}]^+ = 10^{-3}$$

Contoh soal perhitungan pH basa

Hitunglah pH larutan $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.01M

Jawaban:

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ adalah basa kuat, maka berlaku:



Koefisien OH^- adalah 2, maka $0.01 \text{ M} \times 2 = 0.02 \text{ M} = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 2 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 2 - \log 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - (2 - \log 2)$$

$$\text{Maka, pH} = 12 + \log 2$$

Nilai pH dan Sifat Larutan

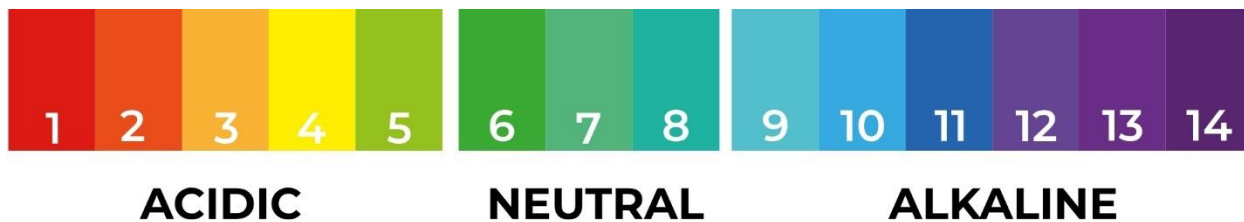
Nilai pH suatu larutan menentukan apakah larutan tersebut bersifat **asam**, **netral**, atau **basa**. **Larutan asam** memiliki pH kurang dari 7 dan mengandung lebih banyak ion hidrogen (H^+) dibandingkan ion hidroksida (OH^-). Larutan ini biasanya memiliki rasa asam, bersifat korosif pada logam, dan dapat menyebabkan iritasi jika berkonsentrasi tinggi. Contohnya termasuk **asam klorida (HCl)**, **asam sulfat (H_2SO_4)**, **jus lemon**, dan **cuka**. Semakin rendah nilai pH, semakin kuat sifat keasamannya.

Larutan netral memiliki pH tepat 7, yang berarti jumlah ion H^+ dan OH^- dalam larutan berada dalam keseimbangan. Contoh larutan netral adalah **air murni**, yang pada suhu 25°C memiliki pH 7. Larutan netral tidak bersifat asam maupun basa dan sering digunakan sebagai pelarut dalam berbagai proses kimia dan biologis.

Sementara itu, **larutan basa** memiliki pH lebih dari 7 dan mengandung lebih banyak ion hidroksida (OH^-) dibandingkan ion hidrogen (H^+). Larutan ini biasanya terasa pahit, bersifat licin saat disentuh, dan dalam konsentrasi tinggi dapat menyebabkan iritasi pada kulit serta mata. Contoh larutan basa adalah **larutan amonia (NH_3)**, **natrium hidroksida (NaOH)**, dan **sabun**. Semakin tinggi pH suatu larutan, semakin kuat sifat kebasaannya.

Dalam kehidupan sehari-hari, nilai pH dapat ditemukan dalam berbagai zat. **Asam baterai** memiliki pH mendekati 0 dan sangat korosif, sedangkan **jus lemon** memiliki pH sekitar 2 dan masih cukup asam. **Air laut**, dengan pH sekitar 8, sedikit basa, sedangkan **larutan amonia** memiliki pH sekitar 11 dan termasuk basa kuat. Larutan dengan pH mendekati 14, seperti **larutan natrium hidroksida**, termasuk basa yang sangat kuat dan berbahaya jika terkena kulit.

Pemahaman mengenai nilai pH sangat penting dalam berbagai bidang seperti **kesehatan**, **lingkungan**, dan **industri**. Dalam tubuh manusia, pH darah harus dijaga dalam rentang **7,35 - 7,45**, karena perubahan kecil dalam pH dapat mengganggu fungsi biologis. Dalam pertanian, pH tanah mempengaruhi kemampuan tanaman untuk menyerap nutrisi. Di bidang industri, pH dikontrol untuk memastikan keberhasilan berbagai proses kimia, seperti dalam pembuatan makanan, obat-obatan, dan kosmetik.



Skala nilai pH – Canva Studio

Indikator Asam dan Basa

Indikator asam-basa adalah zat yang digunakan untuk menentukan tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan dengan cara berubah warna sesuai dengan nilai pH larutan tersebut. Indikator ini dapat berupa senyawa alami, seperti ekstrak bunga atau sayuran tertentu, maupun senyawa sintetis yang banyak digunakan dalam laboratorium dan industri.

A. Fungsi dan Prinsip Kerja Indikator Asam-Basa

Indikator bekerja dengan **bereaksi terhadap ion hidrogen (H^+) atau ion hidroksida (OH^-)** dalam larutan. Saat indikator ditambahkan ke dalam larutan, ia akan berubah warna tergantung pada pH larutan tersebut. Perubahan warna ini disebabkan oleh perubahan struktur molekul indikator akibat interaksi dengan ion H^+ atau OH^- . Setiap indikator memiliki **rentang pH tertentu**, yang berarti warna indikator akan berubah dalam kisaran pH tertentu. Oleh karena itu, pemilihan indikator yang tepat sangat penting untuk mendapatkan hasil yang akurat dalam menentukan pH larutan.

B. Jenis-Jenis Indikator Asam-Basa

Indikator asam-basa dapat diklasifikasikan menjadi dua jenis utama, yaitu **indikator alami** dan **indikator sintetis**.

1) Indikator Alami

Indikator alami berasal dari tumbuhan yang mengandung pigmen yang peka terhadap perubahan pH. Beberapa contoh indikator alami adalah:

- ▷ **Ekstrak bunga sepatu dan kubis ungu:** Berubah warna sesuai dengan pH larutan.
- ▷ **Teh dan kunyit:** Menunjukkan perubahan warna dalam kondisi asam atau basa.

2) Indikator Sintetis

Indikator sintetis dibuat secara khusus untuk digunakan dalam analisis kimia. Beberapa indikator sintetis yang umum digunakan di laboratorium meliputi:

- ▷ **Lakmus:** Berwarna merah dalam asam dan biru dalam basa.
- ▷ **Fenolftalein:** Tidak berwarna dalam larutan asam dan berubah menjadi merah muda dalam larutan basa.
- ▷ **Metil jingga:** Berwarna merah dalam asam dan kuning dalam basa.
- ▷ **Bromtimol biru:** Berwarna kuning dalam asam dan biru dalam basa.

C. Pemilihan Indikator yang Tepat

Pemilihan indikator yang tepat tergantung pada pH larutan yang akan diuji. Beberapa indikator memiliki perubahan warna yang tajam hanya dalam rentang pH tertentu, sehingga penggunaannya harus disesuaikan dengan larutan yang diuji. Misalnya:

- ▷ Jika larutan diperkirakan memiliki pH **sekitar 7**, **bromtimol biru** adalah pilihan yang baik karena memiliki perubahan warna yang jelas di sekitar pH netral.
- ▷ Jika larutan diperkirakan sangat asam (pH rendah), **metil jingga** lebih cocok karena memiliki perubahan warna di kisaran pH rendah.
- ▷ Jika larutan diperkirakan basa (pH tinggi), **fenolftalein** lebih ideal karena berubah warna dalam kondisi basa.

D. Penggunaan Indikator Asam-Basa dalam Kehidupan Sehari-hari

Indikator asam-basa tidak hanya digunakan di laboratorium, tetapi juga dalam berbagai aspek kehidupan sehari-hari, seperti:

- ▷ **Dalam pertanian**, indikator pH digunakan untuk mengukur tingkat keasaman tanah guna menentukan kebutuhan pupuk yang tepat.
- ▷ **Dalam industri makanan**, pH indikator digunakan untuk memastikan kualitas produk makanan dan minuman, seperti dalam fermentasi yoghurt dan keju.
- ▷ **Dalam bidang kesehatan**, indikator pH digunakan dalam tes urin dan darah untuk memantau kondisi tubuh.
- ▷ **Dalam sistem air dan lingkungan**, indikator digunakan untuk menguji pH air sungai, danau, serta limbah industri guna menjaga keseimbangan ekosistem.

Tabel Trayek pH beberapa indikator

Indikator	Perubahan Warna	Trayek pH
Fenolftalein (PP)	Tak berwarna ke merah ungu	8,0 – 9,6
Bromtimol biru (BTB)	Kuning ke biru	6,0 – 7,6
Lakmus	Merah ke biru	4,5 – 8,3
Metil merah (MR)	Merah ke kuning	4,2 – 6,2
Metil jingga (MO)	Merah ke kuning	3,1 – 4,4



Tahukah Kamu?

- ▷ Pasta gigi mengandung basa seperti natrium bikarbonat dan kalsium karbonat. Kandungan basa ini berfungsi untuk menetralkan asam yang dihasilkan oleh bakteri dalam mulut setelah kita makan. Jika tidak dinetralkan, asam ini dapat merusak enamel gigi dan menyebabkan gigi berlubang.
- ▷ Basa dalam pasta gigi membantu menghilangkan plak dan Noda. Selain menetralkan asam, senyawa basa seperti baking Soda (natrium bikarbonat) juga memiliki sifat abrasif ringan yang membantu membersihkan plak, noda, dan sisa makanan di gigi tanpa merusak enamel.





5. Reaksi Netralisasi Asam dan Basa

Reaksi netralisasi adalah reaksi kimia antara **asam** dan **basa** yang menghasilkan **garam dan air**. Reaksi ini terjadi karena ion hidrogen (H^+) dari asam bereaksi dengan ion hidroksida (OH^-) dari basa untuk membentuk molekul air (H_2O). Reaksi ini juga menghilangkan sifat asam dan basa dari masing-masing larutan, sehingga menghasilkan larutan yang lebih netral.

Reaksi netralisasi dapat terjadi dalam berbagai sistem, mulai dari kehidupan sehari-hari hingga proses industri. Contohnya adalah penggunaan **larutan antasida** (basa) untuk menetralkan **asam lambung** yang berlebih, atau proses pengolahan limbah industri untuk menyeimbangkan pH sebelum dibuang ke lingkungan.

Dalam sub-bab ini, kita akan membahas lebih lanjut mengenai **konsep reaksi netralisasi, reaksi antara berbagai jenis asam dan basa**, serta bagaimana menghitung **pH campuran asam dan basa kuat** setelah reaksi berlangsung.

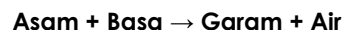
Netralisasi

Netralisasi adalah reaksi kimia antara **asam dan basa** yang menghasilkan **garam dan air**. Reaksi ini terjadi karena ion hidrogen (H^+) dari asam bereaksi dengan ion hidroksida (OH^-) dari basa untuk membentuk air (H_2O), sementara ion sisa dari asam dan basa bergabung membentuk garam.

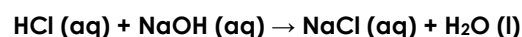
A. Konsep Dasar Netralisasi

Ketika asam dan basa bercampur dalam jumlah yang **seimbang secara stoikiometri**, mereka akan saling meniadakan sifatnya sehingga membentuk larutan yang **netral** dengan pH mendekati 7. Namun, jika salah satu zat (asam atau basa) berlebih, larutan akan tetap bersifat **asam** atau **basa**, tergantung zat mana yang dominan setelah reaksi berlangsung.

Reaksi netralisasi dapat dituliskan dalam bentuk umum sebagai berikut:



Contoh sederhana reaksi netralisasi adalah reaksi antara **asam klorida (HCl)** dan **natrium hidroksida (NaOH)**:



Dalam reaksi ini:

- ▷ **HCl** memberikan ion H^+ ,
- ▷ **NaOH** memberikan ion OH^- ,
- ▷ H^+ dan OH^- bergabung membentuk H_2O ,
- ▷ Sisa ion Na^+ dan Cl^- membentuk **garam natrium klorida (NaCl)** yang tetap berada dalam larutan.

B. Jenis-Jenis Reaksi Netralisasi

Reaksi netralisasi tidak selalu menghasilkan larutan netral dengan pH = 7. Hasil akhir bergantung pada kekuatan asam dan basa yang bereaksi, yang bisa dibagi menjadi beberapa kategori:

- ▷ **Netralisasi antara asam kuat dan basa kuat**
Reaksi ini menghasilkan larutan yang **benar-benar netral** dengan pH mendekati 7. Contohnya adalah reaksi antara **HCl dan NaOH** seperti di atas.

▷ **Netralisasi antara asam kuat dan basa lemah**

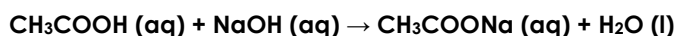
Hasil dari reaksi ini akan bersifat **sedikit asam** karena basa yang digunakan tidak terionisasi sempurna, sehingga tidak cukup untuk menetralkan seluruh ion H^+ dari asam. Contoh:



Produk yang terbentuk adalah **ammonium klorida (NH_4Cl)** yang sedikit asam.

▷ **Netralisasi antara asam lemah dan basa kuat**

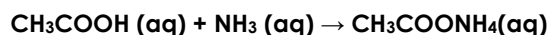
Reaksi ini akan menghasilkan larutan yang **sedikit basa** karena asam hanya terionisasi sebagian, sedangkan basa terionisasi sempurna dan berlebih. Contoh:



Produk yang terbentuk adalah **natrium asetat (CH_3COONa)** yang bersifat sedikit basa.

▷ **Netralisasi antara asam lemah dan basa lemah**

Reaksi ini dapat menghasilkan larutan yang **sedikit asam, sedikit basa, atau hampir netral**, tergantung kekuatan relatif dari asam dan basa yang bereaksi. Contoh:



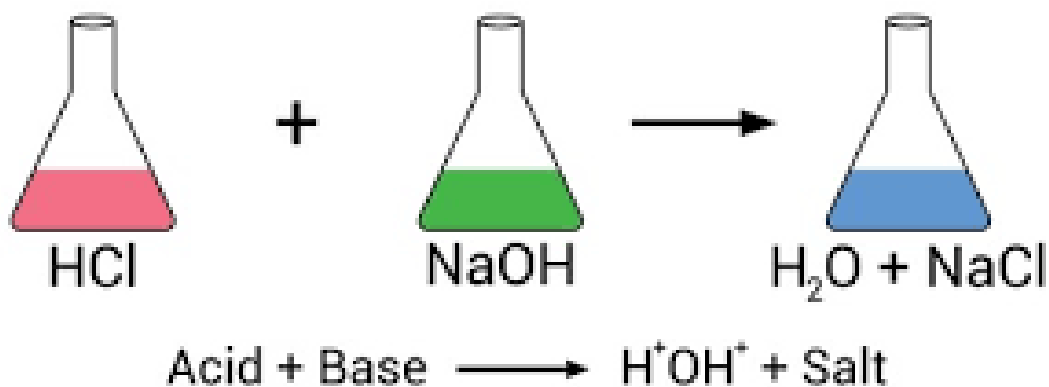
Produk yang terbentuk adalah **ammonium asetat (CH_3COONH_4)**, yang dapat terhidrolisis dalam air dan mempengaruhi pH larutan.

C. Aplikasi Reaksi Netralisasi dalam Kehidupan Sehari-hari

Reaksi netralisasi memiliki banyak aplikasi penting dalam berbagai bidang, seperti:

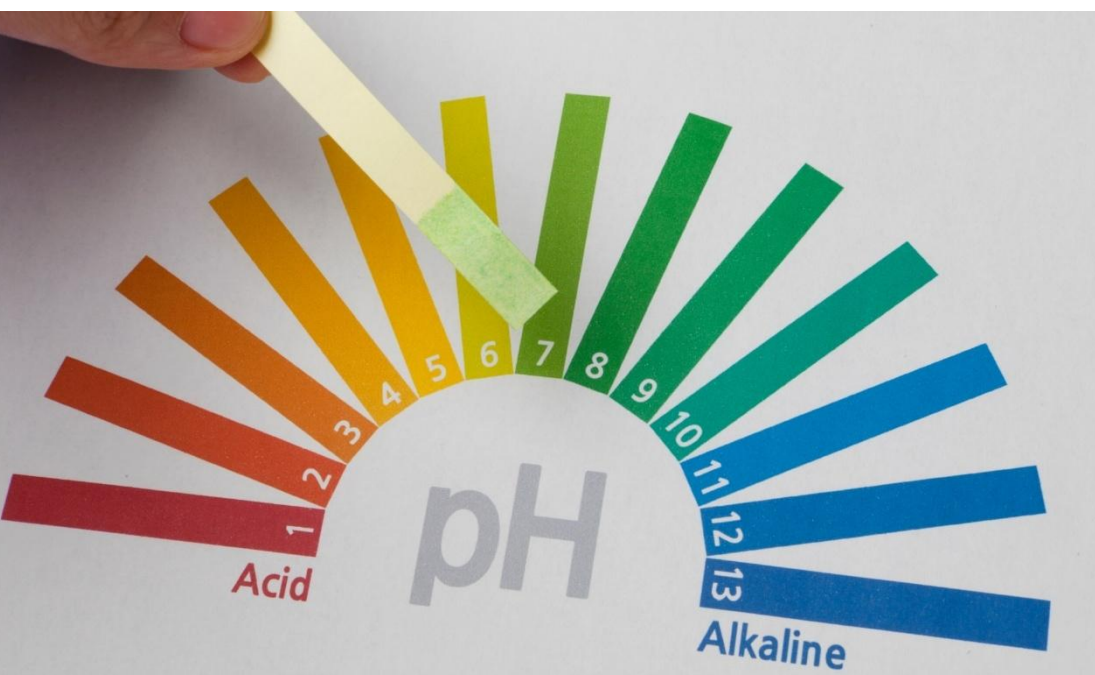
- ▷ **Dalam pengobatan**, netralisasi digunakan dalam **antasida**, yaitu obat yang mengandung basa seperti $Mg(OH)_2$ atau $Al(OH)_3$ untuk menetralkan kelebihan asam lambung.
- ▷ **Dalam pengolahan limbah**, limbah industri yang bersifat asam atau basa perlu dinetralkan sebelum dibuang ke lingkungan untuk mencegah pencemaran air dan tanah.
- ▷ **Dalam pertanian**, pH tanah sangat penting untuk pertumbuhan tanaman. Jika tanah terlalu asam, kapur ($CaCO_3$) digunakan untuk menetralkannya.
- ▷ **Dalam industri makanan**, reaksi netralisasi digunakan dalam pembuatan keju, di mana asam ditambahkan untuk menggumpalkan protein dalam susu, sementara basa dapat digunakan untuk menyesuaikan pH adonan dalam pembuatan kue.

Neutralization Reaction



Ilustrasi reaksi netralisasi – shutterstock.com/2070193400

Menghitung pH Campuran Asam dan Basa Kuat



Ketika asam kuat dan basa kuat dicampurkan, reaksi netralisasi terjadi, menghasilkan **garam dan air**. Namun, pH akhir dari campuran bergantung pada **jumlah mol asam dan basa** yang bereaksi. Tiga kemungkinan hasil campuran adalah:

- ▷ Jika jumlah mol asam sama dengan jumlah mol basa, larutan akan **netral** dengan pH mendekati **7**.
- ▷ Jika jumlah mol asam lebih banyak, larutan akan bersifat **asam**, dan pH akan lebih kecil dari **7**.
- ▷ Jika jumlah mol basa lebih banyak, larutan akan bersifat **basa**, dan pH akan lebih besar dari **7**.

A. Langkah-langkah Perhitungan pH Campuran Asam dan Basa Kuat

1) Tentukan jumlah mol asam dan basa

- ▷ Mol asam dihitung dengan rumus: $\text{mol asam} = M_{\text{asam}} \times V_{\text{asam}}$
- ▷ Mol basa dihitung dengan rumus: $\text{mol basa} = M_{\text{basa}} \times V_{\text{basa}}$
- ▷ Dimana:
 - M adalah molaritas (M)
 - V adalah volume larutan (L)

2) Tentukan zat yang berlebih setelah reaksi

- ▷ Jika mol asam dan mol basa sama → larutan netral (**pH = 7**).
- ▷ Jika mol asam lebih banyak → larutan asam, hitung konsentrasi **H⁺** yang tersisa.
- ▷ Jika mol basa lebih banyak → larutan basa, hitung konsentrasi **OH⁻** yang tersisa.

3) Hitung pH akhir

- ▷ Jika larutan bersifat **asam**, hitung pH dengan: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

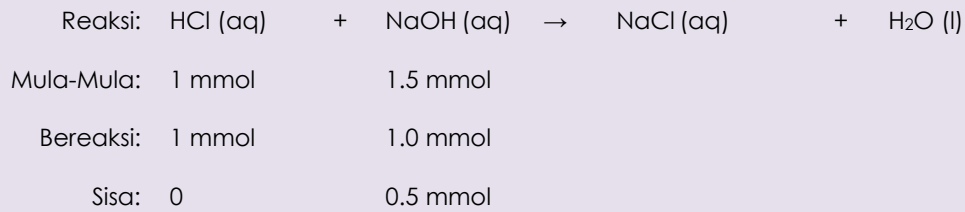
- ▷ Jika larutan bersifat **basa**, hitung pOH dengan: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$, Lalu konversikan ke pH menggunakan hubungan: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Contoh soal perhitungan pH campuran

Larutan HCl 0.1 M sebanyak 10 mL ditambahkan larutan NaOH 0.1M sebanyak 15 mL. Hitung pH campuran yang terjadi

Jawaban:

- 1) HCl 0.1 M sebanyak 10 mL = $0.1 \text{ mol/L} \times 10 \text{ mL} = 1 \text{ mmol}$.
- 2) NaOH 0.1 M sebanyak 15 mL = $0.1 \text{ mol/L} \times 15 \text{ mL} = 1.5 \text{ mmol}$.



- 3) Setelah reaksi, masih tersisa 0.5 mmol NaOH dalam volume larutan 25 mL, maka:
- 4) $[\text{NaOH}] = 0.5 \text{ mmol} : 25 \text{ mL} = 0.02 \text{ mol/L}$

$$[\text{OH}]^- = 0.02 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 0.02$$

$$\text{pOH} = -\log 2 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 1.67$$

$$\text{pH} = 14 - 1.67$$

$$\text{pH} = 12.33$$

Rangkuman

Bab ini membahas konsep larutan elektrolit dan asam-basa, termasuk sifat-sifatnya, teori yang mendasari, serta penerapannya dalam kehidupan sehari-hari. Pada awalnya, kita memahami perbedaan antara larutan elektrolit dan non-elektrolit, di mana elektrolit dapat menghantarkan listrik karena mengandung ion-ion bebas dalam larutan, sedangkan non-elektrolit tidak dapat menghantarkan listrik karena tidak mengalami ionisasi. Elektrolit sendiri terbagi menjadi elektrolit kuat yang terionisasi sempurna, dan elektrolit lemah yang hanya mengalami ionisasi sebagian.

Selanjutnya, kita membahas tentang asam dan basa, yang merupakan dua kelompok zat penting dalam reaksi kimia. Beberapa teori dikembangkan untuk mendefinisikan sifat asam dan basa, termasuk Teori Arrhenius, yang menyatakan bahwa asam melepaskan ion H^+ , sedangkan basa melepaskan ion OH^- dalam air. Teori Brønsted-Lowry kemudian memperluas konsep ini dengan mendefinisikan asam sebagai donor proton dan basa sebagai akseptor proton. Teori yang lebih umum, Teori Lewis, mendefinisikan asam sebagai penerima pasangan elektron dan basa sebagai pemberi pasangan elektron. Kita juga memahami bagaimana larutan asam dan basa terbentuk, serta bagaimana kesetimbangan ion dalam air dipengaruhi oleh keberadaan asam dan basa.

Dalam pembahasan lebih lanjut, konsep kesetimbangan ion dalam larutan asam dan basa dijelaskan dengan menyoroti bagaimana asam kuat, basa kuat, asam lemah, dan basa lemah mempengaruhi kesetimbangan ion dalam air. Asam kuat dan basa kuat mengalami ionisasi sempurna, sementara asam lemah dan basa lemah hanya terionisasi sebagian. Pengaruh ini juga berhubungan dengan derajat keasaman (pH), yang menjadi ukuran tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan. Konsep pH ini berkaitan erat dengan konsentrasi ion H^+ dalam larutan, di mana nilai pH yang lebih rendah menunjukkan larutan yang lebih asam, sedangkan nilai pH yang lebih tinggi menunjukkan larutan yang lebih basa. Nilai pH ini dapat diukur menggunakan indikator asam-basa, seperti lakmus, fenolftalein, dan metil jingga, yang mengalami perubahan warna dalam kisaran pH tertentu.

Bab ini juga membahas tentang reaksi netralisasi, yaitu reaksi antara asam dan basa yang menghasilkan garam dan air. Hasil netralisasi ini bergantung pada kekuatan asam dan basa yang bereaksi, di mana reaksi antara asam kuat dan basa kuat akan menghasilkan larutan netral, sedangkan reaksi antara asam kuat dengan basa lemah atau sebaliknya dapat menghasilkan larutan yang sedikit asam atau basa. Selain memahami konsepnya, kita juga belajar cara menghitung pH campuran asam dan basa kuat, di mana perbedaan jumlah mol antara asam dan basa menentukan sifat akhir larutan setelah reaksi netralisasi terjadi.

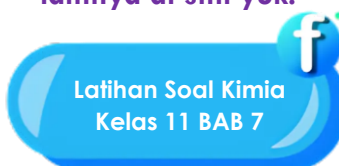
Secara keseluruhan, pemahaman tentang larutan elektrolit dan asam-basa sangat penting dalam berbagai bidang ilmu dan kehidupan sehari-hari. Konsep ini berperan dalam reaksi kimia di laboratorium, industri, lingkungan, kesehatan, serta dalam proses biologis di dalam tubuh manusia. Dengan memahami sifat dan cara kerja larutan asam dan basa, kita dapat lebih mudah mengontrol berbagai proses kimia, seperti menetralkan limbah industri, menjaga keseimbangan pH dalam tanah pertanian, serta memahami mekanisme obat-obatan dalam tubuh.

Latihan Soal

1. Natrium klorida (NaCl) dalam bentuk larutan dapat menghantarkan listrik, tetapi dalam bentuk padat, NaCl tidak dapat menghantarkan listrik. Hal ini menunjukkan bahwa...
 - a. NaCl dalam bentuk padat memiliki ikatan kovalen, tetapi dalam larutan berubah menjadi senyawa ionik
 - b. Arus listrik dapat mengalir hanya jika terdapat air sebagai medium penghantar listrik.
 - c. Air menyebabkan perubahan kekuatan arus listrik dalam larutan NaCl.
 - d. Air mengubah NaCl dari senyawa berikatan kovalen menjadi senyawa berikatan ionik.
 - e. NaCl padat tidak dapat menghantarkan listrik, tetapi saat dilarutkan dalam air, ion-ionnya dapat bergerak bebas dan menghantarkan listrik.
2. Besarnya pH larutan yang dibuat dengan melarutkan 0.92 gram $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($\text{Ar Ca} = 40$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$) dalam 400 mL larutan adalah ...
 - a. $11.8 + \log 6.2$
 - b. $12.2 - \log 6.2$
 - c. $12 + \log 6.2$
 - d. $12.5 - \log 6.2$
 - e. $13 + \log 6.2$
3. Di dalam 150 mL larutan CH_3COOH 0.3 M ($K_a = 1.75 \times 10^{-5}$) terdapat ion H^+ dengan konsentrasi
 - a. $7.2 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - b. $3.6 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - c. $2.3 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - d. $1.5 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - e. $6.2 \times 10^{-3} \text{ M}$
4. Sebuah cuplikan yang mengandung K_2O ($M_r = 94$) dengan massa 15,7 g dilarutkan dalam air hingga volumenya menjadi 1 L. Sebanyak 20 mL larutan tersebut dapat dinetralkan oleh 25 mL larutan H_2SO_4 0,15 M.
Berapakah kadar K_2O dalam cuplikan tersebut?
 - a. 95%
 - b. 90%
 - c. 80%
 - d. 70%
 - e. 60%
5. Supaya pH campuran menjadi 7, berapa mL larutan NaOH 0.25 M yang harus dicampurkan dengan 120 mL larutan H_2SO_4 0.2 M?
 - a. 330 mL
 - b. 240 mL
 - c. 360 mL
 - d. 280 mL
 - e. 192 mL
6. Larutan basa kuat MOH memiliki pH sebesar 11. Hitung konsentrasi ion OH^- dalam larutan!
 - a. 10^{-1} M
 - b. 10^{-3} M
 - c. 10^{-14} M
 - d. 10^{-6} M
 - e. 10^{-7} M

7. 150 mL larutan HCl dengan konsentrasi 0.2 M dicampurkan dengan 100 mL larutan HCL 0.3 M. Hitung konsentrasi akhir larutan!
- a. 0.2 M
 - b. 0.24 M
 - c. 0.3 M
 - d. 0.4 M
 - e. 0.6 M

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Referensi

- Atkins, P., & de Paula, J. (2014). *Physical Chemistry* (10th ed.). Oxford University Press.
- Almy, L. B. (2015). *Chemistry: Principles and Reactions* (8th ed.). Cengage Learning.
- Alvarado, R., & Sanjuan, A. (2017). *Acids and Bases: Conceptual Foundations and Applications*. Springer.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2019). *Chemistry* (13th ed.). McGraw-Hill Education.
- Collin, J., & Thomas, S. A. (2016). *Understanding the Concept of pH and Its Application in Chemical Reactions*. Journal of Chemical Education, 93(12), 1983-1991.
- Dillard, P. D., & Pennington, C. (2018). *The Role of Acids and Bases in Chemical Reactions*. Springer Nature.
- Ghosh, S. (2019). *Acid-Base Equilibria: An Introduction*. Academic Press.
- Hille, B. (2015). *Ion Channels of Excitable Membranes* (3rd ed.). Sinauer Associates.
- Jones, M., & Smith, H. L. (2020). *Chemistry for the Health Sciences* (7th ed.). Pearson Education.
- Kavanagh, P., & Rose, S. E. (2022). *Electrolytes and Their Role in Acid-Base Chemistry*. Wiley.
- Mahan, B. H., & Myron, R. P. (2017). *University Chemistry* (7th ed.). Pearson Prentice Hall.
- Ray, D., & Johnson, P. F. (2021). *Introduction to Acid-Base Chemistry*. Elsevier.
- Seddon, K. R., & MacDonald, S. P. (2015). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter* (10th ed.). Wiley.
- Shoemaker, D. P., & Garland, C. W. (2014). *Experiments in Physical Chemistry* (10th ed.). McGraw-Hill.
- Silberberg, M. S. (2017). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (8th ed.). McGraw-Hill Education.

BAB 8:

HIDROLISIS GARAM

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Sifat larutan garam, Asam–basa–netral, Pengelompokan garam, Hidrolisis garam, Ion dan air, Reaksi hidrolisis, pH garam, Perhitungan pH.

Tujuan Pembelajaran: Menganalisis, Memahami, dan Menghitung pH Larutan Garam

1. Menganalisis Sifat Larutan Garam

- ▷ Mengamati sifat larutan garam melalui pengujian dengan indikator kertas lakmus.
- ▷ Menganalisis sifat asam, basa, atau netral dari larutan garam.

2. Mengelompokkan Garam Berdasarkan Sifatnya

- ▷ Mengelompokkan garam berdasarkan sifat asam, basa, atau netral.
- ▷ Menganalisis hubungan antara kekuatan sifat asam dan basa pembentuk garam dengan sifat larutan garam.

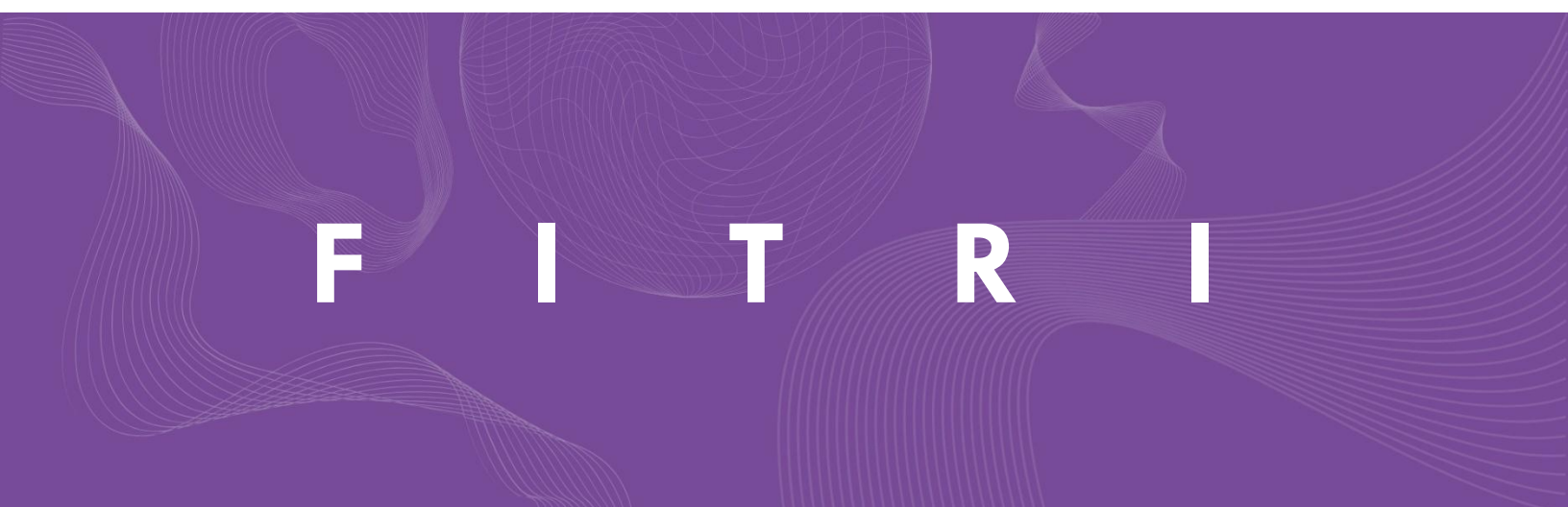
3. Mendeskripsikan Sifat Larutan Garam

- ▷ Mendeskripsikan sifat larutan garam berdasarkan reaksi yang terjadi antara ion garam dan air.

- ▷ Menggambarkan reaksi hidrolisis garam yang terjadi dalam larutan.

4. Menghitung pH Larutan Garam

- ▷ Merumuskan persamaan untuk menentukan pH larutan garam.
- ▷ Menghitung pH larutan garam dari analisis persamaan hidrolisis garam.



F I T R I



1. Jenis Garam dan Reaksi Hidrolisis

Garam adalah senyawa ionik yang terbentuk melalui reaksi asam dan basa. Proses hidrolisis garam merujuk pada reaksi yang terjadi ketika garam larut dalam air, menghasilkan perubahan sifat kimia pada larutan, seperti perubahan pH. Reaksi ini sangat bergantung pada sifat asam atau basa dari komponen pembentuk garam tersebut. Dalam sub-bab ini, kita akan membahas berbagai jenis garam berdasarkan asal asam dan basa yang menyusunnya, serta bagaimana reaksi hidrolisis berperan dalam menentukan sifat larutan garam.

Jenis-jenis garam yang terbentuk dari kombinasi asam kuat, asam lemah, basa kuat, dan basa lemah akan dijelaskan, masing-masing dengan karakteristik hidrolisisnya yang unik. Pemahaman tentang reaksi hidrolisis sangat penting untuk menerapkan prinsip kimia dalam berbagai proses kimia dan industri.

Garam yang Terbentuk dari Asam Kuat dan Basa Lemah

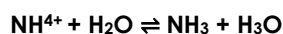
Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah memiliki karakteristik yang cukup khas dalam hal reaksi hidrolisisnya. Untuk lebih memahami, mari kita tinjau proses kimia dan reaksi yang terjadi dalam larutan garam ini.

A. Ciri-ciri Garam Asam Kuat dan Basa Lemah

Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah mengandung ion yang berasal dari asam kuat (seperti HCl, HNO₃, atau H₂SO₄) dan basa lemah (seperti amonia (NH₃) atau amonium hidroksida (NH₄OH)). Garam ini cenderung memiliki sifat asam ketika dilarutkan dalam air, karena ion yang terbentuk dari basa lemah akan mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion hidronium (H₃O⁺), yang menyebabkan penurunan pH larutan.

B. Proses Hidrolisis

Reaksi hidrolisis terjadi ketika ion dari garam berinteraksi dengan molekul air, menyebabkan perubahan dalam konsentrasi ion H₃O⁺ atau OH⁻ dalam larutan. Dalam kasus garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah, ion yang berasal dari basa lemah (seperti NH₄⁺) akan terhidrolisis. Sebagai contoh, salah satu garam yang umum dari asam kuat dan basa lemah adalah **amonium klorida (NH₄Cl)**. Amonium klorida terbentuk dari reaksi antara amonia (NH₃), yang merupakan basa lemah, dan asam klorida (HCl), yang merupakan asam kuat. Ketika NH₄Cl larut dalam air, ion amonium (NH₄⁺) akan terhidrolisis menghasilkan ion H₃O⁺, yang menyebabkan larutan menjadi sedikit asam. Reaksi hidrolisis yang terjadi adalah:



Dalam reaksi ini, ion NH₄⁺ (ion amonium) bertindak sebagai asam lemah, yang melepaskan proton (H⁺) ke dalam larutan dan menghasilkan ion H₃O⁺. Oleh karena itu, konsentrasi ion hidronium (H₃O⁺) akan meningkat, yang mengarah pada penurunan pH dan menjadikan larutan bersifat asam.

C. Efek pada pH Larutan

Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah akan memiliki pH yang lebih rendah daripada 7. Hal ini disebabkan oleh pelepasan ion hidronium (H₃O⁺) dalam larutan, yang merupakan karakteristik dari larutan asam. Meskipun garam tersebut berasal dari basa lemah, efek hidrolisis ion amonium (NH₄⁺) yang menyebabkan pembentukan H₃O⁺ lebih dominan dalam menentukan pH larutan. Penting untuk dicatat bahwa meskipun ion H₃O⁺ dihasilkan, garam ini tidak dapat menghasilkan larutan yang sangat asam (pH jauh di bawah 7), karena ion amonium (NH₄⁺) hanya sedikit terhidrolisis dibandingkan dengan asam kuat lainnya. Namun demikian, larutan tetap menunjukkan sifat asam yang cukup nyata.

D. Contoh Senyawa Garam

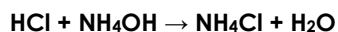
Garam yang terbentuk dari **asam kuat dan basa lemah** akan menghasilkan larutan yang **bersifat asam** ketika dilarutkan dalam air. Hal ini terjadi karena ion yang berasal dari **basa lemah** mengalami **hidrolisis**, menghasilkan ion hidronium (H_3O^+) yang menurunkan pH larutan.

Berikut adalah beberapa contoh garam yang terbentuk dari kombinasi **asam kuat dan basa lemah** beserta reaksi pembentukannya:

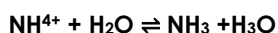
▷ Amonium Klorida (NH_4Cl)

Amonium klorida terbentuk dari **asam klorida (HCl)** dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**.

Reaksi pembentukannya:



Larutan amonium klorida bersifat **asam**, karena ion amonium (NH_4^+) mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion H_3O^+ dalam air:

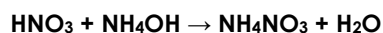


Amonium klorida – Canva Studio

▷ Amonium Nitrat (NH_4NO_3)

Amonium nitrat terbentuk dari **asam nitrat (HNO_3)** dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**.

Reaksi pembentukannya:

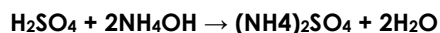


Larutan amonium nitrat bersifat **asam**, karena ion NH_4^+ mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion H_3O^+ .

▷ Amonium Sulfat ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)

Amonium sulfat terbentuk dari **asam sulfat (H_2SO_4)** dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**.

Reaksi pembentukannya:

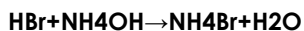


Larutan amonium sulfat bersifat **asam**, karena ion amonium mengalami hidrolisis.

▷ **Amonium Bromida (NH_4Br)**

Amonium bromida terbentuk dari **asam bromida (HBr)** dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**.

Reaksi pembentukannya:

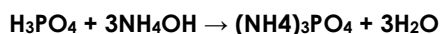


Larutan amonium bromida bersifat **asam**, karena ion NH_4^+ mengalami hidrolisis dan menghasilkan H_3O^+ .

▷ **Amonium Fosfat ($(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$)**

Amonium fosfat terbentuk dari **asam fosfat (H_3PO_4)** dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**.

Reaksi pembentukannya:



Larutan amonium fosfat bersifat **asam**, karena ion NH_4^+ mengalami hidrolisis.

Garam yang Terbentuk dari Asam Lemah dan Basa Kuat

Garam yang terbentuk dari **asam lemah dan basa kuat** memiliki sifat unik dalam larutan karena mengalami reaksi hidrolisis yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-), menyebabkan larutan menjadi **bersifat basa**. Hal ini disebabkan oleh fakta bahwa asam lemah tidak terdisosiasi sempurna dalam air, sementara basa kuat sepenuhnya terionisasi. Dalam sub-bab ini, akan dibahas karakteristik, proses hidrolisis, pengaruh terhadap pH larutan, serta beberapa contoh senyawa garam yang terbentuk dari kombinasi ini.

A. Ciri-ciri Garam Asam Lemah dan Basa Kuat

Garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat memiliki beberapa karakteristik utama yang membedakannya dari jenis garam lainnya:

▷ **Bersifat Basa dalam Larutan**

Larutan garam ini memiliki **pH lebih dari 7** karena ion yang berasal dari asam lemah mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion hidroksida (OH^-), yang meningkatkan kebasaan larutan.

▷ **Tidak Mengandung Ion H^+ Secara Langsung**

Karena asam yang membentuk garam ini adalah **asam lemah**, ion hidrogen (H^+) tidak terdisosiasi sepenuhnya dalam larutan. Oleh karena itu, larutan tidak menunjukkan sifat asam, melainkan cenderung basa.

▷ **Menghasilkan Ion OH^- dalam Air**

Ion yang berasal dari asam lemah dalam garam akan bereaksi dengan air untuk membentuk ion hidroksida (OH^-), yang bertanggung jawab atas sifat basa larutan.

▷ **Sebagian Besar Larut dalam Air**

Sebagian besar garam dari asam lemah dan basa kuat memiliki kelarutan yang baik dalam air, meskipun ada beberapa pengecualian.

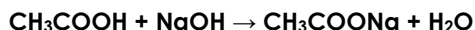
B. Proses Hidrolisis

Hidrolisis adalah proses di mana ion dari garam bereaksi dengan air dan menyebabkan perubahan pH larutan. Dalam garam yang terbentuk dari **asam lemah dan basa kuat**, hanya ion dari asam lemah yang mengalami hidrolisis, sementara ion dari basa kuat tetap berada dalam bentuk bebas. Sebagai

contoh, mari kita lihat **sodium asetat (CH₃COONa)** yang terbentuk dari asam asetat (CH₃COOH) dan natrium hidroksida (NaOH).

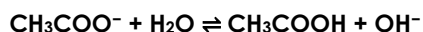
▷ **Reaksi Pembentukan Sodium Asetat**

Sodium asetat terbentuk melalui reaksi antara **asam asetat (CH₃COOH)** yang merupakan asam lemah dengan **natrium hidroksida (NaOH)** yang merupakan basa kuat:



▷ **Reaksi Hidrolisis dalam Air**

Ketika sodium asetat dilarutkan dalam air, ion **asetat (CH₃COO⁻)** mengalami hidrolisis sebagai berikut:



Ion asetat (CH₃COO⁻) bereaksi dengan air membentuk kembali **asam asetat (CH₃COOH)** dan **ion hidroksida (OH⁻)**. Kehadiran ion OH⁻ ini menyebabkan larutan menjadi **basa**.

C. Efek pada pH Larutan

Karena reaksi hidrolisis menghasilkan **ion hidroksida (OH⁻)**, larutan garam dari asam lemah dan basa kuat memiliki **pH lebih dari 7**. Beberapa faktor yang mempengaruhi tingkat kebasaaan larutan garam ini antara lain:

▷ **Kekuatan Asam Lemah yang Membentuk Garam**

Semakin lemah asamnya, semakin sedikit ion H⁺ yang dihasilkan dalam larutan. Hal ini menyebabkan semakin banyak ion dari garam yang mengalami hidrolisis, sehingga larutan menjadi lebih **basa**.

▷ **Konsentrasi Garam dalam Larutan**

Semakin tinggi konsentrasi garam dalam air, semakin banyak ion yang terhidrolisis dan semakin tinggi jumlah ion OH⁻ dalam larutan, yang akan meningkatkan pH larutan.

▷ **Nilai Konstanta Kesetimbangan (K_a dan K_b)**

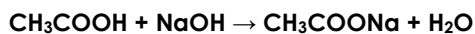
Hubungan antara **K_a (konstanta ionisasi asam)** dan **K_b (konstanta ionisasi basa)** menentukan seberapa kuat efek hidrolisis. Jika **K_b lebih besar dari K_a**, maka larutan akan bersifat **basa**.

D. Contoh Senyawa Garam dari Asam Lemah dan Basa Kuat

Beberapa contoh garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa kuat beserta reaksi pembentukannya adalah sebagai berikut:

▷ **Sodium Asetat (CH₃COONa)**

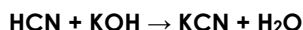
Sodium asetat terbentuk dari asam asetat (CH₃COOH) dan natrium hidroksida (NaOH). Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan sodium asetat bersifat **basa**, karena ion asetat (CH₃COO⁻) mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion OH⁻ dalam air.

▷ **Kalium Sianida (KCN)**

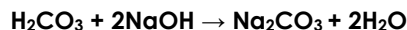
Kalium sianida terbentuk dari asam sianida (HCN) dan kalium hidroksida (KOH). Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan kalium sianida bersifat **basa**, karena ion sianida (CN^-) mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion OH^- .

▷ **Natrium Karbonat (Na_2CO_3)**

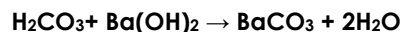
Natrium karbonat terbentuk dari asam karbonat (H_2CO_3) dan natrium hidroksida (NaOH). Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan natrium karbonat bersifat **basa**, karena ion karbonat (CO_3^{2-}) mengalami hidrolisis dalam air dan menghasilkan ion OH^- .

▷ **Barium Karbonat (BaCO_3)**

Barium karbonat terbentuk dari asam karbonat (H_2CO_3) dan barium hidroksida ($\text{Ba}(\text{OH})_2$). Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan barium karbonat bersifat **basa**, karena ion karbonat mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion OH^- .



Garam yang Terbentuk dari Asam Lemah dan Basa Lemah

Garam yang terbentuk dari **asam lemah dan basa lemah** memiliki sifat unik dalam larutan karena kedua ion yang menyusunnya dapat mengalami hidrolisis. Berbeda dengan garam yang berasal dari asam kuat atau basa kuat, garam ini tidak memiliki kecenderungan yang jelas terhadap sifat asam atau basa. Sifat larutan yang dihasilkan bergantung pada kekuatan relatif dari asam dan basa yang membentuk garam tersebut.

A. Ciri-ciri Garam Asam Lemah dan Basa Lemah

Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah memiliki beberapa karakteristik utama, yaitu:

1) Dapat Bersifat Asam, Basa, atau Netral

- ▷ Sifat larutan tergantung pada kekuatan relatif antara asam dan basa yang membentuknya.
- ▷ Jika asamnya lebih kuat dibandingkan basanya, larutan akan bersifat **asam**.
- ▷ Jika basanya lebih kuat dibandingkan asamnya, larutan akan bersifat **basa**.
- ▷ Jika kekuatan asam dan basa seimbang, larutan akan **netral**.

2) Kedua Ion dalam Garam Mengalami Hidrolisis

Karena berasal dari **asam lemah** dan **basa lemah**, baik ion positif maupun ion negatif dalam garam akan mengalami **hidrolisis** dalam air.

3) Tidak Sepenuhnya Terionisasi dalam Air

Ion-ion dari asam lemah dan basa lemah dalam garam tidak sepenuhnya terdisosiasi dalam air, sehingga terdapat keseimbangan antara bentuk ion dan bentuk molekulnya.

4) pH Larutan Ditentukan oleh Nilai K_a dan K_b

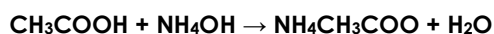
- ▷ Jika $K_a > K_b$, larutan bersifat **asam**.
- ▷ Jika $K_b > K_a$, larutan bersifat **basa**.
- ▷ Jika $K_a \approx K_b$, larutan bersifat **netral**.

B. Proses Hidrolisis

Proses hidrolisis pada garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah melibatkan kedua ion dalam garam yang bereaksi dengan air. Kedua reaksi hidrolisis ini akan menentukan apakah larutan bersifat **asam, basa, atau netral**. Sebagai contoh, mari kita lihat **ammonium asetat** ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$) yang terbentuk dari **asam asetat** (CH_3COOH) dan **amonium hidroksida** (NH_4OH).

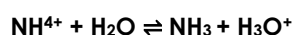
▷ Reaksi Pembentukan Ammonium Asetat

Ammonium asetat terbentuk dari reaksi antara **asam asetat** (CH_3COOH) yang merupakan asam lemah dengan **amonium hidroksida** (NH_4OH) yang merupakan basa lemah:



▷ Reaksi Hidrolisis dalam Air

Ketika ammonium asetat dilarutkan dalam air, **kedua ionnya mengalami hidrolisis** sebagai berikut:



Karena ion NH_4^+ mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion H_3O^+ , larutan cenderung bersifat asam. Namun, ion CH_3COO^- juga mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion OH^- , yang membuat larutan bersifat basa.

Sehingga, sifat akhir larutan **tergantung pada nilai K_a dan K_b** dari masing-masing ion.

C. Efek pada pH Larutan

Karena kedua ion dalam garam ini mengalami hidrolisis, pH larutan ditentukan oleh **perbandingan konstanta ionisasi (K_a dan K_b)** dari asam dan basa yang membentuk garam.

▷ Jika $K_a > K_b$ (asam lebih kuat dari basa)

Larutan akan **bersifat asam** ($\text{pH} < 7$) karena ion dari asam lebih dominan dalam pelepasan H_3O^+ .

▷ Jika $K_b > K_a$ (basa lebih kuat dari asam)

Larutan akan **bersifat basa** ($\text{pH} > 7$) karena ion dari basa lebih dominan dalam pelepasan OH^- .

▷ Jika $K_a \approx K_b$ (asam dan basa memiliki kekuatan yang hampir sama)

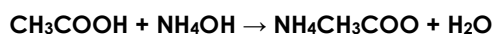
Larutan akan **bersifat netral** ($\text{pH} \approx 7$) karena efek asam dan basa saling meniadakan.

D. Contoh Senyawa Garam dari Asam Lemah dan Basa Lemah

Berikut beberapa contoh garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah beserta reaksi pembentukannya:

▷ Ammonium Asetat ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$)

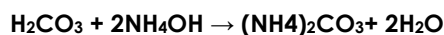
Ammonium asetat terbentuk dari **asam asetat** (CH_3COOH) dan **amonium hidroksida** (NH_4OH). Reaksi pembentukannya adalah:



Sifat larutan tergantung pada perbandingan K_a dan K_b , sehingga bisa bersifat **asam, basa, atau netral**.

▷ Ammonium Karbonat ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$)

Ammonium karbonat terbentuk dari **asam karbonat** (H_2CO_3) dan **amonium hidroksida** (NH_4OH). Reaksi pembentukannya adalah:



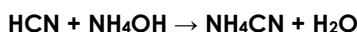
Larutan cenderung **basa**, karena karbonat cenderung menghasilkan lebih banyak ion OH^- dibandingkan NH_4^+ yang menghasilkan H_3O^+ .



Bentuk amonium karbonat – Canva Studio

▷ **Amonium Sianida (NH_4CN)**

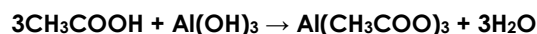
Amonium sianida terbentuk dari **asam sianida (HCN)** dan **amonium hidroksida (NH_4OH)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan bisa **asam, basa, atau netral**, tergantung kekuatan relatif dari HCN dan NH_4OH .

▷ **Aluminium Asetat ($\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$)**

Aluminium asetat terbentuk dari **asam asetat (CH_3COOH)** dan **aluminium hidroksida ($\text{Al}(\text{OH})_3$)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan cenderung **asam**, karena Al^{3+} cenderung meningkatkan ion H_3O^+ dalam larutan.

Garam yang Terbentuk dari Asam Kuat dan Basa Kuat

Garam yang terbentuk dari **asam kuat dan basa kuat** memiliki sifat yang berbeda dibandingkan dengan garam dari asam atau basa lemah. Ketika larut dalam air, garam ini **tidak mengalami hidrolisis**, sehingga pH larutan yang dihasilkan cenderung **netral** (sekitar pH 7). Hal ini terjadi karena baik asam maupun basa yang membentuk garam telah mengalami ionisasi sempurna, sehingga tidak ada ion yang dapat bereaksi lebih lanjut dengan air.

A. Ciri-ciri Garam Asam Kuat dan Basa Kuat

Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat memiliki beberapa karakteristik utama:

1) **Larutannya Bersifat Netral ($\text{pH} \approx 7$)**

- ▷ Karena baik kation maupun anion dalam garam berasal dari asam dan basa yang terionisasi sempurna, tidak ada ion yang mengalami hidrolisis dalam air.
- ▷ Akibatnya, pH larutan cenderung netral atau mendekati **7**.

2) Tidak Mengalami Hidrolisis

- ▷ Dalam larutan, ion-ion yang terbentuk tetap dalam bentuk ioniknya dan tidak bereaksi dengan air.
- ▷ Contohnya, dalam larutan natrium klorida (NaCl), ion **Na⁺** dan **Cl⁻** tidak mengalami reaksi dengan air.

3) Memiliki Kelarutan yang Beragam

- ▷ Sebagian besar garam dari asam kuat dan basa kuat mudah larut dalam air (seperti NaCl dan KNO₃).
- ▷ Namun, beberapa garam seperti **BaSO₄** dan **AgCl** memiliki kelarutan rendah dan cenderung membentuk endapan.

4) Stabil dalam Larutan

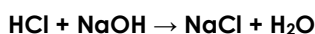
Karena tidak mengalami hidrolisis, garam ini stabil dalam larutan dan tidak menyebabkan perubahan pH.

B. Proses Hidrolisis

Garam yang berasal dari **asam kuat dan basa kuat tidak mengalami hidrolisis** dalam air. Hal ini karena ion yang terbentuk dari asam dan basa kuat tidak memiliki kecenderungan untuk bereaksi dengan air. Sebagai contoh, mari kita lihat **natrium klorida (NaCl)** yang terbentuk dari **asam klorida (HCl)** dan **natrium hidroksida (NaOH)**.

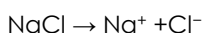
▷ Reaksi Pembentukan Natrium Klorida

Natrium klorida terbentuk dari reaksi antara **asam klorida (HCl)** yang merupakan asam kuat dengan **natrium hidroksida (NaOH)** yang merupakan basa kuat:



▷ Tidak Terjadinya Hidrolisis

Ketika natrium klorida dilarutkan dalam air, ia akan terionisasi sempurna menjadi ion **Na⁺** dan **Cl⁻**:



Namun, kedua ion ini **tidak bereaksi dengan air**, sehingga **tidak terjadi hidrolisis**. Akibatnya, pH larutan tetap **netral**.

C. Efek pada pH Larutan

Karena garam yang berasal dari **asam kuat dan basa kuat tidak mengalami hidrolisis**, pH larutan yang dihasilkan akan tetap **netral (pH ≈ 7)**. Hal ini berlaku untuk sebagian besar garam dari asam kuat dan basa kuat, kecuali garam yang memiliki kelarutan rendah (seperti BaSO₄ atau AgCl) yang membentuk endapan. Meskipun secara umum pH larutan garam ini adalah **7**, ada beberapa faktor yang dapat memengaruhi nilai pH secara kecil, di antaranya:



1) Kelarutan Garam

- ▷ Garam yang sangat larut seperti **NaCl** dan **KNO₃** tidak akan mempengaruhi pH larutan.
- ▷ Garam yang kurang larut seperti **BaSO₄** dan **AgCl** dapat membentuk endapan, tetapi pH larutan tetap mendekati netral.

2) Konsentrasi Larutan

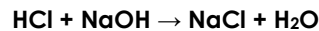
Dalam kondisi sangat encer, ion-ion dari garam dapat memiliki efek sedikit pada pH, tetapi tetap mendekati netral.

D. Contoh Senyawa Garam dari Asam Kuat dan Basa Kuat

Berikut adalah beberapa contoh garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa kuat beserta reaksi pembentukannya:

▷ Natrium Klorida (NaCl)

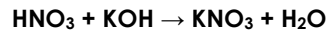
Natrium klorida terbentuk dari **asam klorida (HCl)** dan **natrium hidroksida (NaOH)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan natrium klorida **bersifat netral** karena ion Na^+ dan Cl^- tidak mengalami hidrolisis.

▷ Kalium Nitrat (KNO₃)

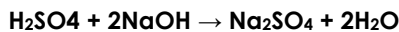
Kalium nitrat terbentuk dari **asam nitrat (HNO₃)** dan **kalium hidroksida (KOH)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan kalium nitrat **bersifat netral** karena ion K^+ dan NO_3^- tidak mengalami hidrolisis.

▷ Natrium Sulfat (Na₂SO₄)

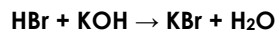
Natrium sulfat terbentuk dari **asam sulfat (H₂SO₄)** dan **natrium hidroksida (NaOH)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan natrium sulfat **bersifat netral** karena ion Na^+ dan SO_4^{2-} tidak mengalami hidrolisis.

▷ Kalium Bromida (KBr)

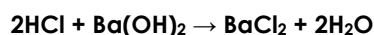
Kalium bromida terbentuk dari **asam bromida (HBr)** dan **kalium hidroksida (KOH)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan kalium bromida **bersifat netral** karena ion K^+ dan Br^- tidak mengalami hidrolisis.

▷ Barium Klorida (BaCl₂)

Barium klorida terbentuk dari **asam klorida (HCl)** dan **barium hidroksida (Ba(OH)₂)**. Reaksi pembentukannya adalah:



Larutan barium klorida **bersifat netral** karena ion Ba^{2+} dan Cl^- tidak mengalami hidrolisis.

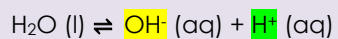
*Garam dapur (NaCl) –
Canva Studio*

Contoh soal penentuan larutan terhidrolisis

Tentukan apakah larutan K_2SO_4 mengalami hidrolisis atau tidak, jika iya, tuliskan reaksinya!

Jawaban:

Tidak terhidrolisis dan bersifat netral.



KOH = basa kuat

H_2SO_4 = asam kuat



Tahukah Kamu?

- Meskipun disebut garam Himalaya, sebenarnya garam ini ditambang dari Tambang Garam Khewra di Pakistan, sekitar 300 km dari Pegunungan Himalaya.
- Garam Himalaya memiliki warna pink alami karena kandungan mineral di dalamnya, terutama zat besi (Fe). Oksida besi ini memberikan warna merah muda hingga oranye tergantung pada konsentrasinya.
- Garam Himalaya mengandung lebih dari 80 jenis mineral lain, seperti magnesium, kalsium, dan kalium. Mineral-mineral ini bisa mempengaruhi intensitas warna, menjadikan garam lebih pink atau pucat.





2. Nilai pH Larutan Garam

pH suatu larutan merupakan ukuran tingkat keasaman atau kebasaan dalam larutan yang bergantung pada konsentrasi ion hidrogen (H^+) atau ion hidroksida (OH^-). Dalam konteks larutan garam, pH dipengaruhi oleh sifat asam dan basa yang membentuk garam tersebut. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat akan membentuk larutan yang netral, sedangkan garam yang berasal dari kombinasi asam lemah atau basa lemah dapat menghasilkan larutan yang bersifat asam atau basa, bergantung pada hasil reaksi hidrolisisnya.

Pada sub-bab ini, kita akan membahas bagaimana garam mempengaruhi pH larutan berdasarkan sifat asam dan basa yang membentuknya. Selain itu, akan dijelaskan perhitungan pH larutan garam serta faktor-faktor yang mempengaruhi perubahan nilai pH, seperti konstanta ionisasi asam (K_a) dan konstanta ionisasi basa (K_b). Pemahaman tentang nilai pH larutan garam ini sangat penting dalam berbagai bidang kimia, termasuk dalam industri, lingkungan, serta ilmu farmasi dan biologi.

Garam yang Berasal dari Asam Lemah dan Basa Kuat

Garam dari asam lemah dan basa kuat akan mengalami hidrolisis parsial. Sebagian. Hidrolisis parsial larutan garam ini dalam air mengakibatkan berkurangnya ion H^+ dan bertambahnya ion OH^- dalam air, sehingga mengakibatkan larutan bersifat basa atau mempunyai nilai pH lebih besar dari 7. Contoh garam ini adalah CH_3COONa , $NaCN$ dan Na_2CO_3 .

Rumus untuk menentukan konsentrasi OH^- untuk garam yang berasal dari Asam Lemah dan Basa Kuat:

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

Keterangan:

- ▷ K_w = Tetapan kesetimbangan air = 10^{-14}
- ▷ K_a = tetapan kesetimbangan asam
- ▷ $[A^-]$ atau M = konsentrasi anion (komponen garam) yang terhidrolisis.

Contoh soal perhitungan pH garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat

Hitunglah pH larutan $NaCN$ 0.01 M, jika diketahui K_a HCN = 10^{-10}

Jawaban:

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times [CN^-]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-10}} (0.01)}$$

$$[OH^-] = 10^{-3}$$

$$pOH = 3$$

$$\text{Maka, } pH = 14 - 3 = 11$$

Contoh soal perhitungan pH garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat

Hitunglah pH larutan yang merupakan campuran dari 100 mL CH_3COOH 0.2 M dan NaOH 100 mL 0.2 M dengan nilai $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-6}$

Jawaban:

$$\text{Mol CH}_3\text{COOH} = 0.1 \text{ L} \times 0.2 \text{ mol/L} = 0.02 \text{ mol}$$

$$\text{Mol NaOH} = 0.1 \text{ L} \times 0.2 \text{ mol/L} = 0.02 \text{ mol}$$

Gunakan perbandingan koefisien stoikiometri untuk menentukan bereaksi. Karena semua koefisiennya sama, maka semua mol-nya juga sama, yaitu 0.02 mol.

Reaksi:	CH_3COOH (aq)	+	NaOH (aq)	$\rightleftharpoons$	CH_3COONa (aq)	+	H_2O (l)	Setelah bereaksi, yang
Mula-Mula:	0.02 mol		0.02 mol					
Bereaksi:	0.02 mol		0.02 mol		+ 0.02 mol			
Setelah Reaksi:	0		0		0.02 mol			

terdapat pada larutan adalah CH_3COONa dalam volume larutan 200 mL. Cari konsentrasi CH_3COONa dan tentukan nilai pHnya.

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.02 \text{ mol} : 0.2 \text{ L} = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}}} (0.01)$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 5$$

$$\text{pH} = 14 - 5 = 9$$

Garam yang Berasal dari Asam Kuat dan Basa Lemah

Garam dari asam kuat dan basa lemah akan mengalami hidrolisis parsial Sebagian. Hidrolisis parsial larutan garam ini dalam air mengakibatkan berkurangan ion OH^- dan bertambahnya ion H^+ dalam air, sehingga mengakibatkan larutan bersifat asam atau mempunyai nilai pH lebih kecil dari 7. Contoh garam ini adalah NH_4Cl .

Rumus untuk menentukan konsentrasi H^+ untuk garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{k_w}{k_b} \times [\text{B}^+]} \text{ atau } [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{k_w}{k_b} \times [M]}$$

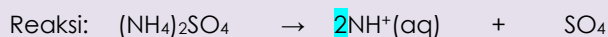
Keterangan:

- ▷ K_w = Tetapan kesetimbangan air = 10^{-14}
- ▷ K_b = tetapan kesetimbangan basa
- ▷ $[\text{B}^+]$ atau M = konsentrasi anion (komponen garam) yang terhidrolisis.

Contoh soal perhitungan pH garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah

Hitunglah pH larutan $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0.1 M, diketahui $K_b \text{ NH}_3 = 2 \times 10^{-5}$

Jawaban:



$$\text{M: } 0.1 \text{ M} \quad 0.1 \text{ M} \times 2 = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times [B^+]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}}} (0.2)$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5}$$

$$\text{Maka, pH} = 5$$

Garam yang Berasal dari Asam Lemah dan Basa Lemah

Garam dari asam lemah dan basa lemah akan mengalami hidrolisis total atau hidrolisis sempurna. Hidrolisis total adalah peristiwa hidrolisis dari seluruh garam, baik ion positif maupun negatifnya membentuk asam dan basanya kembali. Nilai pH larutan ini tergantung pada K_a dan K_b sebagai berikut:

▷ **Jika $K_a > K_b$ (asam lebih kuat dari basa)**

Larutan akan **bersifat asam** ($\text{pH} < 7$) karena ion dari asam lebih dominan dalam pelepasan H_3O^+ .

▷ **Jika $K_b > K_a$ (basa lebih kuat dari asam)**

Larutan akan **bersifat basa** ($\text{pH} > 7$) karena ion dari basa lebih dominan dalam pelepasan OH^- .

▷ **Jika $K_a \approx K_b$ (asam dan basa memiliki kekuatan yang hampir sama)**

Larutan akan **bersifat netral** ($\text{pH} \approx 7$) karena efek asam dan basa saling meniadakan.

Rumus untuk menentukan konsentrasi H^+ dan OH^- untuk garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_a \times K_w}{K_b}} \text{ atau } [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_b \times K_w}{K_a}}$$

Keterangan:

▷ K_w = Tetapan kesetimbangan air = 10^{-14}

▷ K_b = tetapan kesetimbangan basa

▷ K_a = tetapan kesetimbangan asam

Contoh soal perhitungan pH garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah

Hitunglah pH larutan $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 0.1 M, jika diketahui K_a $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ adalah 10^{-10} dan K_b NH_3 adalah 10^{-5}

Jawaban:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_a \times K_w}{K_b}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{10^{-10} \times 10^{-14}}{10^{-5}}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-19}}$$

$$\text{pH} = -\log (10^{-19})^{\frac{1}{2}}$$

Maka, $\text{pH} = 9.5$



Tahukah Kamu?

- ▷ Amonium sulfat sering digunakan sebagai pupuk karena mengandung Nitrogen dan Sulfur yang penting untuk pertumbuhan tanaman.
- ▷ Amonium sulfat juga digunakan dalam industri makanan sebagai zat aditif, untuk pengatur keasaman atau penambah tekstur dalam roti.



Rangkuman

Bab ini membahas hidrolisis garam, yaitu reaksi antara ion-ion dalam garam dengan air yang menyebabkan perubahan pH larutan. Garam terbentuk dari kombinasi asam dan basa, dan sifat larutannya bergantung pada kekuatan relatif dari asam dan basa yang membentuknya. Terdapat empat jenis garam berdasarkan asal-usul asam dan basanya, yaitu garam dari asam kuat dan basa lemah, garam dari asam lemah dan basa kuat, garam dari asam lemah dan basa lemah, serta garam dari asam kuat dan basa kuat.

Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah bersifat asam, karena ion dari basa lemah mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion hidronium (H_3O^+), yang menurunkan pH larutan. Sebaliknya, garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat akan menghasilkan larutan yang bersifat basa, karena ion dari asam lemah mengalami hidrolisis dan menghasilkan ion hidroksida (OH^-), yang meningkatkan pH larutan. Sementara itu, garam dari asam lemah dan basa lemah dapat bersifat asam, basa, atau netral, tergantung pada konstanta ionisasi asam (K_a) dan basa (K_b) yang membentuknya. Jika $K_a > K_b$, larutan akan bersifat asam, jika $K_a < K_b$, larutan akan bersifat basa, dan jika $K_a \approx K_b$, larutan akan netral. Berbeda dengan ketiga jenis garam sebelumnya, garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa kuat tidak mengalami hidrolisis, sehingga pH larutannya netral atau mendekati 7, karena ion-ion dalam garam tersebut tidak bereaksi lebih lanjut dengan air.

Dalam bagian selanjutnya, pembahasan difokuskan pada nilai pH larutan garam, yang menunjukkan bagaimana sifat garam memengaruhi pH larutan setelah larut dalam air. Garam dari asam lemah dan basa kuat menghasilkan larutan dengan pH lebih dari 7, sedangkan garam dari asam kuat dan basa lemah akan memiliki pH kurang dari 7. Perhitungan pH larutan garam dapat dilakukan dengan menggunakan hubungan antara K_a , K_b , dan K_w serta dengan menentukan konsentrasi ion yang terbentuk dalam larutan. Pemahaman tentang pH larutan garam sangat penting dalam berbagai aplikasi, seperti industri kimia, pengolahan limbah, keseimbangan lingkungan, dan proses biologis dalam tubuh manusia.

Dengan memahami hidrolisis garam, kita dapat lebih memahami bagaimana larutan garam berinteraksi dalam berbagai sistem kimia. Sifat asam atau basa suatu larutan tidak hanya ditentukan oleh asam atau basa itu sendiri, tetapi juga oleh garam yang terbentuk dari reaksi netralisasi. Oleh karena itu, memahami konsep hidrolisis garam dan pengaruhnya terhadap pH larutan menjadi dasar penting dalam studi kimia, baik di laboratorium, industri, maupun lingkungan sehari-hari.

Latihan Soal

1. Manakah dari garam-garam berikut yang dapat menghasilkan larutan asam saat dilarutkan dalam air?
 - a. NaCl
 - b. NH_4Cl
 - c. HCl
 - d. KCl
 - e. KNO_3
2. Larutan yang dapat menyebabkan fenolftalein berubah menjadi merah adalah ...
 - a. K_2CO_3
 - b. NH_4Cl
 - c. H_2SO_4
 - d. NaNO_3
 - e. CH_3COOH
3. Garam manakah yang dilarutkan dalam air menghasilkan larutan dengan pH lebih dari 7?
 - a. KCl
 - b. H_2SO_4
 - c. NH_4Cl
 - d. CH_3COOH
 - e. NaCN
4. Hitung pH Larutan NaCN 0.05 M jika $K_a \text{ HCN} = 2 \times 10^{-10}$!
 - a. 9.2
 - b. 10.2
 - c. 11.2
 - d. 12.2
 - e. 13.2
5. Hitung pH Larutan $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0.05 M jika $K_b \text{ NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$!
 - a. 4.52
 - b. 5.12
 - c. 5.48
 - d. 6.02
 - e. 6.48
6. Jika 200 mL NH_4OH 0.8 M direaksikan dengan 200 mL larutan HCl 0.8 M, $K_b \text{ NH}_4\text{OH} = 10^{-6}$, pH campuran setelah bereaksi adalah ...
 - a. $5 - \log 2$
 - b. $5 - \log 3$
 - c. $5 - \log 4$
 - d. $4 - \log 5$
 - e. $5 - \log 6$

7. Campuran 50 mL larutan NH_4OH 0.02 M dengan 50 mL larutan HCl 0.02 M mempunyai pH? ($K_b \text{ NH}_4\text{OH} = 10^{-5}$)
- a. 5.5
 - b. 6
 - c. 8
 - d. 10
 - e. 11

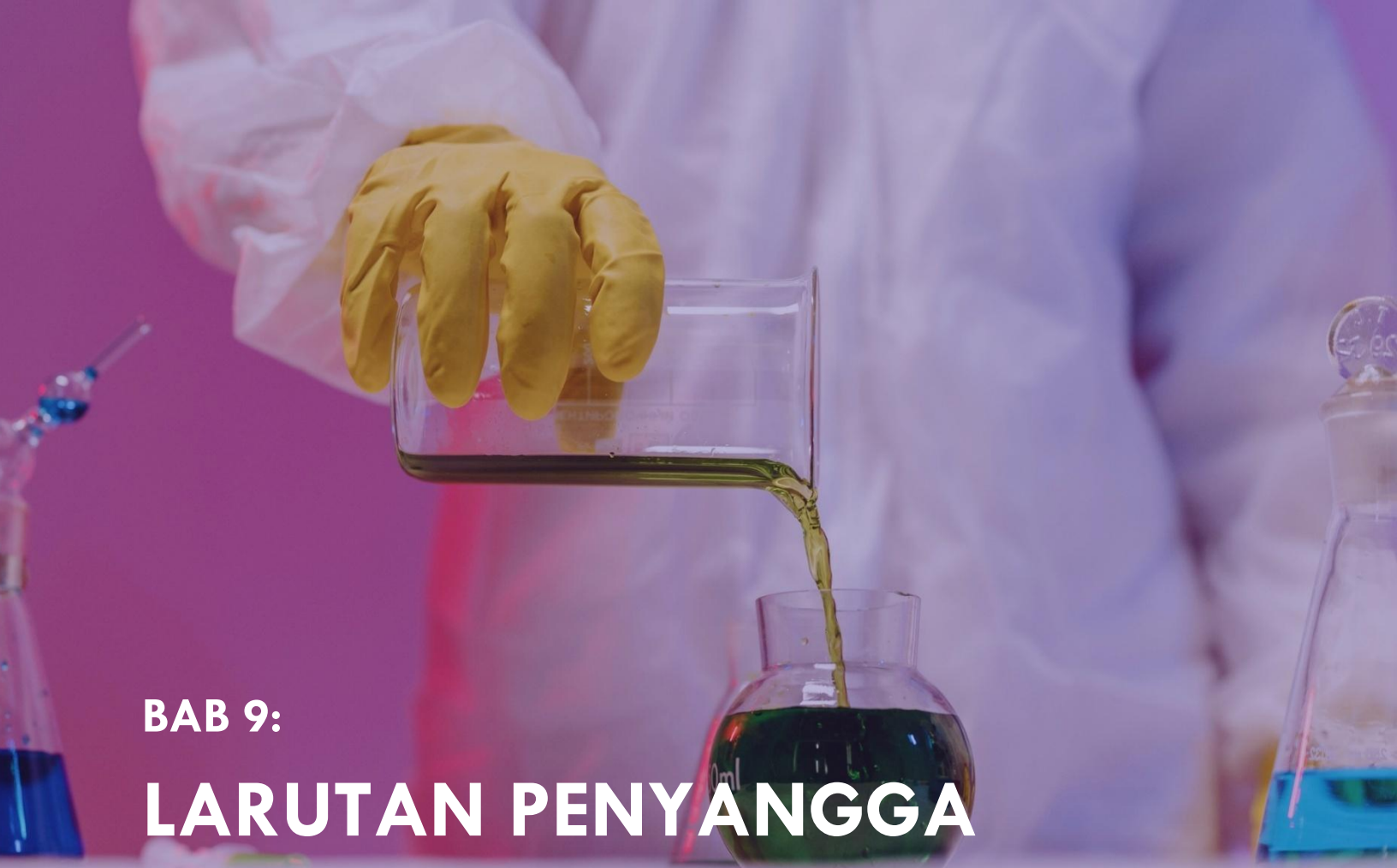
Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!



Latihan Soal Kimia
Kelas 11 BAB 8

Referensi

- Abriwansari, B. (2014). Penurunan Kecemasan Siswa saat Berkomunikasi melalui Pendekatan Kontekstual pada Materi Hidrolisis Garam. Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan, Universitas Lampung.
- Atkins, P., & de Paula, J. (2014). *Physical Chemistry* (10th ed.). Oxford University Press.
- Chang, R., & Goldsby, K. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill Education.
- Frost, A. A., & Pearson, R. G. (2015). *Kinetics and Mechanism* (3rd ed.). Wiley.
- Keenan, C. W., Kleinfelter, D. C., & Wood, J. H. (2015). *General College Chemistry* (9th ed.). Harper & Row.
- Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan. (2016). *Kimia untuk SMA/MA Kelas XI*. Pusat Kurikulum dan Perbukuan, Balitbang, Kemendikbud.
- Khan, I. M., & Khan, A. (2017). Hydrolysis of Salts: A Comprehensive Study. *Journal of Chemical Education*, 94(5), 567-572.
- Kotz, J. C., Treichel, P. M., Townsend, J. R., & Treichel, D. A. (2015). *Chemistry & Chemical Reactivity* (9th ed.). Cengage Learning.
- McMurry, J., & Fay, R. C. (2015). *Chemistry* (7th ed.). Pearson.
- Moore, J. W., Stanitski, C. L., & Jurs, P. C. (2015). *Principles of Chemistry: The Molecular Science* (3rd ed.). Cengage Learning.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson.
- Prosiding Seminar Nasional Kimia dan Pendidikan Kimia. (2017). *Pengembangan Media Pembelajaran Hidrolisis Garam Berbasis ICT*. Universitas Negeri Malang.
- Silberberg, M. S. (2015). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (7th ed.). McGraw-Hill Education.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2014). *Fundamentals of Analytical Chemistry* (9th ed.). Cengage Learning.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2014). *Chemistry* (9th ed.). Cengage Learning.



BAB 9:

LARUTAN PENYANGGA

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

• **Kata Kunci:** Perubahan pH, Indikator asam-basa, Larutan penyangga asam & basa, pH buffer sebelum-sesudah penambahan, Titrasi, Titik akhir & titik ekuivalen, Kurva titrasi, Pemilihan indikator, Buffer dalam tubuh, Perhitungan konsentrasi melalui titrasi, Pembuatan buffer.

Tujuan Pembelajaran: Menganalisis, Memahami, dan Menghitung pH Larutan Penyangga

1. Mengamati dan Menganalisis pH

- ▷ Mengamati dan Menganalisis perubahan pH larutan campuran.
- ▷ Menggunakan indikator untuk memahami sifat asam-basa.

2. Menganalisis dan Mengidentifikasi Larutan Penyangga

- ▷ Mengelompokkan dan mengidentifikasi larutan penyangga asam atau basa.
- ▷ Menghitung dan menganalisis pH larutan penyangga sebelum dan sesudah penambahan asam atau basa.

3. Menganalisis dan Membuat Kurva Titrasi

- ▷ Mendeskripsikan konsep titrasi, titik akhir, dan titik ekuivalen titrasi.

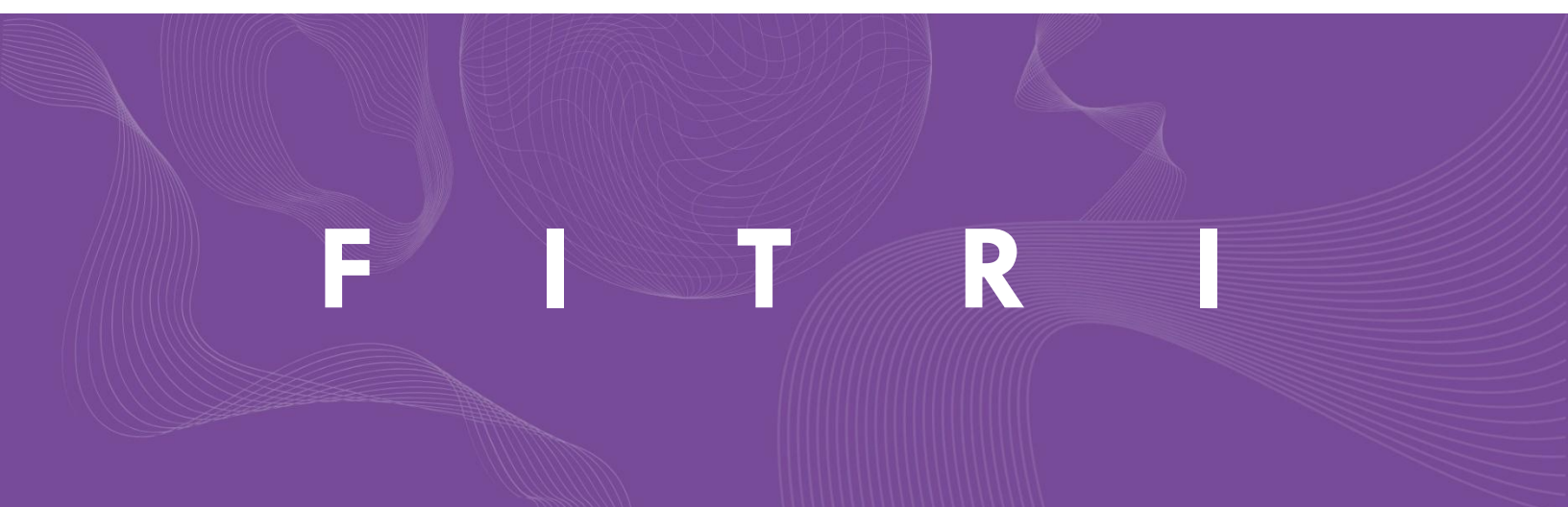
- ▷ Membuat kurva titrasi dan menganalisis perubahan pH selama proses titrasi.

4. Menentukan dan Memilih Indikator untuk Titrasi

- ▷ Memilih indikator yang sesuai untuk titrasi asam-basa.
- ▷ Menganalisis komposisi larutan penyangga dalam tubuh manusia.

5. Menghitung dan Menentukan Pembuatan Larutan

- ▷ Menentukan dan menghitung konsentrasi zat melalui titrasi.
- ▷ Membuat larutan penyangga dengan pH tertentu.



F I T R I



1. Komponen Larutan Penyangga

Dalam berbagai proses kimia, kestabilan pH sangat penting untuk memastikan reaksi berlangsung dengan optimal. Salah satu sistem yang memungkinkan kestabilan pH adalah larutan penyangga, yaitu larutan yang mampu mempertahankan pH tetap stabil meskipun ditambahkan sedikit asam, basa, atau mengalami pengenceran. Kemampuan ini menjadikan larutan penyangga sangat penting dalam berbagai bidang, mulai dari sistem biologis hingga industri.

Dalam tubuh manusia, larutan penyangga berperan dalam menjaga keseimbangan pH darah agar tetap berada dalam kisaran normal, yang sangat penting bagi fungsi enzim dan metabolisme sel. Di industri, larutan penyangga digunakan dalam produksi makanan, obat-obatan, serta berbagai proses kimia yang memerlukan kontrol pH yang ketat.



Larutan penyangga – Canva Studio

Secara umum, larutan penyangga terdiri dari dua sistem utama. Sistem pertama adalah penyangga asam lemah dan basa konjugasinya, yang bertugas menahan perubahan pH ketika basa ditambahkan. Sistem kedua adalah penyangga basa lemah dan asam konjugasinya, yang menjaga kestabilan pH ketika asam ditambahkan.

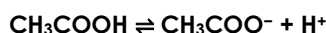
Pada subbab ini, kita akan membahas lebih dalam mengenai kedua sistem larutan penyangga tersebut, bagaimana komponennya, serta bagaimana mekanisme kerjanya dalam menjaga kestabilan pH dalam berbagai kondisi.

Sistem Penyangga Asam Lemah dan Basa Konjugasi

Larutan penyangga asam lemah dan basa konjugasinya adalah salah satu jenis larutan penyangga yang paling umum digunakan. Sistem ini terdiri dari **asam lemah** sebagai komponen utama dan **basa konjugasi** dari asam tersebut sebagai pasangan penyangga. Keberadaan kedua komponen ini memungkinkan larutan tetap mempertahankan pH meskipun terjadi penambahan sedikit asam atau basa.

A. Komposisi Sistem Penyangga Asam Lemah dan Basa Konjugasi

Sistem ini bekerja berdasarkan keseimbangan reaksi ionisasi asam lemah dalam air. Asam lemah tidak terionisasi sempurna, sehingga dalam larutan terdapat campuran antara asam dalam bentuk molekul dan ion konjugasinya. Contoh paling umum dari sistem ini adalah **larutan asam asetat (CH_3COOH) dan ion asetat (CH_3COO^-)**, yang dapat dinyatakan dengan persamaan reaksi:



Dalam sistem ini, asam asetat (CH_3COOH) bertindak sebagai **asam lemah**, sementara ion asetat (CH_3COO^-) yang berasal dari garam seperti natrium asetat (CH_3COONa) berperan sebagai **basa konjugasi**.

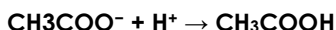
Ketika larutan ini mengalami penambahan **asam (H^+)**, ion asetat (CH_3COO^-) akan bereaksi dengan ion hidrogen membentuk kembali asam asetat, sehingga kenaikan konsentrasi H^+ yang seharusnya

meningkatkan keasaman dapat dikendalikan. Sebaliknya, jika ditambahkan **basa (OH^-)**, asam asetat akan melepaskan ion hidrogen (H^+) untuk menetralkan OH^- , sehingga perubahan pH tetap terkendali.

B. Mekanisme Kerja Sistem Penyangga Asam Lemah dan Basa Konjugasi

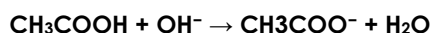
▷ **Saat ditambahkan asam (H^+):**

Ion asetat (CH_3COO^-) akan menangkap ion H^+ yang masuk ke dalam larutan, membentuk kembali asam asetat. Hal ini mencegah peningkatan konsentrasi ion H^+ yang dapat menyebabkan larutan menjadi lebih asam.



▷ **Saat ditambahkan basa (OH^-):**

Asam asetat (CH_3COOH) akan melepaskan ion H^+ untuk bereaksi dengan ion OH^- yang masuk, membentuk air (H_2O). Dengan demikian, penambahan basa tidak menyebabkan larutan menjadi lebih basa secara drastis.



C. Contoh Larutan Penyangga Asam Lemah dan Basa Konjugasi

Selain sistem **asam asetat – ion asetat**, terdapat beberapa contoh lain dari sistem penyangga asam lemah dan basa konjugasinya, antara lain:

- ▷ **Asam karbonat (H_2CO_3) dan ion bikarbonat (HCO_3^-)** → penting dalam sistem penyangga darah manusia.
- ▷ **Asam fosfat (H_3PO_4) dan ion dihidrogen fosfat (H_2PO_4^-)** → digunakan dalam sistem biologis dan industri.

Sistem larutan penyangga ini banyak diterapkan dalam bidang medis, industri farmasi, serta dalam penelitian laboratorium untuk menjaga kestabilan pH dalam berbagai reaksi kimia.



Tahukah Kamu?

- ▷ **Menjaga Stabilitas pH** – Air mata memiliki larutan penyangga bikarbonat dan fosfat yang menjaga pH sekitar 7,4, mencegah iritasi dan ketidaknyamanan pada mata.
- ▷ **Perlindungan dari Bakteri** – Komposisi air mata membantu menghambat pertumbuhan bakteri, karena sebagian besar mikroorganisme sulit bertahan pada pH yang stabil dan terkendali.
- ▷ **Mengatasi Gangguan Mata** – Faktor seperti asap, polusi, atau penggunaan lensa kontak dapat mengganggu keseimbangan pH air mata, menyebabkan mata merah dan kering.



Contoh soal penetapan larutan penyangga asam dari campuran

Diberikan beberapa campuran larutan, tentukan larutan yang manakah yang dapat menjadi larutan penyangga?

- a. Campuran 200 mL larutan CH_3COOH 0.2 M dengan 100 mL larutan CH_3COONa 0.1 M
- b. Campuran 500 mL larutan CH_3COOH 0.2 M dengan 500 mL larutan Na_2HPO_4 0.2 M
- c. Campuran 100 mL larutan CH_3COOH 0.1 M dengan 50 mL larutan NaOH 0.1 M
- d. Campuran 50 mL larutan CH_3COOH 0.1 M dengan 100 mL larutan NaOH 0.1 M

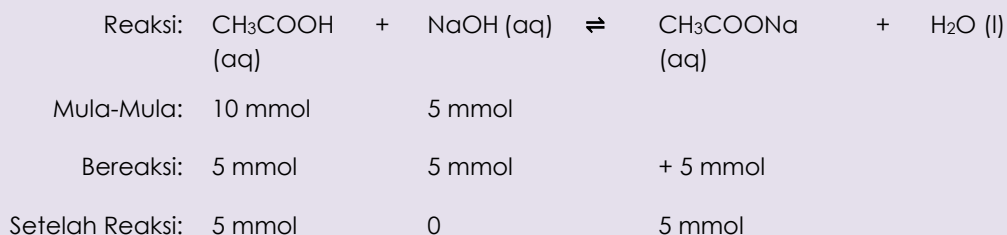
Jawaban:

- a. Dapat menjadi larutan penyangga, larutan tersebut dengan jumlah berapapun dapat menjadi penyangga, hanya efektivitasnya berbeda.
- b. Tidak dapat menjadi larutan penyangga, karena asam lemah CH_3COOH harus dicampur dengan basa konjugasinya, yaitu CH_3COO^- , sedangkan HPO_4 merupakan basa konjugasi dari H_2PO_4
- c. Dapat menjadi larutan penyangga.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 100 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 10 \text{ mmol}$$

$$[\text{NaOH}] = 50 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 5 \text{ mmol}$$

Gunakan koefisien stoikiometri tentang reaksi pembatas, maka mmol NaOH yang dijadikan acuan untuk bereaksi. Perhatikan reaksi berikut:



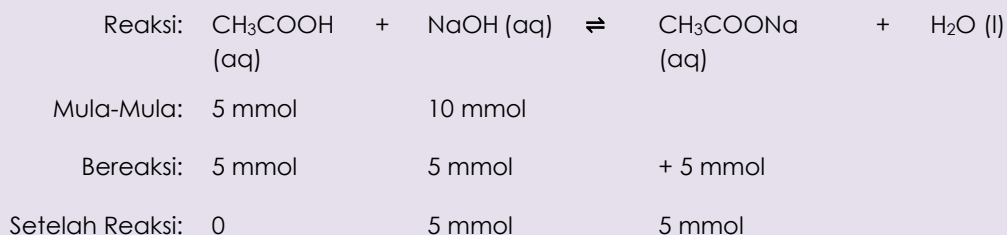
Campuran yang terdiri dari CH_3COOH sisa sebanyak 5 mmol dan CH_3COONa hasil reaksi sebanyak 5 mmol, sehingga membentuk larutan penyangga karena berisi asam lemah dengan garamnya.

- d. Tidak dapat menjadi larutan penyangga

$$[\text{NaOH}] = 100 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 10 \text{ mmol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 50 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 5 \text{ mmol}$$

Gunakan koefisien stoikiometri tentang reaksi pembatas, maka mmol NaOH yang dijadikan acuan untuk bereaksi. Perhatikan reaksi berikut:



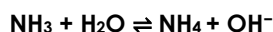
Campuran yang terdiri dari NaOH sisa sebanyak 5 mmol dan CH₃COONa hasil reaksi sebanyak 5 mmol, sehingga di dalamnya terdapat basa kuat (NaOH) dan garamnya (CH₃COONa) yang tidak dapat menjadi larutan penyangga.

Sistem Penyangga Basa Lemah dan Asam Konjugasi

Selain sistem penyangga yang terdiri dari asam lemah dan basa konjugasinya, terdapat juga sistem penyangga yang tersusun atas **basa lemah dan asam konjugasinya**. Sistem ini berfungsi untuk mempertahankan kestabilan pH dalam rentang basa, yaitu dengan menahan perubahan pH ketika terjadi penambahan sedikit asam atau basa ke dalam larutan.

A. Komposisi Sistem Penyangga Basa Lemah dan Asam Konjugasi

Sistem ini bekerja berdasarkan keseimbangan ionisasi basa lemah dalam air. Basa lemah tidak terionisasi sempurna, sehingga dalam larutan terdapat campuran antara molekul basa dan ion konjugasi asamnya. Salah satu contoh umum sistem ini adalah **larutan amonia (NH₃) dan ion amonium (NH₄⁺)**, dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



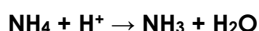
Dalam sistem ini, **amonia (NH₃)** bertindak sebagai **basa lemah**, sedangkan **ion amonium (NH₄⁺)** berperan sebagai **asam konjugasi** yang berasal dari garam seperti **amonium klorida (NH₄Cl)**.

Ketika larutan ini mengalami penambahan **asam (H⁺)**, ion amonium (NH₄⁺) akan melepaskan ion H⁺ yang bereaksi dengan amonia (NH₃) untuk mengurangi kenaikan konsentrasi H⁺. Sebaliknya, jika ditambahkan **basa (OH⁻)**, amonia akan menangkap ion hidrogen (H⁺) dari ion amonium, membentuk lebih banyak NH₃, sehingga perubahan pH dapat dikendalikan.

B. Mekanisme Kerja Sistem Penyangga Basa Lemah dan Asam Konjugasi

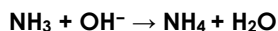
▷ Saat ditambahkan asam (H⁺):

Ion amonium (NH₄⁺) akan menangkap ion H⁺ yang masuk ke dalam larutan, sehingga mencegah peningkatan konsentrasi ion hidrogen yang dapat membuat larutan menjadi lebih asam.



▷ Saat ditambahkan basa (OH⁻):

Amonia (NH₃) akan bereaksi dengan ion hidrogen (H⁺) dari ion amonium, membentuk lebih banyak NH₄⁺ dan mengurangi peningkatan pH akibat penambahan basa.



C. Contoh Larutan Penyangga Basa Lemah dan Asam Konjugasi

Selain sistem **amonia – ion amonium**, beberapa contoh lain dari sistem penyangga basa lemah dan asam konjugasinya adalah:

▷ **Piridin (C₅H₅N) dan ion piridinium (C₅H₅NH⁺)** → digunakan dalam berbagai reaksi enzimatik dan sistem biologis.

▷ **Metilamin (CH₃NH₂) dan ion metilamonium (CH₃NH₃⁺)** → sering digunakan dalam sintesis organik dan reaksi katalitik.

Sistem penyangga ini memiliki banyak aplikasi dalam kehidupan sehari-hari, terutama dalam pengolahan limbah industri, larutan pembersih, serta dalam sistem biologis seperti cairan intraseluler yang membutuhkan kestabilan pH dalam lingkungan basa.

Contoh soal penetapan larutan penyangga basa dari campuran

Diberikan beberapa campuran larutan, tentukan larutan yang manakah yang dapat menjadi larutan penyangga?

- Campuran 100 mL larutan Na_2HPO_4 0.1 M dengan 50 mL larutan Na_2HPO_4 0.1 M
- Campuran 100 mL larutan NH_4OH 0.2 M dengan 100 mL larutan HCl 0.1 M
- Campuran 100 mL larutan NH_4OH 0.1 M dengan 50 mL larutan H_2SO_4 0.1 M

Jawaban:

- Dapat menjadi larutan penyangga, larutan tersebut dengan jumlah berapapun dapat menjadi penyangga, hanya efektivitasnya berbeda.

- Dapat menjadi larutan penyangga.

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 100 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 10 \text{ mmol}$$

$$[\text{HCl}] = 50 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 5 \text{ mmol}$$

Gunakan koefisien stoikiometri tentang reaksi pembatas, maka mmol NaOH yang dijadikan acuan untuk bereaksi. Perhatikan reaksi berikut:

Reaksi:	NH_4OH	+	HCl	$\rightarrow$	NH_4Cl	+	H_2O
Mula-Mula:	10 mmol		5 mmol				
Bereaksi:	5 mmol		5 mmol		+ 5 mmol		
Setelah Reaksi:	5 mmol		0		5 mmol		

Campuran yang terdiri dari NH_4OH sisa sebanyak 5 mmol dan NH_4Cl hasil reaksi sebanyak 5 mmol, sehingga membentuk larutan penyangga karena berisi basa lemah (NH_4OH) dengan garamnya (NH_4Cl).

- Tidak dapat menjadi larutan penyangga

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 100 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 10 \text{ mmol}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 50 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 5 \text{ mmol}$$

Gunakan koefisien stoikiometri tentang reaksi pembatas, maka mmol NaOH yang dijadikan acuan untuk bereaksi. Perhatikan reaksi berikut:

Reaksi:	NH_4OH	+	H_2SO_4	$\rightarrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	+	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$
Mula-Mula:	10 mmol		5 mmol				
Bereaksi:	10 mmol		5 mmol		+ 5 mmol		
Setelah Reaksi:	0		5 mmol		5 mmol		

Setelah reaksi, yang bersisa hanya garam $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ sehingga tidak dapat menjadi larutan penyangga,



2. Nilai pH Larutan Penyangga



Larutan penyangga memiliki kemampuan untuk menjaga kestabilan pH meskipun terjadi penambahan sedikit asam, basa, atau proses pengenceran. Kemampuan ini sangat penting dalam berbagai bidang, termasuk reaksi kimia, proses biologis dalam tubuh, serta industri farmasi dan makanan.

Salah satu aspek utama dalam memahami larutan penyangga adalah menentukan nilai pH. Nilai pH larutan penyangga bergantung pada konsentrasi komponen penyusunnya, yaitu asam lemah dan basa konjugasinya atau basa lemah dan asam konjugasinya. Hubungan antara konsentrasi ini dapat dihitung menggunakan persamaan Henderson-Hasselbalch, yang memungkinkan kita memprediksi perubahan pH ketika terjadi penambahan asam atau basa.

Dalam subbab ini, kita akan membahas bagaimana menghitung pH larutan penyangga berdasarkan jenis sistemnya, yaitu sistem penyangga asam lemah dan basa konjugasi serta sistem penyangga basa lemah dan asam konjugasi. Pemahaman ini akan membantu dalam merancang dan mengoptimalkan larutan penyangga untuk berbagai keperluan praktis.

Nilai pH Sistem Penyangga Asam Lemah dan Basa Konjugasi

Larutan penyangga yang bersifat asam terbentuk dari campuran **asam lemah** dan **basa konjugasinya** dalam suatu larutan. Contoh umum dari sistem ini adalah campuran **asam asetat (CH_3COOH)** dengan **natrium asetat (CH_3COONa)** atau dengan ion asetat (CH_3COO^-).

Dalam sistem ini, basa konjugasi CH_3COO^- diperoleh dari garam yang mengandung kation yang tidak bereaksi dengan air, seperti **natrium asetat (CH_3COONa)**, **kalium asetat (CH_3COOK)**, atau garam lain seperti **CH_3COOMg** dan **HCO_3K** .

Untuk menghitung pH larutan penyangga asam, digunakan rumus sebagai berikut:

$$[H^+] = K_a \times \frac{\text{mol asam}}{\text{mol basa konjugasi}}$$

Contoh soal perhitungan pH larutan penyangga asam

Hitunglah pH larutan penyangga yang dibuat dari campuran 100 mL larutan CH_3COOH 0.1 M dengan 200 mL larutan CH_3COONa 0.1 M dengan $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$

Jawaban:

Mol $\text{CH}_3\text{COOH} = 100 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 10 \text{ mmol}$ (asam)

Mol $\text{CH}_3\text{COONa} = 200 \text{ mL} \times 0.1 \text{ mol/L} = 20 \text{ mmol}$

$\text{CH}_3\text{COO}^- = 20 \text{ mmol}$ (basa konjugasi)

Substitusi ke rumus:

$$[H^+] = K_a \times \frac{\text{mol asam}}{\text{mol basa konjugasi}}$$

$$[H^+] = 10^{-5} \times \frac{10}{20}$$

$$[H^+] = 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-6}$$

$$\text{Maka, pH} = 6 - \log 10$$



Nilai pH Sistem Penyangga Basa Lemah dan Asam Konjugasi

Larutan penyangga yang bersifat basa terbentuk dari campuran **basa lemah** dengan **asam konjugasinya**. Salah satu contoh sistem ini adalah larutan yang mengandung **amonia (NH_4OH)** dan ion amonium (NH_4^+), yang dapat diperoleh dari garam seperti **amonium klorida (NH_4Cl)**.

Dalam larutan, ion amonium (NH_4^+) berasal dari garamnya, yang biasanya mengandung kation logam seperti NH_4Cl , NH_4Br , NH_4NO_3 , NH_4I , dan garam amonium lainnya. Keberadaan ion ini berperan dalam menstabilkan pH larutan saat terjadi penambahan asam atau basa.

Untuk menghitung pH larutan penyangga basa, digunakan rumus berikut:

$$[\text{OH}^+] = K_b \times \frac{\text{mol basa lemah}}{\text{mol asam konjugasi}}$$

Dengan menggunakan rumus ini, nilai pH larutan penyangga basa dapat dihitung berdasarkan perbandingan antara basa lemah dan asam konjugasinya. Pemahaman ini sangat penting dalam berbagai aplikasi, seperti sistem biologis, pengolahan limbah, dan industri yang memerlukan kontrol pH dalam kondisi basa.

Contoh soal perhitungan pH larutan penyangga basa

Dalam satu liter larutan 0.01 mol NH_3 dan 0.02 mol NH_4 yang berasal dari kristal $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Jika $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$, hitung pH larutan tersebut,

Jawaban:

$$[\text{OH}^+] = K_b \times \frac{\text{mol basa lemah}}{\text{mol asam konjugasi}}$$

$$[\text{OH}^+] = 10^{-5} \times \frac{0.01}{0.02}$$

$$[\text{OH}^+] = 5 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 5 \times 10^{-5}$$

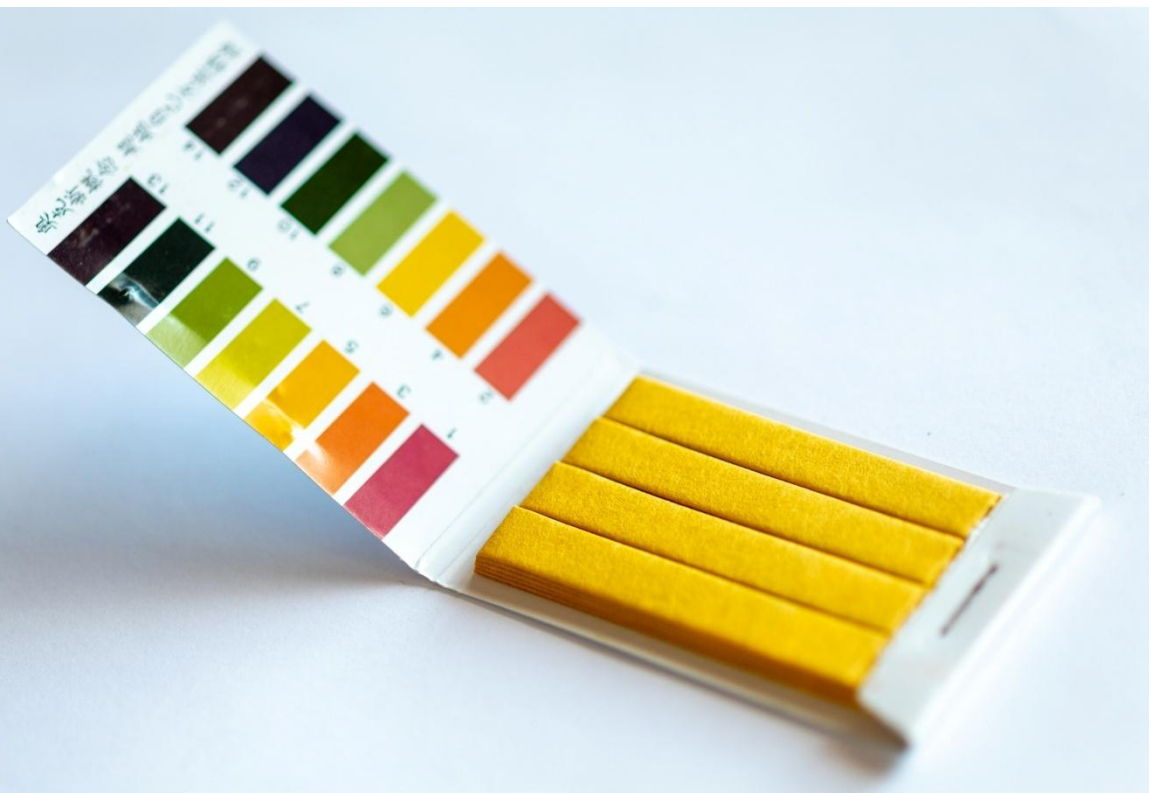
$$\text{pOH} = 6 - \log 5$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{Maka, pH} = 8 + \log 5$$



3. Cara Kerja dan Prinsip Larutan Penyangga



pH test – Canva Studio

Larutan penyangga memiliki kemampuan unik untuk menahan perubahan pH ketika terjadi penambahan sedikit asam, basa, atau pengenceran. Mekanisme ini sangat penting dalam berbagai sistem kimia, biologis, dan industri yang memerlukan kestabilan pH untuk menjaga kelangsungan reaksi. Kemampuan larutan penyangga dalam mempertahankan pH bergantung pada keseimbangan reaksi antara asam lemah dan basa konjugasinya atau basa lemah dan asam konjugasinya. Ketika ion H^+ atau OH^- ditambahkan ke dalam larutan, sistem penyangga akan bereaksi untuk menetralkan perubahan tersebut, sehingga pH tetap stabil.

Cara Kerja dan Prinsip Larutan Penyangga Asam

Larutan penyangga asam terdiri dari asam lemah (HA) dan basa konjugasinya (A^-), yang sering berasal dari garam seperti NaA . Sistem ini bekerja dengan mempertahankan keseimbangan ionisasi asam lemah dalam air, sehingga dapat menahan perubahan pH akibat penambahan asam atau basa.

Dalam kondisi normal, kesetimbangan dalam larutan penyangga asam dapat dinyatakan sebagai berikut:



Nilai pH dalam sistem ini dihitung menggunakan persamaan Henderson-Hasselbalch, yaitu:

$$[H^+] = K_a \times [HA]:[A^-]$$

Ketika larutan penyangga ditambahkan sedikit asam (H^+), ion hidrogen akan bereaksi dengan ion basa konjugasi (A^-), sehingga konsentrasi ion H^+ tetap terkontrol. Dalam proses ini, jumlah HA bertambah dan A^- berkurang, tetapi perubahan pH yang terjadi sangat kecil karena adanya sistem penyangga.

Sebaliknya, jika dalam larutan ditambahkan sedikit basa (OH^-), ion hidroksida akan bereaksi dengan ion H^+ dalam larutan untuk membentuk air (H_2O). Hal ini akan menyebabkan pergeseran kesetimbangan, di mana HA akan terurai menjadi H^+ dan A^- untuk menggantikan ion H^+ yang bereaksi dengan OH^- . Akibatnya, jumlah HA berkurang dan A^- bertambah, tetapi perubahan pH tetap terkendali.

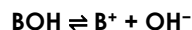
Secara keseluruhan, perubahan konsentrasi A^- dan H^+ dalam larutan penyangga sangat kecil, sehingga pH tetap stabil. Bahkan, jika konsentrasi A^- berkurang hingga 10 kali lipat dan HA meningkat 10 kali lipat, perubahan pH yang terjadi hanya sekitar 2 satuan. Hal ini menunjukkan bahwa larutan penyangga sangat efektif dalam menahan perubahan pH meskipun terdapat penambahan ion H^+ atau OH^- dari luar.

Dengan demikian, kesetimbangan antara HA, H^+ , dan A^- dalam larutan penyangga akan bekerja secara dinamis untuk mempertahankan pH, sehingga tetap stabil meskipun terjadi gangguan dari luar. Hal ini menjadi dasar penting dalam berbagai sistem biologis dan industri yang memerlukan kestabilan pH, seperti dalam darah manusia, reaksi enzimatis, dan formulasi obat-obatan.

Cara Kerja dan Prinsip Larutan Penyangga Basa

Larutan penyangga basa terdiri dari **basa lemah (BOH) dan asam konjugasinya (B^+)**, yang sering diperoleh dari garam seperti **BX**. Sistem ini bekerja dengan mempertahankan keseimbangan ionisasi basa lemah dalam air, sehingga dapat menahan perubahan pH ketika terjadi penambahan asam (H^+) atau basa (OH^-).

Dalam kondisi normal, larutan penyangga basa berada dalam kesetimbangan sebagai berikut:



Nilai pH dalam sistem ini dapat dihitung menggunakan **persamaan Henderson-Hasselbalch** untuk basa, yang dinyatakan sebagai:

$$[\text{OH}^-] = K_b \times [\text{BOH}]:[\text{B}^+]$$

Ketika larutan penyangga ditambahkan sedikit basa (OH^-), ion hidroksida yang masuk akan bereaksi dengan ion B^+ , sehingga konsentrasi OH^- tetap terkontrol. Dalam proses ini, jumlah BOH bertambah dan B^+ berkurang, tetapi perubahan pH yang terjadi sangat kecil karena adanya sistem penyangga.

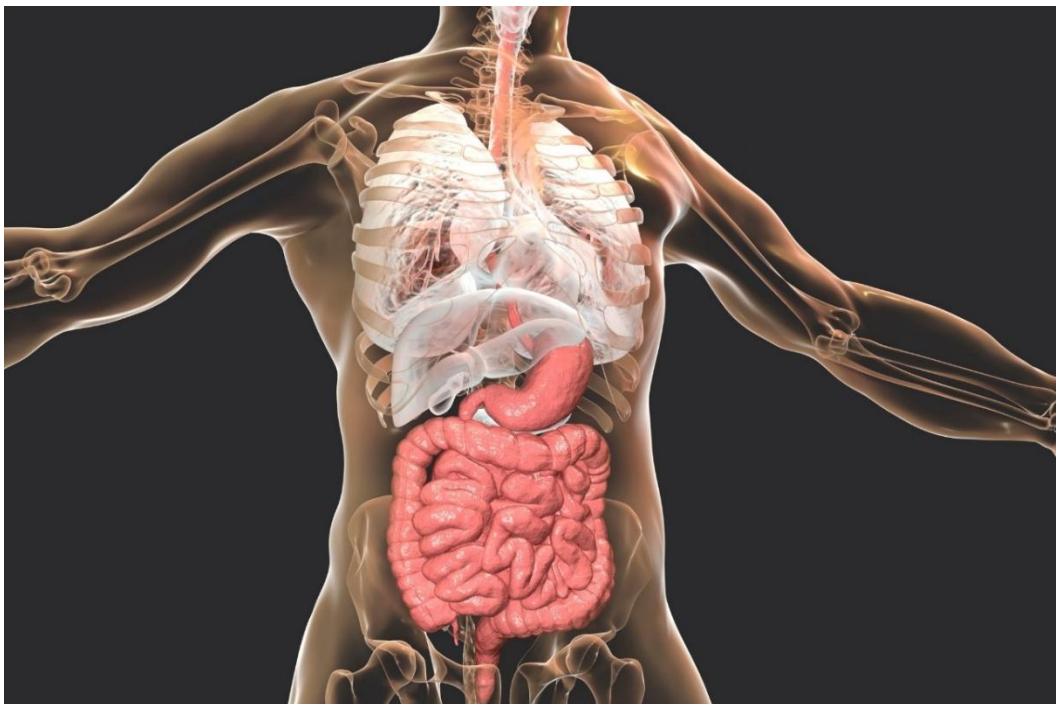
Sebaliknya, jika dalam larutan ditambahkan sedikit asam (H^+), ion hidrogen akan bereaksi dengan ion OH^- untuk membentuk air (H_2O). Hal ini menyebabkan kesetimbangan bergeser, di mana BOH akan terurai kembali menjadi ion OH^- dan B^+ untuk menggantikan OH^- yang hilang. Akibatnya, jumlah BOH berkurang dan B^+ bertambah, namun perubahan pH tetap terkendali.

Secara keseluruhan, perubahan konsentrasi BOH dan B^+ dalam larutan penyangga sangat kecil, sehingga pH tetap stabil. Bahkan, jika konsentrasi B^+ berkurang hingga 10 kali lipat dan BOH meningkat 10 kali lipat, perubahan pH yang terjadi hanya sekitar 2 satuan. Hal ini menunjukkan bahwa larutan penyangga basa sangat efektif dalam menahan perubahan pH meskipun terdapat penambahan ion H^+ atau OH^- dari luar.

Dengan demikian, kesetimbangan antara BOH, OH^- , dan B^+ dalam larutan penyangga akan bekerja secara dinamis untuk mempertahankan pH, sehingga tetap stabil meskipun terjadi gangguan dari luar. Sistem ini memiliki banyak aplikasi dalam dunia industri, laboratorium, serta dalam berbagai proses biologis yang memerlukan kondisi pH yang konstan.



4. Aplikasi Larutan Penyangga di Kehidupan Sehari-Hari



Larutan penyangga memiliki peran penting dalam berbagai aspek kehidupan, baik dalam sistem biologis maupun dalam industri. Kemampuannya dalam menjaga kestabilan pH membuatnya sangat diperlukan dalam proses-proses yang memerlukan lingkungan dengan pH yang tetap agar dapat berfungsi dengan optimal.

Dalam tubuh manusia, larutan penyangga berperan dalam menjaga keseimbangan pH darah, cairan sel, dan sistem enzimatis, sehingga berbagai proses metabolisme dapat berjalan dengan baik. Sementara itu, dalam dunia industri, larutan penyangga digunakan dalam pembuatan obat, makanan, kosmetik, serta pengolahan limbah, di mana kontrol pH sangat penting untuk menjaga kualitas dan efisiensi proses produksi.

Pada subbab ini, kita akan membahas dua aplikasi utama larutan penyangga dalam kehidupan sehari-hari, yaitu larutan penyangga dalam tubuh manusia dan pemanfaatannya di berbagai industri. Pemahaman ini akan membantu kita menyadari betapa besar peran larutan penyangga dalam mendukung keseimbangan kimia di berbagai bidang.

Larutan Penyangga dalam Tubuh Manusia

Sistem biologis manusia sangat bergantung pada kestabilan pH untuk menjaga fungsi sel dan organ tubuh. Salah satu sistem utama yang berperan dalam menjaga keseimbangan pH adalah larutan penyangga. Larutan penyangga dalam tubuh bekerja untuk menetralkan perubahan pH akibat proses metabolisme, konsumsi makanan, dan faktor lingkungan lainnya.

Terdapat beberapa sistem penyangga utama dalam tubuh manusia, yaitu larutan penyangga dalam darah, urine (ginjal), cairan intraselular, dan cairan ekstraselular. Masing-masing sistem ini memiliki mekanisme khusus dalam mempertahankan pH agar tetap dalam kisaran yang optimal bagi aktivitas biologis.

A. Larutan Penyangga dalam Darah

Darah memiliki sistem penyangga yang sangat penting untuk mempertahankan pH dalam rentang 7,35 – 7,45. Jika pH darah turun di bawah angka ini, kondisi asidosis dapat terjadi, sedangkan jika pH meningkat, dapat terjadi alkalosis. Kedua kondisi ini bisa berbahaya bagi tubuh dan dapat mengganggu fungsi organ vital. Sistem penyangga utama dalam darah terdiri dari:

1) Sistem Penyangga Bikarbonat ($\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$)

- ▷ Merupakan sistem utama dalam darah yang berperan dalam mengontrol keseimbangan asam-basa.
- ▷ Jika pH darah menurun (terlalu asam), ion bikarbonat (HCO_3^-) akan menangkap ion H^+ , membentuk asam karbonat (H_2CO_3) yang kemudian terurai menjadi CO_2 dan H_2O yang dikeluarkan melalui pernapasan.
- ▷ Jika pH darah meningkat (terlalu basa), asam karbonat (H_2CO_3) akan melepaskan ion H^+ untuk menetralkan basa yang berlebih.

2) Sistem Penyangga Protein (Hb/OxyHb)

- ▷ Hemoglobin dalam darah berperan sebagai sistem penyangga dengan menangkap atau melepaskan ion hidrogen (H^+).
- ▷ Saat hemoglobin mengikat oksigen di paru-paru, ia akan melepaskan ion H^+ , dan sebaliknya saat melepaskan oksigen di jaringan, hemoglobin akan menangkap ion H^+ untuk menjaga keseimbangan pH.

3) Sistem Penyangga Fosfat ($\text{H}_2\text{PO}_4/\text{HPO}_4$)

Sistem ini bekerja dengan cara yang mirip dengan bikarbonat tetapi lebih dominan dalam cairan intraselular dan ginjal.

B. Larutan Penyangga dalam Urine (Ginjal)

Ginjal memainkan peran penting dalam mengatur keseimbangan pH tubuh dengan cara mengontrol ekskresi ion hidrogen (H^+) dan ion bikarbonat (HCO_3^-). Sistem penyangga utama dalam urine adalah:

▷ Sistem Penyangga Fosfat ($\text{H}_2\text{PO}_4/\text{HPO}_4$)

Membantu ginjal dalam mengeluarkan kelebihan ion H^+ . Jika pH urine terlalu asam, ion dihidrogen fosfat (H_2PO_4) akan menetralkan ion H^+ untuk mengurangi keasaman.

▷ Sistem Penyangga Amonia (NH_3/NH_4)

Ketika tubuh mengalami kondisi asidosis, ginjal akan meningkatkan produksi amonia (NH_3), yang kemudian akan menangkap ion H^+ membentuk ion amonium (NH_4). Proses ini membantu tubuh mengeluarkan ion H^+ tanpa mengganggu keseimbangan ion lainnya dalam tubuh.

Dengan cara ini, ginjal membantu tubuh mempertahankan keseimbangan pH dengan membuang kelebihan asam atau basa melalui urine.

C. Larutan Penyangga dalam Cairan Intraselular

Cairan intraselular (cairan dalam sel) juga memiliki sistem penyangga yang membantu mempertahankan pH agar tetap dalam kisaran optimal bagi aktivitas enzim dan metabolisme seluler. Sistem penyangga utama dalam cairan intraselular adalah:

1) Sistem Penyangga Fosfat ($\text{H}_2\text{PO}_4/\text{HPO}_4$)

- ▷ Berperan dalam mengatur pH di dalam sel dengan menangkap atau melepaskan ion H^+ saat diperlukan.

- ▷ Kesetimbangan ini sangat penting untuk menjaga fungsi enzim dalam sel.

2) Sistem Penyangga Protein (Protein/Protein-)

- ▷ Protein dalam sel, terutama yang memiliki gugus amino dan karboksil, dapat berperan sebagai penyangga dengan menangkap atau melepaskan ion H^+ .
- ▷ Contoh protein yang berfungsi sebagai penyangga adalah hemoglobin dalam sel darah merah dan albumin dalam plasma.

Sistem ini sangat penting untuk **mencegah perubahan pH yang ekstrem dalam sel**, yang dapat merusak protein dan mengganggu aktivitas metabolisme.

D. Larutan Penyangga dalam Cairan Ekstraselular

Cairan ekstraselular meliputi cairan di luar sel seperti **plasma darah, cairan interstitial (cairan antar sel), dan cairan serebrospinal (cairan otak dan sumsum tulang belakang)**. Sistem penyangga dalam cairan ekstraselular membantu menjaga lingkungan tubuh tetap stabil agar sel dapat bekerja dengan optimal. Sistem penyangga utama dalam cairan ekstraselular adalah:

1) Sistem Penyangga Bikarbonat (H_2CO_3/HCO_3^-)

- ▷ Sistem utama dalam plasma darah dan cairan interstitial.
- ▷ Bikarbonat (HCO_3^-) bertindak sebagai basa yang menangkap ion H^+ jika lingkungan menjadi terlalu asam, sedangkan asam karbonat (H_2CO_3) akan melepaskan ion H^+ jika lingkungan menjadi terlalu basa.

2) Sistem Penyangga Protein

Protein dalam plasma darah seperti albumin berperan dalam menangkap dan melepaskan ion H^+ sesuai kebutuhan.

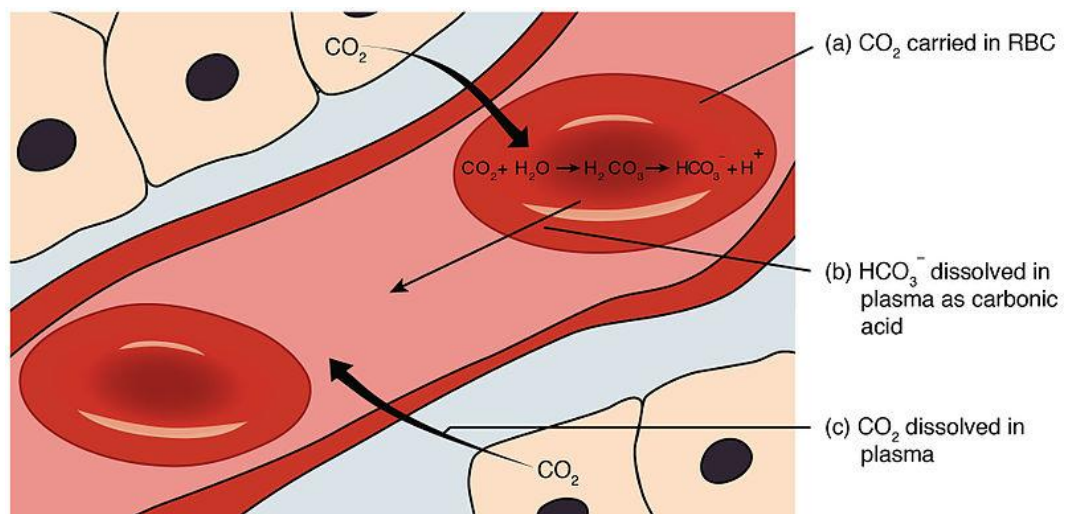
3) Sistem Penyangga Fosfat

Berperan lebih kecil dibandingkan sistem bikarbonat, tetapi masih memiliki kontribusi dalam menjaga keseimbangan pH di cairan ekstraselular.

Dengan adanya sistem ini, tubuh dapat mempertahankan kestabilan pH dalam berbagai cairan tubuh, yang sangat penting bagi kelangsungan fungsi biologis dan metabolisme.

Pemanfaatan Larutan Penyangga di Berbagai Industri

Buffer di peredaran darah manusia – en.wikipedia.org



Larutan penyangga tidak hanya berperan dalam sistem biologis, tetapi juga memiliki aplikasi luas di berbagai industri. Kemampuannya dalam menjaga kestabilan pH membuatnya sangat diperlukan dalam berbagai proses produksi yang memerlukan lingkungan dengan pH tertentu agar reaksi kimia berjalan dengan optimal. Beberapa industri yang memanfaatkan larutan penyangga antara lain **industri farmasi, makanan dan minuman, kosmetik, tekstil, serta pengolahan limbah.**

A. Industri Farmasi

Dalam industri farmasi, larutan penyangga digunakan untuk **menjaga kestabilan pH dalam obat-obatan**, baik dalam bentuk tablet, kapsul, larutan injeksi, maupun salep. Hal ini penting karena perubahan pH dapat memengaruhi efektivitas, kelarutan, dan stabilitas bahan aktif obat. Contohnya:

- ▷ **Obat injeksi dan infus:** menggunakan sistem penyangga **fosfat atau asetat** untuk menjaga pH yang sesuai dengan cairan tubuh, sehingga tidak menimbulkan iritasi atau efek samping.
- ▷ **Obat tetes mata:** memanfaatkan larutan penyangga untuk memastikan pH sesuai dengan cairan mata agar tidak menyebabkan rasa perih saat digunakan.

B. Industri Makanan dan Minuman

Dalam industri makanan dan minuman, larutan penyangga digunakan untuk **mengontrol keasaman produk** agar tetap stabil, meningkatkan rasa, serta memperpanjang masa simpan. Contohnya:

- ▷ **Minuman bersoda:** menggunakan sistem penyangga **asam karbonat (H_2CO_3) dan bikarbonat (HCO_3)** untuk menjaga keseimbangan pH agar minuman tidak terlalu asam.
- ▷ **Produk susu seperti keju dan yogurt:** menggunakan **larutan penyangga fosfat dan sitrat** untuk mempertahankan tekstur dan mencegah perubahan rasa akibat fermentasi.
- ▷ **Pengawetan makanan:** sistem penyangga digunakan dalam **saus, mayones, dan selai** untuk menghambat pertumbuhan bakteri dengan menjaga pH tetap rendah.



C. Industri Kosmetik dan Perawatan Kulit

Larutan penyangga juga memiliki peran penting dalam formulasi **produk kosmetik dan perawatan kulit**. Produk-produk ini harus memiliki pH yang sesuai dengan pH kulit agar tidak menyebabkan iritasi atau reaksi alergi. Contohnya:

- ▷ **Sabun wajah dan sampo:** menggunakan **larutan penyangga sitrat dan laktat** untuk mempertahankan pH sekitar 5,5 agar sesuai dengan pH alami kulit.
- ▷ **Krim dan lotion:** memanfaatkan **sistem penyangga fosfat atau asetat** agar tetap stabil dan tidak berubah warna atau bau seiring waktu.
- ▷ **Pasta gigi:** menggunakan **larutan penyangga fosfat** untuk menjaga keseimbangan pH dan mencegah kerusakan gigi akibat keasaman.

D. Industri Tekstil dan Pewarnaan Kain

Dalam industri tekstil, larutan penyangga digunakan dalam **proses pencelupan dan pewarnaan kain**. pH yang stabil sangat penting agar zat warna dapat menyerap dengan baik ke dalam serat kain dan menghasilkan warna yang tahan lama. Contohnya:

- ▷ **Proses pencelupan kain:** larutan penyangga digunakan untuk menjaga pH larutan pewarna agar serat kain dapat menyerap warna dengan maksimal.
- ▷ **Proses pencucian kain:** sistem penyangga membantu menetralkan zat kimia sisa pewarnaan agar tidak merusak serat kain.

E. Industri Pengolahan Limbah

Larutan penyangga juga sangat penting dalam **pengolahan limbah industri dan domestik**. Air limbah sering kali mengandung zat asam atau basa yang dapat mencemari lingkungan. Sistem penyangga digunakan untuk menetralkan limbah sebelum dibuang ke lingkungan. Contohnya:

- ▷ **Pengolahan air limbah pabrik:** menggunakan **sistem penyangga karbonat dan fosfat** untuk mengatur pH sebelum air limbah dibuang agar tidak merusak ekosistem.
- ▷ **Pengolahan limbah medis dan farmasi:** larutan penyangga digunakan untuk mencegah pelepasan zat berbahaya dengan mengatur pH yang sesuai sebelum limbah dibuang.



5. Titrasi Asam-Basa

Titration asam-basa adalah salah satu metode analisis kuantitatif dalam kimia yang digunakan untuk menentukan konsentrasi suatu larutan asam atau basa dengan menggunakan larutan standar yang diketahui konsentrasinya. Proses ini sangat penting dalam berbagai bidang, termasuk farmasi, industri makanan, penelitian laboratorium, serta pengolahan air dan limbah. Prinsip utama titration asam-basa adalah reaksi netralisasi, di mana asam bereaksi dengan basa membentuk garam dan air. Dalam proses ini, larutan asam atau basa dengan konsentrasi yang belum diketahui dititrasi dengan larutan standar hingga mencapai titik ekuivalen, yaitu titik di mana jumlah mol asam sama dengan jumlah mol basa dalam reaksi.

Untuk memantau perubahan pH selama titration, digunakan indikator pH atau pH meter. Perubahan pH ini biasanya digambarkan dalam bentuk kurva titration, yang menunjukkan bagaimana pH berubah seiring dengan penambahan titran.

Dalam subbab ini, kita akan membahas kurva titration asam dengan basa, yang mencakup titration asam kuat dengan basa kuat dan titration asam lemah dengan basa kuat, serta memahami bagaimana proses pelaksanaan titration dilakukan dengan benar.



Kurva Titrasi Asam Basa

Kurva titration asam dengan basa merupakan grafik yang menggambarkan **perubahan pH larutan** selama proses titration berlangsung. Grafik ini menunjukkan bagaimana pH larutan berubah seiring dengan penambahan larutan titran (larutan yang diketahui konsentrasinya), hingga mencapai titik ekuivalen.

Kurva titration sangat penting dalam menentukan **titik ekuivalen** dan memilih **indikator pH yang sesuai** untuk mendeteksi akhir titration. Bentuk kurva titration bergantung pada jenis asam dan basa yang bereaksi. Titration dapat dibagi menjadi beberapa kategori utama berdasarkan kekuatan asam dan basa yang digunakan:

- ▷ **Titration asam kuat dengan basa kuat**
- ▷ **Titration asam lemah dengan basa kuat**

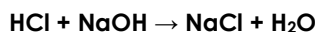
Pada bagian berikut, kita akan membahas karakteristik masing-masing jenis titration serta bagaimana perubahan pH terjadi selama proses titration.

A. Titrasi Asam Kuat dengan Basa Kuat

Titration antara asam kuat dan basa kuat merupakan jenis titration yang paling umum dan sederhana. Dalam reaksi ini, asam kuat (misalnya HCl) bereaksi dengan basa kuat (misalnya NaOH) untuk membentuk garam dan air, dengan perubahan pH yang cukup drastis di sekitar titik ekuivalen.

1) Reaksi Netralisasi

Pada titration ini, terjadi reaksi netralisasi sempurna antara asam kuat dan basa kuat, yang dapat dituliskan sebagai berikut:



HCl (asam klorida) adalah asam kuat yang sepenuhnya terionisasi dalam larutan membentuk ion H^+ dan Cl^- .

- ▷ **NaOH (natrium hidroksida)** adalah basa kuat yang juga sepenuhnya terionisasi menjadi ion Na^+ dan OH^- .
- ▷ **Ketika H^+ dari HCl bertemu dengan OH^- dari NaOH, mereka bereaksi membentuk air (H_2O), sehingga larutan menjadi netral di titik ekuivalen.**

2) Kurva Titrasi Asam Kuat dan Basa Kuat

Kurva titrasi untuk titrasi asam kuat dengan basa kuat memiliki beberapa karakteristik utama:

- ▷ **Sebelum titrasi dimulai**, larutan hanya mengandung asam kuat sehingga pH awal sangat rendah (sekitar 1 untuk HCl 0,1 M).
- ▷ **Selama titrasi**, pH perlahan naik karena basa ditambahkan.
- ▷ **Di sekitar titik ekuivalen**, terjadi **perubahan pH yang sangat tajam** dalam jumlah titran yang sangat kecil.
- ▷ **Pada titik ekuivalen**, $\text{pH} = 7$ karena larutan hanya mengandung air dan garam netral (NaCl).
- ▷ **Setelah titik ekuivalen**, kelebihan basa menyebabkan pH meningkat drastis.

3) Pemilihan Indikator

Dalam titrasi asam kuat dengan basa kuat, perubahan pH yang tajam terjadi di sekitar pH **7**, sehingga pemilihan indikator harus mempertimbangkan titik akhir titrasi ini.

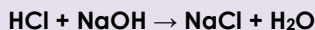
Salah satu indikator yang dapat digunakan adalah **metil merah**, yang memiliki rentang perubahan warna antara pH **4,4 - 6,2**. Indikator ini berubah warna dari merah dalam suasana asam menjadi kuning dalam suasana basa.

Indikator lain yang umum digunakan adalah **fenolftalein**, yang berubah warna dalam rentang pH **8,2 - 10,0**. Dalam suasana asam, fenolftalein tidak berwarna, sedangkan dalam suasana basa akan berubah menjadi merah muda.

Karena titik ekuivalen titrasi ini berada di sekitar **pH 7**, baik **metil merah** maupun **fenolftalein** bisa digunakan, namun fenolftalein lebih sering dipilih karena perubahan warnanya lebih jelas.

Contoh dan ilustrasi titrasi asam kuat dengan basa kuat

Titrasi HCl dengan NaOH, tujuannya adalah menentukan konsentrasi larutan yang tidak diketahui, kali ini dengan contoh larutan HCl, menggunakan NaOH 0,1 M sebagai titran, dengan reaksi netralisasi:



Karena HCl adalah **asam kuat** dan NaOH adalah **basa kuat**, reaksi ini terjadi **secara sempurna**, menghasilkan larutan netral pada **titik ekuivalen**.

Volume HCl diketahui 25 mL, Konsentrasi NaOH 0,1 M, dan Volume NaOH pada titik ekuivalen adalah 30 mL.

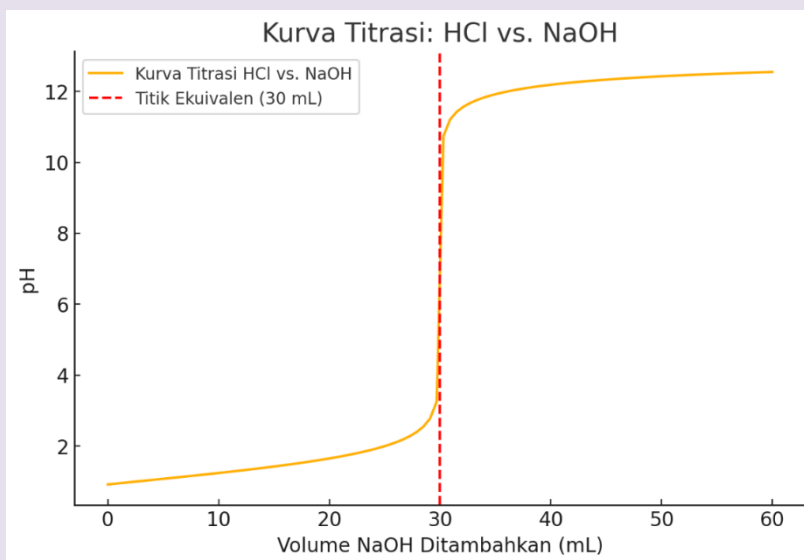
Perhitungan konsentrasi HCl

$$\text{Mol NaOH} = \text{Molaritas} \times \text{Volume} = 0,1 \text{ M} \times 0,03 \text{ L} = 0,003 \text{ mol}$$

Berdasarkan reaksi, 1 mol HCl bereaksi dengan 1 mol NaOH, maka $\text{mol HCl} = \text{mol NaOH} = 0,003 \text{ mol}$.

$$\text{Molaritas HCl} = 0,003 \text{ mol} : 0,025 \text{ L} = 0,120 \text{ M}$$

Maka, konsentrasi larutan HCL adalah 0.12 M



Perhatikan tabel berikut untuk memahami grafik tersebut

Volume NaOH (mL)	Kondisi Larutan	pH
0	HCl murni	~ 1
10	HCl berlebih	~ 1.5
20	HCl berlebih	~ 2.0
29	Hampir tidak ekuivalen	~ 3.5
30	Titik ekuivalen	7
31	NaOH berlebih (sedikit)	~ 10
40	NaOH berlebih	~ 12
50	NaOH dominan	~ 13

Kesimpulan dari Titrasi Ini:

1. **Sebelum titik ekuivalen (0–29 mL):**

- ▷ Larutan masih **asam** karena HCl belum habis.
- ▷ pH naik perlahan karena ion **H₃O⁺** masih dominan.

2. **Titik ekuivalen (30 mL):**

- ▷ **HCl tepat habis** dan hanya **air serta NaCl** yang tersisa.
- ▷ pH = **7.0** (netral), sesuai dengan titrasi asam kuat – basa kuat.

3. **Setelah titik ekuivalen (>30 mL):**

- ▷ Larutan menjadi **basa** karena NaOH berlebih.
- ▷ pH naik drastis ke **>10**.

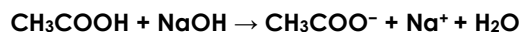
Kurva ini juga menunjukkan bahwa **perubahan pH paling tajam terjadi dekat titik ekuivalen**, yang penting dalam memilih indikator titrasi (**fenolftalein**, yang berubah warna pada pH **8.2-10**).

B. Titrasi Asam Lemah dengan Basa Kuat

Titrasi antara **asam lemah dan basa kuat** merupakan salah satu jenis titrasi asam-basa yang menghasilkan **larutan dengan pH lebih besar dari 7 pada titik ekuivalen**. Hal ini terjadi karena garam yang terbentuk dalam reaksi ini berasal dari **asam lemah dan basa kuat**, yang cenderung bersifat sedikit basa dalam larutan.

1) Reaksi Netralisasi

Dalam titrasi ini, asam lemah seperti **asam asetat (CH_3COOH)** bereaksi dengan basa kuat seperti **natrium hidroksida (NaOH)**, menghasilkan garam dan air:



CH_3COOH adalah asam lemah yang **tidak terionisasi sempurna** dalam larutan.

- ▷ **NaOH** adalah basa kuat yang sepenuhnya terionisasi menjadi **Na^+ dan OH^-** .
- ▷ Pada titik ekuivalen, **garam natrium asetat (CH_3COONa) terbentuk** dan akan mengalami hidrolisis, yang menyebabkan larutan bersifat sedikit basa.

2) Kurva Titrasi Asam Lemah dan Basa Kuat

Kurva titrasi asam lemah dengan basa kuat memiliki beberapa karakteristik unik dibandingkan titrasi asam kuat dan basa kuat:

- ▷ **Sebelum titrasi dimulai**, pH awal lebih tinggi dibandingkan titrasi asam kuat karena asam lemah tidak terionisasi sepenuhnya.
- ▷ **Selama titrasi**, pH meningkat secara bertahap karena basa kuat ditambahkan.
- ▷ **Titik ekuivalen berada di pH lebih dari 7** karena garam yang terbentuk berasal dari asam lemah dan basa kuat, sehingga bersifat sedikit basa.
- ▷ **Setelah titik ekuivalen**, pH meningkat lebih drastis akibat kelebihan basa kuat dalam larutan.



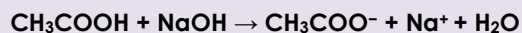
3) Pemilihan Indikator

Karena titik ekuivalen berada di **pH > 7**, pemilihan indikator harus disesuaikan dengan rentang perubahan warna yang sesuai. Indikator yang paling cocok untuk titrasi ini adalah **fenolftalein**, yang berubah warna dari tidak berwarna dalam suasana asam menjadi merah muda dalam suasana basa. Fenolftalein memiliki rentang perubahan warna pada pH **8,2 - 10,0**, yang sesuai dengan titik ekuivalen titrasi ini.

Sementara itu, indikator **metil merah** yang memiliki rentang pH **4,4 - 6,2** tidak cocok karena perubahan warnanya terjadi sebelum titik ekuivalen tercapai.

Contoh dan ilustrasi titrasi asam lemah dengan basa kuat

Diketahui CH_3COOH 0.1 M sebanyak 25 mL direaksikan dengan NaOH 0.1M, diketahui $K_s = 1.8 \times 10^{-5}$. Tentukan volume NaOH yang dibutuhkan untuk mencapai titik ekuivalen titrasi dan pH awal sebelum titrasi dilaksanakan



$$[\text{H}]^+ = \sqrt{k_a \times [\text{asam}]}$$

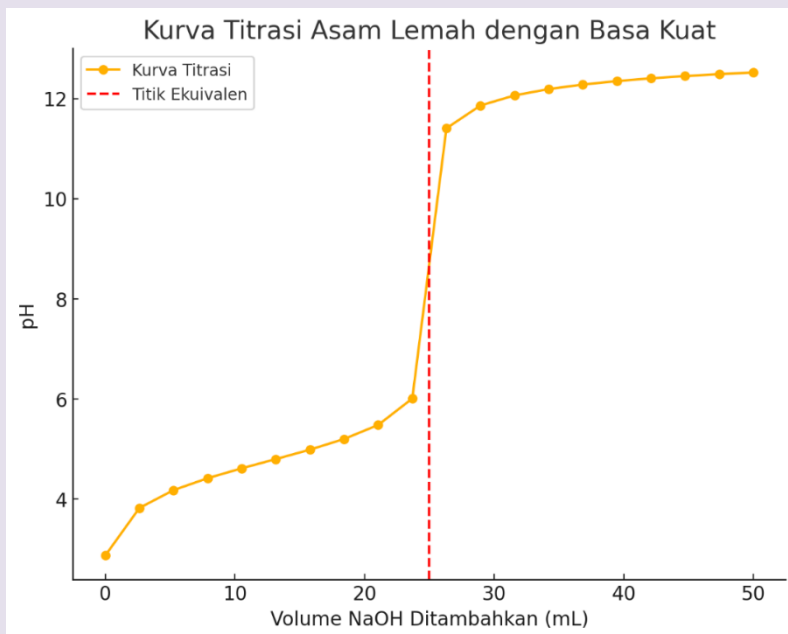
$$[\text{H}]^+ = \sqrt{1.8 \times 0.00001 \times 0.1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}]^+$$

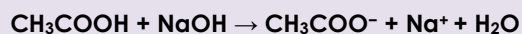
$$\text{pH} = 2.87$$

Kemudian, secara perlahan dilakukan penambahan 5 mL NaOH 0.1 M ke dalam 25 mL CH_3COOH , hitung kembali pH. Lakukan hingga nilai pH kira-kira mendekati 14.

Diketahui CH_3COOH 0.1 M sebanyak 25 mL direaksikan dengan NaOH 0.1M, diketahui $K_s = 1.8 \times 10^{-5}$. Tentukan



volume NaOH yang dibutuhkan untuk mencapai titik ekuivalen titrasi dan pH awal sebelum titrasi dilaksanakan



$$[\text{H}]^+ = \sqrt{k_a \times [\text{asam}]}$$

$$[\text{H}]^+ = \sqrt{1.8 \times 0.00001 \times 0.1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}]^+$$

$$\text{pH} = 2.87$$

Kemudian, secara perlahan dilakukan penambahan 5 mL NaOH 0.1 M ke dalam 25 mL CH_3COOH , hitung kembali pH. Lakukan hingga nilai pH kira-kira mendekati 14.

Perhatikan tabel berikut untuk memahami grafik tersebut

Volume NaOH (mL)	pH
0	~ 2.8
5.26	~ 4.17
7.895	~ 4.40
10.52	~ 4.60
15.78	~ 4.97
18.42	~ 5.192
23.684	6
26.31	~ 11.40
28.9	~ 12.192
34.21	~ 12.52
50	

Titrasi **asam asetat (CH_3COOH) 0,1 M, 25 mL dengan NaOH 0,1 M** menghasilkan **kurva titrasi** yang menunjukkan perubahan pH seiring dengan penambahan **basa kuat (NaOH)**.

Perubahan pH dalam Titrasi

A. pH Awal (Sebelum NaOH Ditambahkan)

- ▷ **pH awal** adalah **2,872**, menunjukkan bahwa asam asetat adalah **asam lemah** karena pH-nya lebih tinggi dibandingkan asam kuat dengan konsentrasi yang sama.
- ▷ pH ini diperoleh dari ionisasi sebagian **CH_3COOH** dalam air.

B. Zona Buffer (Sebelum Titik Ekuivalen)

- ▷ Saat **NaOH ditambahkan**, pH naik secara bertahap karena terjadi **penyanggaan (buffering effect)** akibat reaksi: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- ▷ **Sistem buffer terbentuk** antara **asam asetat (CH_3COOH)** dan **ion asetat (CH_3COO^-)**, sehingga kenaikan pH tidak terlalu drastis.

C. Titik Setengah Titrasi ($\text{pH} \approx \text{pKa}$)

- ▷ Saat **setengah jumlah NaOH yang dibutuhkan** telah ditambahkan, **$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$** .
- ▷ Pada titik ini, **$\text{pH} \approx \text{pKa}$** , yaitu **4,756**, sesuai dengan **pKa asam asetat**.

D. Titik Ekuivalen ($\text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COOH}$)

- ▷ Pada **volume NaOH = 25 mL**, semua **CH_3COOH** telah habis bereaksi dan hanya tersisa **garam natrium asetat (CH_3COONa)** dalam larutan.
- ▷ **pH di titik ekuivalen = 8,72**, menunjukkan bahwa larutan bersifat **sedikit basa** karena **ion CH_3COO^- mengalami hidrolisis**: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

E. Setelah Titik Ekuivalen (NaOH Berlebih)

- ▷ Jika **lebih banyak NaOH ditambahkan**, larutan menjadi **basa kuat**.
- ▷ pH meningkat drastis karena **kelebihan ion OH^-** dalam larutan.

Ciri-Ciri Grafik

- ▷ **Awalnya pH meningkat perlahan** karena pembentukan buffer.
- ▷ **Di sekitar titik ekuivalen, terjadi lonjakan pH tajam**, menunjukkan bahwa **larutan berubah dari asam ke basa dengan cepat**.
- ▷ **Setelah titik ekuivalen, kenaikan pH lebih stabil** karena dominasi ion OH^- dari NaOH yang berlebih.

Implikasi dan Aplikasi

- ▷ **Titrasi ini sering digunakan dalam analisis kuantitatif** untuk menentukan **konsentrasi asam lemah dalam suatu larutan**.
- ▷ **Zona buffer** penting dalam sistem biologis, misalnya dalam **pengaturan pH dalam tubuh manusia**.
- ▷ **Titrasi ini juga menunjukkan bahwa titik ekuivalen titrasi asam lemah-basa kuat tidak pada pH 7, tetapi sedikit basa**.

Kesimpulan Akhir

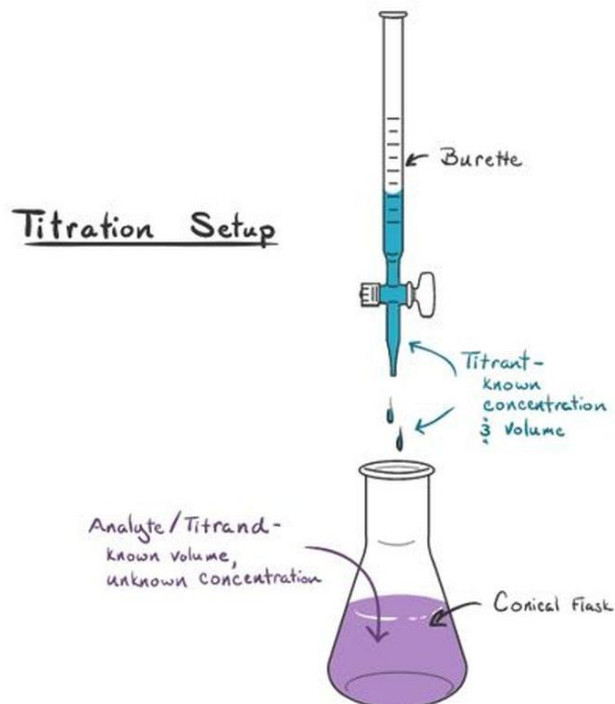
- ▷ **pH awal** sekitar **2,872**, menunjukkan sifat asam lemah dari CH_3COOH .
- ▷ **Zona buffer** terbentuk sebelum titik ekuivalen, menyebabkan **kenaikan pH yang lebih lambat**.
- ▷ **Titik ekuivalen** terjadi pada **pH $\approx 8,72$** , karena larutan hanya mengandung garam natrium asetat yang bersifat sedikit basa.
- ▷ **Setelah titik ekuivalen**, pH meningkat drastis karena NaOH berlebih.
- ▷ Grafik menunjukkan **perubahan pH yang khas dalam titrasi asam lemah dengan basa kuat**, yang berbeda dengan titrasi asam kuat-basa kuat.

Pelaksanaan Titrasi

Pelaksanaan titrasi merupakan tahap penting dalam analisis kimia untuk menentukan konsentrasi zat dalam larutan. Proses ini dilakukan dengan hati-hati menggunakan peralatan laboratorium yang presisi dan mengikuti prosedur standar agar hasil yang diperoleh akurat.

Dalam titrasi asam-basa, larutan dengan konsentrasi tidak diketahui (larutan sampel) direaksikan dengan larutan standar (larutan titran) hingga mencapai titik ekuivalen, yaitu saat jumlah mol asam dan basa yang bereaksi sama. Untuk mendeteksi titik ini, digunakan indikator pH atau pH meter yang menunjukkan perubahan pH selama titrasi berlangsung.

Titrasi asam basa – Kompas.com/Silmi Nurul Utami



A. Alat dan Bahan yang Digunakan

Beberapa alat yang digunakan dalam pelaksanaan titrasi antara lain:

- ▷ **Buret:** digunakan untuk meneteskan larutan titran dengan volume yang terukur.
- ▷ **Pipet volumetrik:** digunakan untuk mengambil volume larutan sampel dengan akurasi tinggi.
- ▷ **Erlenmeyer:** tempat reaksi berlangsung, tempat larutan sampel ditambahkan.
- ▷ **Indikator pH atau pH meter:** digunakan untuk menentukan titik ekuivalen berdasarkan perubahan warna atau nilai pH.

Bahan yang digunakan bergantung pada jenis titrasi yang dilakukan. Contohnya, dalam titrasi asam kuat dengan basa kuat, digunakan **HCl dan NaOH**, sedangkan dalam titrasi asam lemah dengan basa kuat, digunakan **asam asetat dan NaOH**.

B. Langkah-Langkah Pelaksanaan Titrasi

1) Menyiapkan larutan

- ▷ Larutan sampel (misalnya HCl) ditakar dengan **pipet volumetrik** dan dimasukkan ke dalam **erlenmeyer**.
- ▷ Tambahkan beberapa tetes **indikator pH** yang sesuai untuk mendeteksi perubahan pH selama titrasi.

2) Mengisi buret dengan larutan titran

- ▷ Isi **buret** dengan larutan titran (misalnya NaOH) hingga mencapai skala nol atau angka awal yang diketahui.
- ▷ Pastikan tidak ada gelembung udara dalam buret, karena dapat mempengaruhi akurasi volume titrasi.

3) Melakukan titrasi

- ▷ Larutan titran diteteskan perlahan ke dalam larutan sampel di erlenmeyer sambil terus diaduk secara perlahan.
- ▷ Selama proses titrasi, perubahan warna indikator diamati atau nilai pH dipantau jika menggunakan pH meter.

4) Menentukan titik ekuivalen

- ▷ Titrasi dihentikan ketika larutan mengalami **perubahan warna permanen** atau **nilai pH menunjukkan titik ekuivalen**.
- ▷ Volume larutan titran yang digunakan dicatat untuk perhitungan konsentrasi sampel.

5) Menghitung konsentrasi larutan sampel

Berdasarkan volume larutan titran dan reaksi netralisasi, konsentrasi larutan sampel dapat dihitung menggunakan rumus:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

di mana:

- ▷ M_1 = molaritas asam

- ▷ V_1 = volume asam
- ▷ M_2 = molaritas basa
- ▷ V_2 = volume basa

C. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Keakuratan Titrasi

- ▷ **Pemilihan indikator yang tepat:** indikator harus memiliki rentang pH yang sesuai dengan titik ekuivalen titrasi.
- ▷ **Penggunaan alat ukur yang presisi:** buret, pipet, dan erlenmeyer harus digunakan dengan benar untuk menghindari kesalahan pengukuran.
- ▷ **Penambahan titran yang hati-hati:** titran harus diteteskan perlahan, terutama mendekati titik ekuivalen, agar tidak melewati volume yang dibutuhkan.
- ▷ **Pencatatan volume yang akurat:** kesalahan dalam membaca skala buret dapat menyebabkan ketidakakuratan dalam perhitungan konsentrasi.



Tahukah Kamu?

- ▷ Dalam proses fermentasi, bir dan wine menghasilkan asam organik seperti asam laktat dan asam asetat, yang bisa membuat minuman menjadi terlalu asam. Untuk menjaga keseimbangan rasa, larutan penyangga berbasis karbonat dan fosfat digunakan agar pH tetap dalam kisaran optimal. Wine merah umumnya memiliki pH 3,3 - 3,6, sedangkan wine putih lebih asam dengan pH 3,0 - 3,4, sehingga rasa tetap seimbang dan tidak terlalu tajam.
- ▷ pH yang tidak stabil dapat menjadi tempat berkembangnya bakteri merugikan, yang dapat merusak aroma dan rasa bir serta wine. Dengan adanya sistem penyangga, mikroorganisme yang menyebabkan wine menjadi rusak sulit berkembang. Sebagai contoh, wine dengan pH di atas 4,5 lebih rentan terhadap kontaminasi bakteri sehingga larutan penyangga membantu menjaga kualitas minuman lebih lama.



Rangkuman

Larutan penyangga adalah larutan yang mampu mempertahankan pH tetap stabil meskipun mengalami penambahan sedikit asam, basa, atau mengalami pengenceran. Larutan ini tersusun atas dua sistem utama, yaitu sistem penyangga asam lemah dan basa konjugasinya serta sistem penyangga basa lemah dan asam konjugasinya. Kedua sistem ini bekerja dengan prinsip kesetimbangan ionisasi yang memungkinkan larutan menahan perubahan pH melalui mekanisme penyerapan atau pelepasan ion hidrogen (H^+) dan ion hidroksida (OH^-).

Nilai pH larutan penyangga dapat dihitung menggunakan persamaan Henderson-Hasselbalch, yang menunjukkan hubungan antara konstanta asam (K_a) atau konstanta basa (K_b) dengan konsentrasi komponen penyusunnya. Dalam sistem penyangga asam lemah dan basa konjugasi, pH dapat dikendalikan dengan menyesuaikan perbandingan antara asam lemah dan basa konjugasinya. Sedangkan dalam penyangga basa lemah dan asam konjugasi, pH larutan dipertahankan dengan mengontrol konsentrasi basa lemah dan asam konjugasinya.

Prinsip kerja larutan penyangga didasarkan pada keseimbangan kimia, di mana larutan akan berusaha mempertahankan pH tetap stabil melalui reaksi ionisasi dan netralisasi. Larutan penyangga asam bekerja dengan menangkap atau melepaskan ion hidrogen, sementara larutan penyangga basa berfungsi dengan menetralkan kelebihan ion hidroksida. Kemampuan ini menjadikan larutan penyangga sangat penting dalam berbagai aspek kehidupan, terutama dalam tubuh manusia yang membutuhkan keseimbangan pH dalam darah, urine, cairan intraselular, dan cairan ekstraselular untuk menjaga fungsi biologis yang optimal. Selain itu, larutan penyangga juga banyak dimanfaatkan dalam berbagai industri, seperti farmasi, makanan, kosmetik, tekstil, dan pengolahan limbah, di mana kestabilan pH sangat diperlukan untuk menjaga kualitas dan efektivitas produk.

Titration asam-basa merupakan metode yang digunakan untuk menentukan konsentrasi suatu larutan asam atau basa dengan menggunakan larutan standar. Proses ini bergantung pada kurva titrasi, yang menggambarkan perubahan pH selama titrasi berlangsung. Titrasi asam kuat dengan basa kuat menghasilkan titik ekuivalen di pH 7, sementara titrasi asam lemah dengan basa kuat memiliki titik ekuivalen di pH lebih dari 7 akibat hidrolisis garam yang terbentuk. Pemilihan indikator pH menjadi faktor penting dalam titrasi untuk memastikan perubahan warna sesuai dengan titik ekuivalen.

Dalam pelaksanaan titrasi, prosedur yang tepat harus diikuti untuk memperoleh hasil yang akurat, termasuk pemilihan indikator yang sesuai, pengukuran volume yang cermat, serta pencatatan perubahan pH dengan tepat. Titrasi ini banyak digunakan dalam berbagai bidang, seperti analisis laboratorium, industri farmasi, dan penelitian ilmiah, untuk memastikan komposisi larutan dalam suatu proses kimia.

Secara keseluruhan, pemahaman tentang larutan penyangga dan titrasi asam-basa sangat penting dalam bidang kimia dan aplikasinya dalam kehidupan sehari-hari. Dengan mengetahui prinsip, cara kerja, dan penerapannya, kita dapat memanfaatkan larutan penyangga dan titrasi untuk berbagai kebutuhan, baik dalam sistem biologis maupun dalam berbagai sektor industri yang bergantung pada kestabilan pH.

Latihan Soal

1. 50 mL larutan asam asetat 0.1 M dicampurkan 4.9 gram garam natrium asetat dengan $M_r = 98$, maka pH larutan terbentuk adalah ...
 - a. 7
 - b. 6
 - c. 5
 - d. 4
 - e. 3
2. Untuk membuat larutan dengan $\text{pH} = 8$, ke dalam 100 mL larutan NH_4OH ($K_b = 10^{-5}$), harus ditambah NH_4Cl sebanyak ... mol
 - a. 0.001
 - b. 0.01
 - c. 0.1
 - d. 0.15
 - e. 1
3. Pada proses titrasi, apa yang menjadi tanda bahwa reaksi antara larutan asam dan basa selesai?
 - a. Terbentuk endapan pada larutan.
 - b. Larutan berubah menjadi jernih.
 - c. Volume larutan dalam buret habis.
 - d. Perubahan warna indikator.
 - e. Suhu meningkat drastis.
4. Apa fungsi ginjal dalam pengaturan pH tubuh?
 - a. Melepaskan karbon dioksida.
 - b. Mengatur pH dalam usus.
 - c. Membersihkan darah dengan pH basa.
 - d. Menyeimbangkan alkalinitas melalui pH urine.
 - e. Mengatur pH darah dengan produksi asam.
5. Jika 50 mL larutan CH_3COOH 0.5 M ($K_a = 10^{-5}$) dan 100 mL CH_3COONa direaksikan, pH larutan adalah ...
 - a. $5 + \log 2$
 - b. $5 + \log 3$
 - c. $5 + \log 4$
 - d. $6 + \log 2$
 - e. $7 + \log 2$
6. Ketika asam propanoat $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ dimiliki seseorang, larutan yang dibutuhkan untuk membentuk larutan penyangga adalah ...
 - a. HCl
 - b. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOK}$
 - c. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOK}$
 - d. CH_3COOK
 - e. KNO_2

7. 25 mL larutan NH_4OH 0.1 M ($K_b = 10^{-5}$) direaksikan dengan 50 mL NH_4Cl 0.5 M, dengan pH larutan terbentuk $8 + \log 2$, konsentrasi NH_4OH yang digunakan sebesar ...
- a. 5
 - b. 2
 - c. 0.2
 - d. 0.5
 - e. 0.25

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**

**Latihan Soal Kimia
Kelas 11 BAB 9**

Referensi

- Asmi, L., & Cynthia, H. (2023). Pengembangan E-modul Interaktif Larutan Penyangga Berbasis Inkuiri untuk Meningkatkan Kemampuan Berpikir Kritis. *Jurnal Pendidikan Kimia*, 15(1), 45-56.
- Direktorat SMA, Direktorat Jenderal PAUD, DIKDAS dan DIKMEN. (2020). *Larutan Penyangga: Modul Kimia Kelas XI KD 3.12*. Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan Republik Indonesia.
- Gultom, M., Fitriyani, D., & Paristiowati, M. (2019). Analisis Miskonsepsi pada Materi Larutan Penyangga Menggunakan Two-Tier Diagnostic Test. *Jurnal Riset Pendidikan Kimia*, 9(2), 58-66.
- Hudaya, K. H. (2017). Analisis Kurva Titrasi Asam-Basa Menggunakan pH Meter. *Universitas Jember Repository*.
- Munif, A., & Andarias, H. (2018). Penentuan Sifat Larutan Asam, Basa, dan Garam dengan Ekstrak Tanaman Hias sebagai Indikator Alami. *Jurnal P4I*, 1(2), 178-185.
- Nugraha, A. R., & Hidayati, N. (2022). Analisis Miskonsepsi Siswa pada Materi Asam Basa. *ALOTROP: Jurnal Pendidikan dan Ilmu Kimia*, 6(1), 45-53.
- Puspitasari, I., & Hidayati, N. (2022). Analisis Miskonsepsi Siswa pada Materi Asam Basa. *ALOTROP: Jurnal Pendidikan dan Ilmu Kimia*, 6(1), 45-53.
- Rahayu, S., & Hidayati, N. (2022). Analisis Miskonsepsi Siswa pada Materi Asam Basa. *ALOTROP: Jurnal Pendidikan dan Ilmu Kimia*, 6(1), 45-53.
- Sari, D. P., & Hidayati, N. (2022). Analisis Miskonsepsi Siswa pada Materi Asam Basa. *ALOTROP: Jurnal Pendidikan dan Ilmu Kimia*, 6(1), 45-53.
- Widyamulyani. (2015). *Larutan Penyangga: Definisi dan Prinsip Kerja*. UIN Ar-Raniry Repository.
- Yuliani, S., & Hidayati, N. (2022). Analisis Miskonsepsi Siswa pada Materi Asam Basa. *ALOTROP: Jurnal Pendidikan dan Ilmu Kimia*, 6(1), 45-53.
- Zainuddin, M., & Fitriyah, L. (2021). Pengaruh Model Pembelajaran Inkuiri Terbimbing terhadap Pemahaman Konsep Larutan Penyangga. *Jurnal Pendidikan Sains*, 9(2), 123-130.
- Zulkarnain, A., & Rahmawati, Y. (2020). Pengembangan Modul Larutan Penyangga Berbasis Problem Based Learning untuk Meningkatkan Keterampilan Berpikir Kritis. *Jurnal Pendidikan Kimia Indonesia*, 4(1), 15-22.
- Zulvia, F., & Kurniawan, D. A. (2019). Implementasi Media Pembelajaran Interaktif pada Materi Titrasi Asam-Basa untuk Meningkatkan Hasil Belajar Siswa. *Jurnal Inovasi Pendidikan Kimia*, 13(1), 67-75.



BAB 10:

KELARUTAN DAN HASIL KALI KELARUTAN

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Kelarutan, Hasil kali kelarutan (K_{sp}), Faktor kelarutan, Hubungan kelarutan- K_{sp} , Nilai K_{sp} & endapan, Kondisi larutan (jenuh-lewat jenuh-tidak jenuh), Ion senama & pengaruhnya.

Tujuan Pembelajaran: Menganalisis dan Memahami, Konsep Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

1. Menganalisis dan Mengamati Kelarutan Zat

- ▷ Memahami konsep kelarutan dan hasil kali kelarutan.
- ▷ Menganalisis factor-faktor yang memengaruhi kelarutan.

2. Menganalisis Hubungan Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

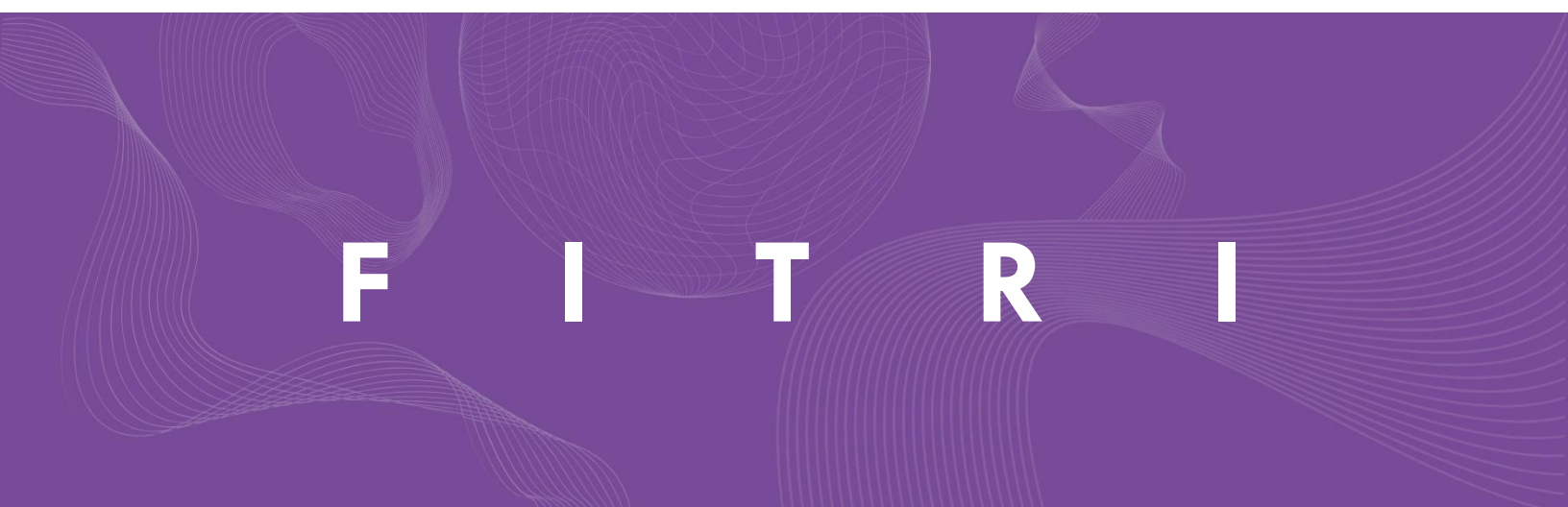
- ▷ Merumuskan hubungan antara kelarutan dan hasil kali kelarutan.
- ▷ Menghitung kelarutan serta hasil kali kelarutan suatu senyawa yang sukar larut.

3. Menganalisis Makna Nilai K_{sp}

- ▷ Memahami makna nilai K_{sp} dari suatu zat.
- ▷ Menggunakan nilai K_{sp} untuk menentukan apakah suatu reaksi menghasilkan endapan.

4. Menganalisis Pengaruh Ion Senama terhadap Kelarutan

- ▷ Menganalisis kondisi larutan (jenuh, lewat jenuh, tidak jenuh) berdasarkan konsentrasi ion-ion dalam larutan.
- ▷ Menghitung pengaruh ion senama terhadap kelarutan suatu reaksi senyawa.



F I T R I



1. Konsep Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

Kelarutan merupakan salah satu konsep dasar dalam kimia yang sangat penting untuk memahami bagaimana zat dapat larut dalam pelarut tertentu. Konsep ini berperan besar dalam berbagai proses kimia, baik yang terjadi di alam maupun dalam kehidupan sehari-hari. Dalam ilmu kimia, kelarutan diartikan sebagai jumlah maksimum zat yang dapat larut dalam jumlah tertentu pelarut pada kondisi suhu dan tekanan tertentu, hingga tercapai keseimbangan dinamis antara zat yang larut dan yang tidak larut.

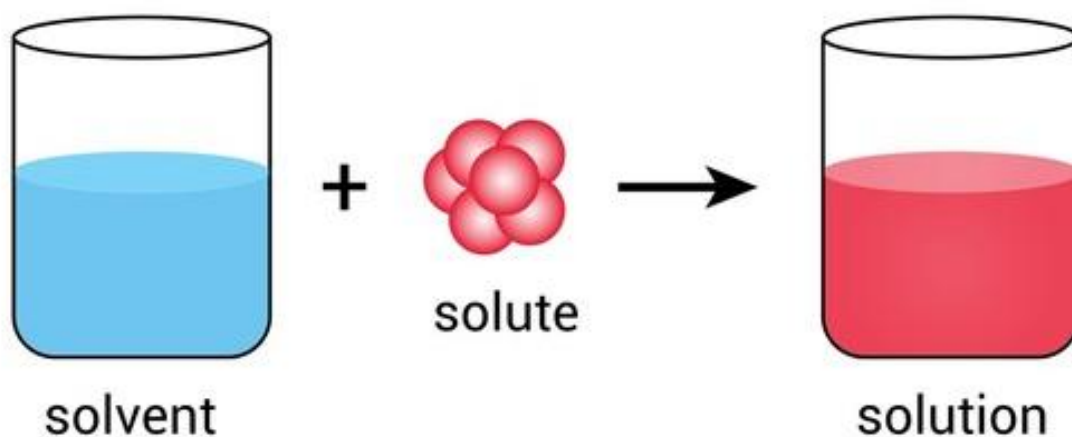
Selain kelarutan, **hasil kali kelarutan** atau yang sering disebut dengan Ksp. Ksp merupakan parameter yang penting untuk mengetahui sejauh mana suatu senyawa ionik dapat larut dalam pelarut. Nilai Ksp memberikan informasi mengenai kelarutan senyawa ionik dalam larutan jenuh. Semakin besar nilai Ksp, semakin besar pula kelarutan senyawa tersebut.

Dalam sub-bab ini, kita akan mempelajari dua hal utama: pertama, faktor-faktor yang memengaruhi kelarutan suatu zat, dan kedua, bagaimana hubungan antara kelarutan dengan hasil kali kelarutan berfungsi dalam menentukan kelarutan senyawa ionik dalam larutan. Pemahaman tentang kedua konsep ini akan memberikan wawasan lebih dalam mengenai cara kerja kelarutan dalam berbagai kondisi.

Kelarutan (S)

Kelarutan (s) adalah ukuran seberapa banyak suatu zat yang dapat larut dalam pelarut pada kondisi tertentu. Secara lebih spesifik, kelarutan mengacu pada jumlah maksimum mol zat yang dapat larut dalam satu liter pelarut untuk membentuk larutan jenuh pada suhu dan tekanan tertentu. Ketika larutan mencapai kondisi jenuh, tidak ada lagi zat yang dapat larut, dan zat yang belum larut akan membentuk endapan.

Kelarutan umumnya diukur dalam satuan molaritas (mol/L) atau dalam bentuk massa per volume, misalnya gram per liter (g/L), tergantung pada jenis zat yang sedang dianalisis. Konsep kelarutan sangat penting dalam berbagai bidang kimia, seperti dalam analisis kimia, pengolahan mineral, serta industri farmasi dan pangan.



Zat pelarut dan terlarut - shutterstock.com/2142221075

Untuk memahami kelarutan lebih lanjut, kita harus memahami proses yang terjadi ketika suatu zat dilarutkan dalam pelarut. Pada dasarnya, proses kelarutan melibatkan pemisahan molekul atau ion dari zat terlarut dan penyebarannya dalam pelarut. Dalam pelarut cair, molekul-molekul pelarut akan mengelilingi molekul zat terlarut dan memisahkannya satu per satu, menciptakan solusi yang homogen.

Ketika suatu zat dilarutkan dalam pelarut, ada dua kemungkinan yang terjadi:

- ▷ **Larutan Jenuh:** Ini terjadi ketika jumlah zat yang larut telah mencapai batas maksimum yang dapat larut dalam pelarut pada suhu dan tekanan tertentu. Pada titik ini, proses pelarutan dan pengendapan berlangsung secara bersamaan, dan jumlah zat yang larut dalam pelarut tidak berubah.
- ▷ **Larutan Tak Jenuh:** Ini terjadi ketika masih ada kapasitas ruang bagi zat untuk larut lebih banyak dalam pelarut. Dalam larutan tak jenuh, jumlah zat terlarut masih bisa bertambah jika diberikan waktu atau kondisi yang mendukung.

A. Jenis Pelarut

Jenis pelarut memainkan peran penting dalam kelarutan suatu zat. Pelarut adalah zat yang melarutkan zat lain untuk membentuk larutan. Keberhasilan pelarutan sangat dipengaruhi oleh interaksi antara molekul atau ion zat terlarut dan molekul pelarut. Ada dua prinsip dasar yang memengaruhi kelarutan:

- ▷ **Prinsip "Sejenis Melarutkan Sejenis":** Zat yang bersifat polar cenderung larut dalam pelarut polar, sedangkan zat nonpolar larut dalam pelarut nonpolar. Contohnya, garam (NaCl) larut dalam air (polar), sedangkan minyak larut dalam pelarut nonpolar seperti bensin.
- ▷ **Interaksi Ion-Dipol dan Ikatan Hidrogen:** Pelarut polar seperti air dapat membentuk ikatan hidrogen dengan ion atau molekul terlarut, memfasilitasi proses pelarutan, seperti pada pelarutan garam dalam air.

Beberapa contoh pelarut:

- ▷ **Air (H_2O):** Pelarut polar yang sangat baik untuk melarutkan senyawa ionik dan molekul polar.
- ▷ **Pelarut Nonpolar (seperti eter atau bensin):** Melarutkan zat nonpolar, seperti minyak.
- ▷ **Pelarut Organik (seperti etanol):** Memiliki sifat polar dan nonpolar, melarutkan zat polar dan nonpolar.

B. Suhu

Suhu adalah faktor penting yang mempengaruhi kelarutan suatu zat dalam pelarut. Secara umum, kelarutan zat padat dalam cairan akan meningkat seiring dengan naiknya suhu, sedangkan kelarutan gas akan menurun dengan meningkatnya suhu. Pada suhu yang lebih tinggi, molekul-molekul pelarut akan bergerak lebih cepat, meningkatkan kemungkinan terjadinya tumbukan antara molekul pelarut dan zat terlarut. Hal ini dapat mempermudah proses pemisahan molekul atau ion dari zat terlarut, sehingga zat tersebut lebih mudah larut.



Grafik kelarutan gula dan garam berdasarkan suhu – dokumen penerbit

Namun, untuk gas, peningkatan suhu menyebabkan peningkatan energi kinetik molekul gas, yang membuatnya lebih mudah untuk lepas dari larutan. Oleh karena itu, kelarutan gas akan menurun saat suhu naik. Misalnya, gas karbon dioksida (CO_2) lebih mudah larut dalam air pada suhu rendah, tetapi kelarutannya berkurang pada suhu tinggi. Perhatikan grafik berikut:

Saat kelarutan garam sekitar **400 g/100 mL** pada suhu 40°C , ini berarti bahwa pada suhu 40°C , **kita dapat melarutkan hingga 400 gram garam dalam 100 mL air** sebelum larutan menjadi jenuh (artinya, lebih banyak garam tidak dapat larut dan akan mulai mengkristal keluar).

Secara sederhana:

- ▷ Jika menambahkan 400 gram garam ke dalam 100 mL air pada suhu 40°C , semuanya akan larut.
- ▷ Jika mencoba menambahkan lebih dari 400 gram, sisa garam tidak akan larut dan akan tetap berada sebagai garam padat dalam larutan.

Kelarutan yang tinggi pada suhu yang lebih tinggi ini merupakan hal yang biasa untuk banyak jenis garam, meskipun setiap jenis garam mungkin memiliki batas kelarutan yang sedikit berbeda.

Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Hasil kali kelarutan (disingkat K_{sp}) adalah konstanta kesetimbangan yang menggambarkan kelarutan suatu senyawa ionik dalam larutan. Konsep ini digunakan untuk senyawa yang hanya larut sebagian dalam pelarut, seperti garam-garam yang sukar larut. K_{sp} memberikan informasi tentang sejauh mana senyawa tersebut dapat larut dalam pelarut pada suhu tertentu.

Saat suatu senyawa ionik larut dalam air, ia terdisosiasi menjadi ion-ionnya. Sebagai contoh, garam natrium klorida (NaCl) akan terdisosiasi menjadi ion Na^+ dan Cl^- . Namun, untuk senyawa yang sangat sedikit larut (seperti kalsium sulfat atau perak klorida), jumlah ion yang terdisosiasi dalam larutan sangat kecil. Oleh karena itu, kelarutan suatu senyawa sukar larut sering kali dinyatakan dalam bentuk K_{sp} .

K_{sp} dapat dihitung dari konsentrasi ion-ion yang dihasilkan dalam larutan pada kesetimbangan. Contohnya, untuk senyawa AB yang terlarut menjadi ion A^+ dan B^- , persamaan K_{sp} -nya adalah:

$$K_{sp} = [\text{A}^+][\text{B}^-]$$

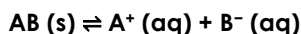
Semakin besar nilai K_{sp} , semakin banyak senyawa yang dapat larut dalam pelarut. Sebaliknya, semakin kecil nilai K_{sp} , semakin sedikit senyawa yang terlarut.

Penting untuk diingat bahwa K_{sp} hanya berlaku untuk senyawa yang tidak larut secara sempurna, yang disebut dengan senyawa "sukar larut". Konsep ini sangat berguna dalam memprediksi kemungkinan terbentuknya endapan dalam reaksi kimia dan dalam proses analisis kimia.

Hubungan Kelarutan (s) dengan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Kelarutan dan hasil kali kelarutan (K_{sp}) saling terkait dalam menentukan sejauh mana suatu senyawa dapat larut dalam pelarut. K_{sp} adalah nilai konstanta kesetimbangan yang menggambarkan kelarutan suatu senyawa ionik dalam larutan jenuh pada suhu tertentu. Sebaliknya, kelarutan adalah jumlah maksimum zat yang dapat larut dalam pelarut hingga tercapai larutan jenuh.

Pada umumnya, kelarutan suatu senyawa dapat dihitung dari nilai K_{sp} dan persamaan kesetimbangan yang relevan. Sebagai contoh, untuk senyawa yang terdisosiasi menjadi dua ion dalam larutan, seperti garam AB yang terlarut menjadi ion A^+ dan B^- , hubungan antara kelarutan s dan K_{sp} dapat dituliskan sebagai berikut:



Dengan K_{sp} didefinisikan sebagai:

$$K_{sp} = [A^+][B^-]$$

Jika kelarutan senyawa AB dalam pelarut adalah s, maka konsentrasi ion A⁺ dan B⁻ pada kesetimbangan masing-masing adalah s, sehingga:

$$K_{sp} = s^2$$

Dari persamaan ini, kita dapat menghitung kelarutan s dengan mengetahui nilai K_{sp}, dan sebaliknya, kita dapat mengetahui K_{sp} jika kita mengetahui kelarutan s senyawa tersebut.

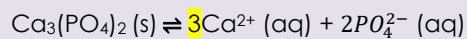
Pada senyawa yang lebih kompleks yang terdisosiasi menjadi lebih dari dua ion, hubungan antara kelarutan dan K_{sp} akan lebih rumit, tetapi prinsip dasarnya tetap sama. Kelarutan suatu senyawa sukar larut dapat dihitung dengan menggunakan nilai K_{sp} dan memperhitungkan jumlah ion yang terdisosiasi.

Secara keseluruhan, hubungan antara kelarutan dan K_{sp} memberikan informasi penting mengenai kemampuan senyawa untuk larut dalam pelarut. Nilai K_{sp} yang lebih besar menunjukkan bahwa lebih banyak senyawa dapat larut, sementara nilai K_{sp} yang kecil menunjukkan kelarutan yang sangat terbatas.

Contoh soal penentuan K_{sp}

Rumuskan nilai K_{sp} dari Ca₃(PO₄)₂ dan Ag₂CrO₄!

Jawaban:



$$K_{sp} Ca_3(PO_4)_2 = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{2-}]^2$$

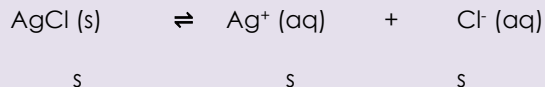


$$K_{sp} Ag_2CrO_4 = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

Contoh soal penentuan kelarutan (s) dan hasil kali kelarutan (K_{sp})

Tentukan kelarutan AgCl dalam air jika K_{sp} AgCl adalah 1,6 x 10⁻¹⁰

Jawaban:



$$K_{sp} AgCl = 1,6 \times 10^{-10}$$

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

$$1,6 \times 10^{-10} = s \times s$$

$$1,6 \times 10^{-10} = s^2$$

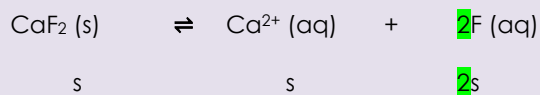
$$s = \sqrt{1,6 \times 10^{-10}}$$

$$\text{Maka, } s = 1,26 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Contoh soal penentuan kelarutan (s) dan hasil kali kelarutan (K_{sp})

Tentukan kelarutan CaF_2 dalam air jika K_{sp} CaF_2 adalah 4×10^{-11}

Jawaban:



$$K_{sp} \text{CaF}_2 = 4 \times 10^{-11}$$

$$K_{sp} \text{CaF}_2 = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$$

$$4 \times 10^{-11} = s \times (2s)^2$$

$$4 \times 10^{-11} = 4s^3$$

$$4s^3 = 4 \times 10^{-11}$$

$$s^3 = \frac{4 \times 10^{-11}}{4} = 1,0 \times 10^{-11}$$

$$s = \sqrt[3]{1 \times 10^{-11}}$$

$$\text{Maka, } s = 2.15 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Contoh soal penentuan kelarutan (s) dan hasil kali kelarutan (K_{sp})

Pada suhu tertentu, kelarutan AgCl dalam air sebesar 1,435 mg/L

Tentukan:

- A. Kelarutan AgCl dalam satuan mol/L, $M_r \text{AgCl} = 143,5$
- B. Tentukan $[\text{Ag}^{+}]$ dan $[\text{Cl}^{-}]$ dalam larutan jenuh tersebut.
- C. Tentukan nilai K_{sp}

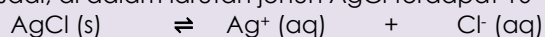
Jawaban:

$$s \text{AgCl} = 1,435 \text{ mg / L} = 1,435 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$= 1,435 : 143,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$= 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Jadi, di dalam larutan jenuh AgCl terdapat 10^{-5} mol/L $[\text{Ag}^{+}]$ dan $[\text{Cl}^{-}]$



$$\begin{array}{ccc} 10^{-5} \text{ mol/L} & 10^{-5} \text{ mol/L} & 10^{-5} \text{ mol/L} \end{array}$$

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

$$K_{sp} \text{AgCl} = 10^{-5} \times 10^{-5}$$

$$K_{sp} \text{AgCl} = 10^{-10}$$



Tahukah Kamu?

- ▷ Ketika garam larut dalam es, ion-ion natrium dan klorida memisahkan molekul-molekul air, menciptakan solusi yang lebih dingin. Karena kelarutan garam dalam air mempengaruhi suhu di sekitar es, proses ini membantu campuran es krim mencapai suhu yang lebih rendah secara efisien. Semakin banyak garam yang larut semakin rendah suhu yang dapat tercapai.
- ▷ Ketika garam (seperti natrium klorida) ditambahkan ke es, ia larut dalam lapisan tipis air yang ada di sekitar es. Garam mengganggu struktur molekul air dan mengurangi titik beku air, yang berarti air yang seharusnya membeku pada 0°C kini akan membeku pada suhu yang lebih rendah. Proses kelarutan ini adalah inti dari penurunan titik beku, yang memungkinkan suhu campuran menjadi lebih dingin tanpa es tersebut membeku.





2. Makna Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Hasil Kali Kelarutan atau K_{sp} adalah konstanta kesetimbangan yang menggambarkan sejauh mana suatu senyawa ionik dapat larut dalam pelarut pada suhu tertentu. Nilai K_{sp} memberikan informasi penting mengenai kelarutan senyawa tersebut dan digunakan untuk memprediksi kemungkinan terbentuknya endapan dalam larutan. Semakin besar nilai K_{sp} , semakin banyak senyawa yang dapat larut, sementara nilai K_{sp} yang kecil menunjukkan kelarutan yang terbatas.

Dalam sub-bab ini, kita akan membahas lebih dalam mengenai makna K_{sp} , termasuk bagaimana nilai tersebut dapat digunakan untuk memprediksi terbentuknya endapan dan menganalisis pemisahan zat melalui pengendapan. Selain itu, kita juga akan melihat bagaimana K_{sp} dapat memberikan informasi tentang kelarutan senyawa ionik dan reaksi kimia yang melibatkan senyawa tersebut.

Mendeskripsikan Informasi Kelarutan Senyawa Ionik



Hasil Kali Kelarutan (K_{sp}) memberikan informasi yang sangat penting mengenai kelarutan senyawa ionik dalam larutan. Senyawa ionik, seperti garam, terlarut dalam pelarut dengan terdisosiasinya molekulnya menjadi ion-ion positif dan negatif. Kelarutan suatu senyawa ionik menggambarkan jumlah maksimum senyawa yang dapat larut dalam pelarut untuk membentuk larutan jenuh pada suhu tertentu.

Nilai K_{sp} yang besar menunjukkan bahwa lebih banyak senyawa dapat terlarut dalam pelarut, sementara nilai K_{sp} yang kecil menunjukkan bahwa hanya sedikit senyawa yang dapat larut sebelum terbentuknya endapan. Dalam hal ini, K_{sp} memberikan gambaran kuantitatif tentang kelarutan senyawa ionik, karena semakin besar K_{sp} , semakin banyak ion yang dapat dihasilkan oleh senyawa tersebut dalam larutan.

Sebagai contoh, jika kita memiliki senyawa kalsium karbonat (CaCO_3), yang hanya sedikit larut dalam air, nilai K_{sp} -nya akan sangat kecil, mencerminkan kelarutannya yang rendah. Sebaliknya, senyawa seperti natrium klorida (NaCl), yang sangat larut dalam air, memiliki nilai K_{sp} yang besar.

Contoh soal penentuan kelarutan dalam air

Diketahui nilai K_{sp} beberapa senyawa berikut:

$$\text{AgCN} = 1,2 \times 10^{-16} \text{ mol/L (jumlah ion} = 2)$$

$$\text{Mg(OH)}_2 = 1,2 \times 10^{-12} \text{ mol/L (jumlah ion} = 3)$$

$$\text{AgIO}_3 = 4 \times 10^{-12} \text{ mol/L (jumlah ion} = 2)$$

$$\text{Mn(OH)}_2 = 1,9 \times 10^{-13} \text{ mol/L (jumlah ion} = 3)$$

$$\text{AgBr} = 5 \times 10^{-13} \text{ mol/L (jumlah ion} = 2)$$

Tentukan senyawa yang paling besar kelarutannya dalam air!

Jawaban:

$$s \text{ AgCN} = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{(1,2 \times 10^{-16})} = 1,1 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$s \text{ Mg(OH)}_2 = \sqrt[3]{(K_{sp}/4)} = 6,69 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$s \text{ AgIO}_3 = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{(4 \times 10^{-12})} = 2 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$s \text{ Mn(OH)}_2 = \sqrt[3]{(K_{sp}/4)} = 3,63 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$s \text{ AgBr} = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{(5 \times 10^{-13})} = 7,10 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Senyawa yang memiliki kelarutan terbesar adalah Mg(OH)_2 .

Memperkirakan Terjadinya Endapan

Nilai K_{sp} tidak hanya memberikan informasi tentang kelarutan senyawa, tetapi juga digunakan untuk **memperkirakan apakah suatu reaksi menghasilkan endapan atau tidak**. Endapan terbentuk ketika konsentrasi ion-ion dalam larutan melebihi batas kelarutan suatu senyawa, sehingga ion-ion tersebut bergabung kembali membentuk zat padat yang tidak larut.

Untuk menentukan kemungkinan terbentuknya endapan, digunakan konsep yang disebut **hasil kali ion (Q)**. Q adalah hasil perkalian konsentrasi ion-ion dalam larutan pada kondisi tertentu, bukan pada kesetimbangan. Nilai Q kemudian dibandingkan dengan K_{sp} :

- ▷ **Jika $Q < K_{sp}$** → Larutan belum jenuh, belum terbentuk endapan.
- ▷ **Jika $Q = K_{sp}$** → Larutan jenuh, berada dalam kondisi kesetimbangan, tepat mulai terbentuk endapan.
- ▷ **Jika $Q > K_{sp}$** → Larutan lewat jenuh, kelebihan ion akan membentuk endapan.

Contoh soal memperkirakan terjadinya endapan

Sebanyak 200 mL larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M dicampur dengan 300 mL larutan KI 0.1M.

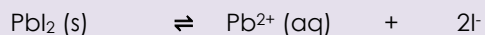
Jika $K_{sp} \text{PbI}_2 = 8 \times 10^{-9}$, apakah PbI_2 yang terbentuk akan mengendap?

Jawaban:

Tulis semua yang diketahui terlebih dahulu:



Untuk mengetahui PbI_2 mengendap atau tidak, harus dihitung hasil kali ion (Q_c), buat reaksinya:

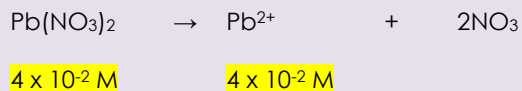


$$Q_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

Mencari konsentrasi larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \text{mol} : \text{volume} = (0.1 \times 200) : 500 = 4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

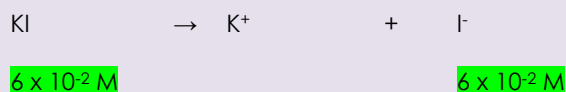
Buat reaksi ionisasi $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dan gunakan perbandingan koefisien stoikiometri:



Mencari konsentrasi larutan KI

$$[\text{KI}] = \text{mol} : \text{volume} = (0.1 \times 300) : 500 = 6 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Buat reaksi ionisasi KI:



$$Q_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

$$Q_c = 4 \times 10^{-2} \times (6 \times 10^{-2})^2$$

$$Q_c = 144 \times 10^{-6}$$

$$Q_c = 1,44 \times 10^{-4}$$

$$K_{sp} = 8 \times 10^{-9}$$

Karena $Q_c > K_{sp}$,

Berarti PbI_2 yang terbentuk akan mengendap.

Contoh soal memperkirakan terjadinya endapan

Sebanyak 100 mL larutan MgCl_2 0.4 M ditambahkan ke dalam 100 mL larutan Na_2CO_3 0.4 M. Besarnya massa zat yang mengendap jika diketahui $K_{sp} \text{MgCO}_3 = 3 \times 10^{-8}$ dan $\text{Ar Mg} = 24$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$ adalah...

Jawaban:

Buat reaksi terlebih dahulu dan semua yang diketahui:

Buat tabel mula-mula, bereaksi, sisa, gunakan perbandingan koefisien:

	MgCl_2	+	Na_2CO_3	$\rightarrow$	MgCO_3	+	2NaCl
M:	40 mmol		40 mmol		-		-
B:	40 mmol		40 mmol		40 mmol		80 mmol
S:					40 mmol		

Cari gram/massa yang terbentuk, yaitu

massa = mol x Mr

massa = 40 x 84

massa = 3360 mg

massa = 3,36 gram

Cari gram endapan

Gram endapan = gram terbentuk – gram terlarut

Gram terlarut sangat kecil, sehingga dapat diabaikan, jadi gram/massa yang terbentuk adalah 3,36 gram.

Contoh soal memperkirakan terjadinya endapan

Sebanyak 100 mL larutan AgNO_3 0.001 M ditambahkan 100 mL larutan Na_2CO_3 0.001M. Apakah pada penambahan tersebut mengakibatkan endapan Ag_2CO_3 ?

Diketahui $K_{sp} \text{Ag}_2\text{CO}_3$ adalah 6.3×10^{-12} pada suhu 25°C

Jawaban:

Buat reaksi AgNO_3 terlebih dahulu dan semua hitung mmolnya:

AgNO_3 (aq)	$\rightarrow$	Ag^+ (aq)	+	NO_3^- (aq)
0.001 M x 100 mL		0.001 M x 100 mL		
0.1 mmol		0.1 mmol		

Buat reaksi Na_2CO_3 terlebih dahulu dan semua hitung mmolnya:

mengandung ion yang dapat berinteraksi dengan ion hidrogen (H^+) atau hidroksida (OH^-). Perubahan pH dapat mengubah kelarutan senyawa dan mempengaruhi kemungkinan terbentuknya endapan.

a. Langkah-langkah menganalisis pemisahan zat melalui pengendapan:

- 1) **Mencampurkan Dua Larutan:** Ketika dua larutan yang mengandung ion-ion yang dapat membentuk endapan dicampurkan, kita harus mempertimbangkan konsentrasi ion-ion tersebut serta pH larutan. Misalnya, larutan yang mengandung ion besi (Fe^{3+}) dan ion hidroksida (OH^-) dapat membentuk endapan besi hidroksida ($Fe(OH)_3$). Namun, pada pH rendah, Fe^{3+} lebih stabil dalam bentuk larutan daripada pada pH tinggi.
- 2) **Menghitung Hasil Kali Ion (Q):** Menghitung nilai Q (hasil kali konsentrasi ion-ion) untuk menentukan apakah kondisi larutan cukup untuk membentuk endapan. Jika $Q > K_{sp}$, endapan akan terbentuk. Namun, jika pH terlalu rendah atau terlalu tinggi, kelarutan senyawa akan berubah, mempengaruhi nilai Q dan K_{sp} .
- 3) **Peran pH dalam Kelarutan:** pH dapat mempengaruhi kelarutan senyawa dengan cara mengubah bentuk spesies ionik yang ada dalam larutan. Sebagai contoh:
 - ▷ Pada pH rendah, ion-ion logam seperti Fe^{3+} dan Cu^{2+} lebih mudah terlarut karena mereka ada dalam bentuk ionik yang stabil.
 - ▷ Pada pH tinggi, senyawa seperti logam hidroksida ($Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$) dapat terendapkan karena ion hidroksida (OH^-) akan bereaksi dengan ion logam untuk membentuk senyawa yang tidak larut.
- 4) **Pemisahan Endapan:** Setelah endapan terbentuk, endapan tersebut dapat dipisahkan dari larutan menggunakan teknik seperti penyaringan atau sentrifugasi. Teknik ini memungkinkan pemisahan senyawa yang tidak larut dari larutan, dan hasilnya dapat dianalisis lebih lanjut.

B. Penggunaan pengendapan yang dipengaruhi oleh pH:

- ▷ **Pengolahan air:** pH dapat diatur untuk memisahkan logam berat atau kontaminan lainnya dari air melalui pengendapan.
- ▷ **Analisis kualitatif:** Dengan mengubah pH larutan, kita dapat mengidentifikasi keberadaan ion-ion tertentu yang membentuk endapan pada pH tertentu.
- ▷ **Sintesis senyawa:** Proses pengendapan sering kali digunakan untuk memperoleh senyawa yang tidak larut dalam larutan.

Contoh soal menganalisis pemisahan endapan dan hubungan dengan nilai pH

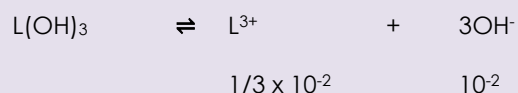
Larutan jenuh $L(OH)_3$ memiliki pH = 12, harga K_{sp} nya adalah?

Jawaban:

$$pH = 12$$

$$POH = 14 - 12 = 2$$

$$[OH^-] = 10^{-2}$$



$$K_{sp} = [L^{3+}][OH^-]^3$$

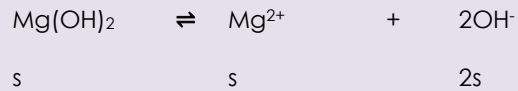
$$K_{sp} = 1/3 \times 10^{-2} \times (10^{-2})^3$$

$$K_{sp} = 3,3 \times 10^{-9}$$

Contoh soal memperkirakan terjadinya endapan dan hubungan dengan nilai pH

Diketahui $K_{sp} \text{ Mg(OH)}_2 = 4 \times 10^{-12}$. Apabila $\log 2 = 0.3$, maka pH larutan jenuh pada suhu itu adalah ...

Jawaban:



$$s \text{ Mg(OH)}_2 = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$$

$$s \text{ Mg(OH)}_2 = \sqrt[3]{\frac{4 \times 10^{-12}}{4}}$$

$$s \text{ Mg(OH)}_2 = 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 2 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = 4 - \log 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 10 + \log 2 = 10.3$$



Tahukah Kamu?

- ▷ Ketika Anda menambahkan gula ke dalam secangkir teh panas, gula akan larut dengan mudah pada awalnya. Namun, setelah mencapai batas kelarutannya, gula tidak bisa lagi larut dan akan mengendap di dasar. Hal ini terjadi karena larutan sudah mencapai titik di mana jumlah gula yang dapat larut dalam air terbatas oleh hasil kali kelarutannya.
- ▷ Suhu tinggi memang meningkatkan kelarutan gula, tetapi setiap zat terlarut memiliki batasan tertentu tentang seberapa banyak ia dapat larut dalam pelarut pada suhu tertentu.





3. Hubungan Ion Senama dengan Kelarutan Senyawa

Ion senama adalah ion yang memiliki muatan sama dengan ion yang ada dalam suatu senyawa yang terlarut. Dalam konteks kelarutan, pengaruh ion senama terhadap kelarutan senyawa ionik dapat dijelaskan dengan konsep Efek Ion Senama. Efek ini menggambarkan bagaimana adanya ion senama dalam larutan dapat mengurangi kelarutan suatu senyawa ionik.

Ketika suatu senyawa ionik terlarut dalam pelarut, senyawa tersebut terdisosiasi menjadi ion-ion yang membentuk larutan. Namun, jika ada ion senama yang sudah ada dalam larutan, keberadaan ion tersebut akan mempengaruhi keseimbangan larutan dan menurunkan kelarutan senyawa tersebut. Hal ini disebabkan oleh Hukum Le Chatelier, yang menyatakan bahwa jika suatu sistem berada dalam keadaan kesetimbangan dan ada perubahan pada konsentrasi ion-ion yang terlibat, maka sistem akan berusaha mengimbangi perubahan tersebut dengan menggeser posisi keseimbangan.



Henry Louis Le Chatelier – id.wikipedia.org

Jika ion senama ditambahkan ke dalam larutan yang mengandung senyawa yang hampir tidak larut, maka ion senama tersebut akan meningkatkan konsentrasi ion yang sudah ada dalam larutan, yang pada gilirannya akan menggeser keseimbangan reaksi terlarut untuk membentuk lebih sedikit ion-ion yang baru. Sebagai contoh, jika kita menambahkan NaCl ke dalam larutan yang mengandung AgCl, ion Cl^- yang berasal dari NaCl akan meningkatkan konsentrasi ion Cl^- dalam larutan. Akibatnya, kelarutan AgCl akan berkurang, karena reaksi kesetimbangan $\text{AgCl (s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$ akan bergeser ke arah kiri, menghasilkan lebih banyak endapan AgCl. Misalnya, senyawa Barium Sulfat (BaSO_4) sangat sukar larut dalam air. Ketika larutan yang mengandung Ba^{2+} dicampurkan dengan larutan yang mengandung ion SO_4^{2-} , terbentuklah endapan BaSO_4 . Jika dalam larutan yang sama terdapat ion senama, seperti ion SO_4^{2-} yang berasal dari garam lain seperti Na_2SO_4 , kelarutan BaSO_4 akan berkurang karena keberadaan ion SO_4^{2-} yang berlebih. Penurunan kelarutan senyawa yang disebabkan oleh efek ion senama sangat berguna dalam berbagai aplikasi kimia, seperti dalam proses pemurnian dan pengolahan air. Efek ini juga dapat dimanfaatkan untuk mengontrol pembentukan endapan dalam reaksi kimia dan dalam analisis kimia.

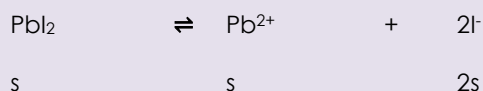
Contoh soal pengaruh ion senama terhadap kelarutan

Diketahui $K_{\text{sp}} \text{PbI}_2$ 1.6×10^{-8} , hitunglah kelarutannya dalam air murni, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M, dan AgI 0.2 M

Jawaban:

Air murni:

$$K_{\text{sp}} = 4s^3$$

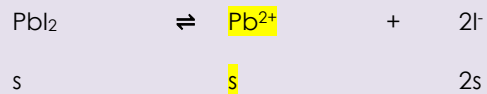
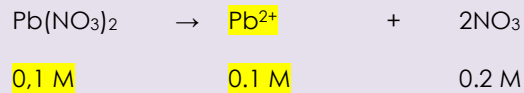


$$s \text{ PbI}_2 = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{sp}}}{4}}$$

$$s \text{ PbI}_2 = \sqrt[3]{\frac{1.6 \times 10^{-8}}{4}}$$

$$s \text{ PbI}_2 = 1.6 \times 10^{-3}$$

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M:



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

Nilai Pb^{2+} digabungkan dari reaksi $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, dan PbI_2 , namun karena nilai s kecil, jadi diabaikan, sehingga diasumsikan Pb^{2+} 0.1 M dari reaksi $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

$$1.6 \times 10^{-8} = 0.1 \text{ M} \cdot (2s)^2$$

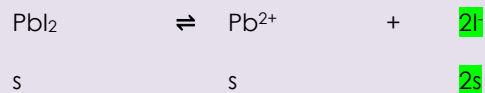
$$4s^2 = 1.6 \times 10^{-8} : 0.1$$

$$s^2 = 4 \times 10^{-8}$$

$$s = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Perhatikan kelarutan PbI_2 dalam air murni dengan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ mengalami penurunan atau berkurang karena ada ion senama.

AgI 0.2 M:



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

Karena dalam reaksi sebelumnya sudah terdapat ion I^- , sehingga 0.2 M + 2s, namun karena nilai s terlalu kecil, maka yang diambil adalah 0.2 M nya saja, karena faktor ion sejenis.

$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

$$1.6 \times 10^{-8} = s \cdot (0.2)^2$$

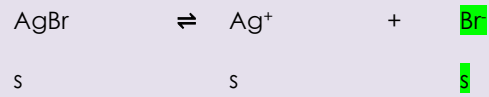
$$s = 1.6 \times 10^{-8} : 4 \times 10^{-2}$$

$$s = 4 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Contoh soal pengaruh ion senama terhadap kelarutan

Kelarutan AgBr dalam air adalah 7×10^{-7} M. Kelarutan AgBr dalam larutan MgBr₂ 0.5 M adalah...

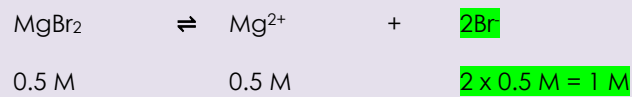
Jawaban:



$$K_{sp} = s^2$$

$$K_{sp} = (7 \times 10^{-7})^2$$

$$K_{sp} = 4.9 \times 10^{-13}$$



Konsentrasi Br⁻ adalah $s + 1$ M, karena nilai s kecil, sehingga konsentrasinya adalah 1 M

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

$$4.9 \times 10^{-13} = s \cdot 0.5$$

$$s = 9.8 \times 10^{-13} \text{ M}$$

Rangkuman

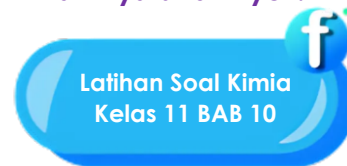
Kelarutan mengacu pada jumlah maksimum zat yang dapat larut dalam pelarut pada suhu dan tekanan tertentu hingga larutan mencapai titik jenuh. Faktor-faktor seperti jenis pelarut dan suhu mempengaruhi kelarutan suatu zat. Hasil Kali Kelarutan (K_{sp}) merupakan konstanta kesetimbangan yang menggambarkan kelarutan senyawa ionik dalam larutan jenuh. Hubungan antara kelarutan dan K_{sp} sangat penting karena K_{sp} digunakan untuk menghitung kelarutan senyawa yang sukar larut. K_{sp} juga memberikan informasi mengenai kelarutan senyawa ionik dan membantu memprediksi terjadinya endapan. Dalam memprediksi terbentuknya endapan, hasil kali ion (Q) dibandingkan dengan K_{sp} , di mana jika Q lebih besar dari K_{sp} , endapan akan terbentuk. Pemisahan zat melalui pengendapan memanfaatkan prinsip K_{sp} dan pH, yang mempengaruhi kelarutan dan pembentukan endapan. Ion senama, yang memiliki muatan yang sama dengan ion senyawa terlarut, dapat mengurangi kelarutan senyawa ionik dalam larutan, sesuai dengan hukum Le Chatelier, yang menggeser keseimbangan reaksi kelarutan ke arah pembentukan endapan. Secara keseluruhan, konsep kelarutan, K_{sp} , dan aplikasinya sangat penting dalam menganalisis dan mengontrol kelarutan serta proses kimia yang melibatkan pengendapan senyawa ionik.

Latihan Soal

1. Apa yang dimaksud dengan kelarutan zat?
 - a. Banyaknya zat yang dapat terlarut dalam pelarut pada suhu dan tekanan tertentu, membentuk larutan jenuh.
 - b. Proses di mana zat padat terurai menjadi ion-ion di dalam larutan.
 - c. Konsentrasi zat terlarut dalam larutan pada suhu dan tekanan standar.
 - d. Proses fisik di mana zat cair terlarut dalam pelarut padat.
 - e. Banyaknya larutan yang terbentuk ketika dua pelarut dicampurkan dalam kondisi jenuh
2. Tentukan nilai K_{sp} dari CaF_2 dalam air!
 - a. $4s^2$
 - b. $4s^3$
 - c. s
 - d. s^2
 - e. $2s^3$
3. Konsentrasi Ca^{2+} dalam larutan CaF_2 adalah $2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, tentukan hasil kali kelarutan CaF_2 dalam larutan tersebut!
 - a. 3.2×10^{-11}
 - b. 6.4×10^{-10}
 - c. 3.02×10^{-8}
 - d. 6.24×10^{-9}
 - e. 4.5×10^{-11}
4. Larutan Pb_2 memiliki $K_{sp} 1.6 \times 10^{-8}$. Jika di dalam larutan ditambahkan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_3$ 0.1 M, kelarutan Pb_2 menjadi ...
 - a. 2×10^{-4}
 - b. 2×10^{-5}
 - c. 2×10^{-3}
 - d. 4×10^{-5}
 - e. 4.5×10^{-4}
5. Larutan $\text{L}(\text{OH})_2$ memiliki $K_{sp} 1.08 \times 10^{-10}$. pH larutan adalah ...
 - a. $10 + \log 6$
 - b. $10 + \log 3$

- c. $9 + \log 6$
 - d. $9 + \log 3$
 - e. $11 + \log 9$
6. Larutan $L(OH)_2$ memiliki $pH = 9 + \log 4$, nilai K_{sp} adalah ...
- a. 3.2×10^{-14}
 - b. 3.2×10^{-15}
 - c. 6.4×10^{-14}
 - d. 4.2×10^{-14}
 - e. 5.2×10^{-14}
7. Proses pengendapan dapat dijelaskan sebagai suatu kondisi ketika ...
- a. Batas jumlah senyawa yang dapat larut dalam pelarutnya.
 - b. Jumlah maksimal senyawa yang dapat larut dalam air.
 - c. Batas jumlah konsentrasi suatu zat melebihi kelarutannya.
 - d. Keseimbangan larutan garam menjadi ion-ionnya.
 - e. Munculnya zat baru hasil dari pencampuran ionnya.

Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!



Referensi

- Atkins, P., & Jones, L. (2012). *Chemical Principles: The Quest for Insight* (6th ed.). W.H. Freeman and Company.
- Baes, C. F., & Mesmer, R. E. (2011). *The Hydrolysis of Cations* (2nd ed.). Wiley-Interscience.
- Berridge, M., & Gamba, M. (2019). "The Effect of Ionic Strength and pH on Solubility and Precipitation." *Journal of Solution Chemistry*, 48(9), 1111-1130.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). *Chemistry: Principles and Reactions* (9th ed.). Cengage Learning.
- Chapman, H. N., & Amberg, K. (2021). "K_{sp} and Solubility: Fundamental Concepts and Applications." *Chemical Reviews*, 121(14), 8597-8607.
- Cramer, C. J., & Truhlar, D. G. (2013). *Essentials of Computational Chemistry: Theories and Models* (2nd ed.). Wiley.
- Davey, R. J., & Huxley, A. (2017). "The Role of pH in the Precipitation of Calcium Carbonate." *Environmental Science & Technology*, 51(4), 2123-2130.
- Foster, D., & McBride, M. B. (2012). "The Effect of Ion Pairing on Solubility in Mixed Solvent Systems." *Geochimica et Cosmochimica Acta*, 90, 182-196.
- Green, J., & O'Reilly, S. (2020). *Physical Chemistry: Principles and Applications in Biological Sciences* (2nd ed.). Pearson.
- Harris, D. C., & Bertolucci, M. D. (2019). *Symmetry and Spectroscopy: An Introduction to Vibrational and Electronic Spectroscopy* (2nd ed.). Dover Publications.
- Jorgensen, W. L., & Tirado-Rives, J. (2015). "Ion Pairing and Its Effect on Solubility." *Journal of the American Chemical Society*, 137(12), 3986-3993.
- King, F. A., & Lambert, M. (2021). "A Quantitative Analysis of the Effect of Temperature on the Solubility of Ionic Compounds." *Journal of Chemical Education*, 98(3), 765-770.
- Laidler, K. J. (2014). *Chemical Kinetics* (3rd ed.). Pearson.
- Silberberg, M. S. (2016). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (7th ed.). McGraw-Hill Education.
- Skoog, D. A., & West, D. M. (2017). *Fundamentals of Analytical Chemistry* (9th ed.). Brooks/Cole.



BAB 11: SISTEM KOLOID

Karakter Pelajar Pancasila

Mandiri, Bernalar Kritis, Gotong Royong, dan Kreatif.

Kata Kunci: Sistem dispersi, Larutan–koloid–suspensi, Pembuatan koloid, Proses & teknik koloid, Sifat khas koloid, Manfaat koloid dalam industri & kehidupan sehari-hari.

Tujuan Pembelajaran: Menganalisis, Memahami, dan Mendeskripsikan Jenis Koloid, Cara Pembuatan Koloid, dan Sifat Khas Koloid

1. Menganalisis Sistem Dispersi

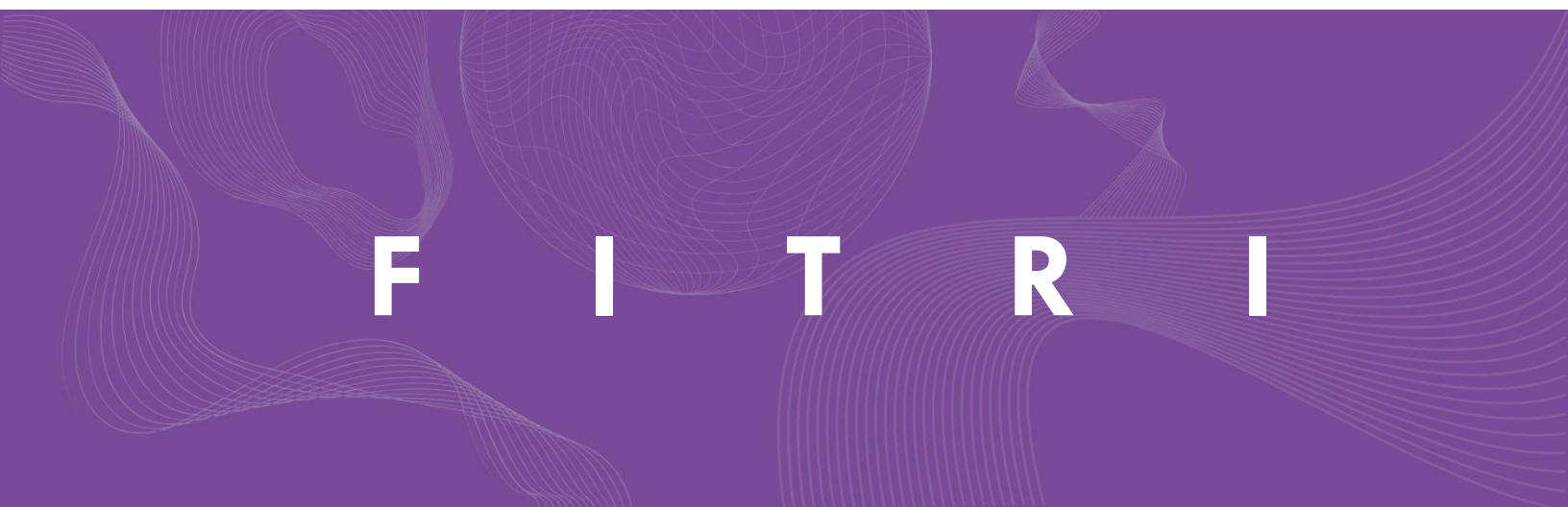
- ▷ Memahami sistem koloid, suspensi, dan larutan melalui eksperimen sistem dispersi.
- ▷ Menganalisis perbedaan suspensi, koloid, dan larutan melalui pengamatan percobaan sistem dispersi.

2. Memahami Pembuatan Sistem Koloid

- ▷ Mendeskripsikan berbagai cara pembuatan sistem koloid berdasarkan hasil pengamatan percobaan.
- ▷ Memahami proses dan Teknik dalam pembuatan koloid melalui eksperimen.

3. Memahami Sifat dan Manfaat Koloid

- ▷ Mendeskripsikan sifat-sifat khas dari koloid.
- ▷ Menjelaskan manfaat koloid dalam industri dan kehidupan sehari-hari.



F I T R I



1. Sistem Dispersi

Sistem dispersi adalah suatu sistem yang terdiri dari dua komponen utama, yaitu fase terdispersi (partikel) dan medium pendispersi (zat yang memfasilitasi penyebaran partikel). Dalam ilmu kimia, sistem ini digunakan untuk menggambarkan campuran yang terdiri dari dua atau lebih zat yang tidak sepenuhnya larut atau homogen. Secara umum, sistem dispersi dibagi menjadi tiga kategori utama, yaitu suspensi, koloid, dan larutan, yang masing-masing memiliki karakteristik dan sifat fisik yang berbeda.

Suspensi adalah sistem dispersi di mana partikel yang lebih besar dari koloid terdispersi dalam medium pendispersi. Partikel-partikel tersebut cenderung mengendap karena berat jenisnya yang lebih besar. Sebaliknya, dalam **larutan**, partikel yang terdispersi sangat kecil sehingga tidak tampak secara kasat mata dan tersebar merata di dalam pelarut.

Di antara keduanya terdapat **koloid**, yang merupakan sistem dispersi dengan ukuran partikel yang lebih kecil dari suspensi tetapi lebih besar dibandingkan dengan larutan. Partikel koloid cukup kecil untuk tidak mengendap dengan mudah, namun cukup besar untuk dapat dipengaruhi oleh gaya-gaya seperti efek Tyndall dan gerak Brown.

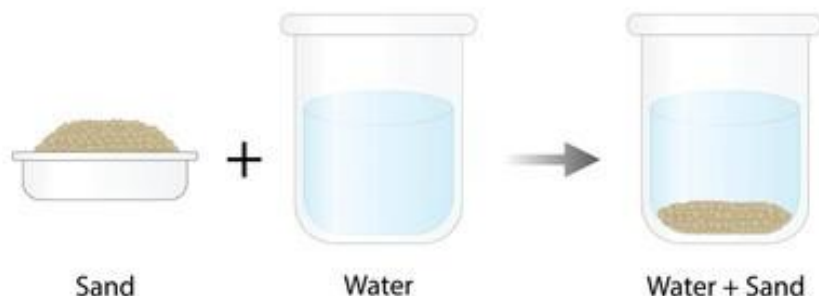
Memahami perbedaan dan karakteristik dari ketiga jenis sistem dispersi ini sangat penting dalam berbagai aplikasi kimia dan industri, seperti dalam pembuatan obat, produk makanan, kosmetik, dan berbagai teknologi lainnya.

Sistem Dispersi Suspensi

Suspensi adalah sistem dispersi di mana partikel-partikel yang lebih besar dari koloid terdispersi dalam medium pendispersi. Biasanya, partikel-partikel tersebut memiliki ukuran lebih besar dari 1 mikrometer dan dapat terlihat dengan mata telanjang. Salah satu ciri khas dari suspensi adalah ketidakstabilannya; partikel-partikel dalam suspensi cenderung mengendap jika dibiarkan dalam waktu tertentu, karena gaya gravitasi menyebabkan partikel-partikel tersebut bergerak turun menuju dasar wadah.

a. Ciri-ciri suspensi:

- ▷ **Partikel besar dan tidak stabil:** Partikel yang ada dalam suspensi cukup besar sehingga dapat terlihat dengan mikroskop atau bahkan dengan mata telanjang dalam beberapa kasus. Partikel-partikel ini tidak sepenuhnya tersebar merata dalam medium pendispersi, dan karena ukuran serta berat jenisnya, mereka cenderung mengendap setelah beberapa waktu.
- ▷ **Mudah terpisah:** Jika suspensi dibiarkan diam dalam waktu yang cukup lama, partikel-partikel yang lebih berat akan turun dan mengendap di dasar wadah. Ini menunjukkan bahwa suspensi tidak stabil dan memerlukan pengadukan agar tetap homogen.
- ▷ **Penyebaran partikel yang tidak merata:** Meskipun partikel-partikel tersebut terdispersi dalam medium pendispersi, penyebaran mereka tidak sepenuhnya merata. Hal ini berbeda dengan larutan, di mana partikel-partikel terlarut tersebar sepenuhnya dalam pelarut.



Air dan pasir adalah contoh suspensi - shutterstock.com/2326242819

b. Contoh Suspensi:

Contoh dari suspensi termasuk air pasir, cat yang belum dicampur, dan jus buah yang mengandung serat atau pulp. Dalam aplikasi industri, suspensi sering ditemukan dalam bentuk obat-obatan cair, di mana obat dalam bentuk partikel padat terdispersi dalam cairan.

Sistem Dispersi Koloid

Sistem dispersi koloid merupakan campuran dua atau lebih zat di mana partikel yang terdispersi berukuran antara 1 nanometer hingga 1 mikrometer. Partikel-partikel ini cukup kecil untuk tidak mengendap akibat gaya gravitasi, namun cukup besar untuk dapat menyebabkan efek tertentu, seperti efek Tyndall dan gerak Brown. Dalam sistem koloid, partikel terdispersi dalam medium pendispersi yang dapat berupa gas, cair, atau padat.

Koloid memiliki sifat-sifat unik yang membedakannya dari suspensi dan larutan, di antaranya kestabilan yang relatif lebih tinggi, sehingga koloid tidak mudah mengendap. Sistem ini ditemukan dalam berbagai aplikasi sehari-hari, mulai dari makanan dan kosmetik hingga obat-obatan dan teknologi industri.

Sistem Dispersi Larutan

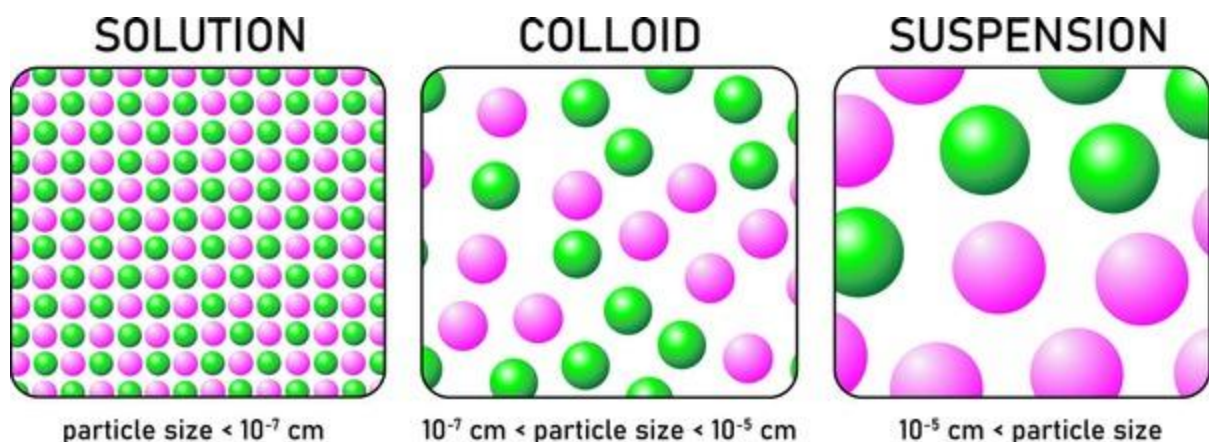
Larutan adalah sistem dispersi di mana partikel terlarut tersebar merata dalam pelarut pada tingkat molekuler atau ionik. Dalam larutan, ukuran partikel yang terdispersi sangat kecil, biasanya kurang dari 1 nanometer, sehingga partikel-partikel tersebut tidak tampak dengan mata telanjang dan tetap terdispersi secara homogen. Partikel dalam larutan terlarut sepenuhnya dalam pelarut, membentuk campuran yang stabil dan tidak akan mengendap, bahkan setelah waktu yang lama.

a. Ciri-ciri larutan:

- ▷ **Partikel sangat kecil dan homogen:** Partikel yang terlarut dalam larutan tidak dapat terlihat dengan mikroskop biasa dan tersebar secara merata dalam pelarut, sehingga membentuk campuran homogen.
- ▷ **Tidak mengendap:** Karena ukuran partikel yang sangat kecil, partikel dalam larutan tidak akan mengendap atau terpisah dari pelarut. Larutan tetap stabil selama tidak ada perubahan kondisi eksternal yang signifikan, seperti perubahan suhu atau penambahan zat tertentu.

b. Contoh Dispersi Larutan:

Contoh larutan yang umum dijumpai adalah larutan garam dalam air, larutan gula dalam air, dan larutan alkohol dalam air. Larutan digunakan dalam berbagai bidang, termasuk industri kimia, farmasi, dan bahkan dalam kehidupan sehari-hari.



Perbandingan partikel larutan, koloid, dan suspensi - shutterstock.com/1999726445

Tabel perbedaan sistem dispersi

Perbedaan	Suspensi	Koloid	Larutan
Ukuran Partikel	> 100 nm	1 – 100 nm	< 100 nm
Penampilan Fisik	Keruh partikel terdispersi dapat diamati langsung dengan mata telanjang	Keruh-jernih, partikel terdispersi hanya dapat diamati dengan mikroskop ultra.	Jernih, partikel terdispersi tidak dapat diamati dengan mikroskop ultra
Kestabilan (jika didiamkan)	Mudah terpisah (mengendap)	Sukar terpisah	Tidak terpisah
Cara Pemisahan	Filtrasi	Tidak dapat disaring	Tidak dapat disaring



2. Koloid

Koloid adalah sistem dispersi yang terdiri dari partikel berukuran antara 1 nanometer hingga 1 mikrometer yang terdispersi dalam medium pendispersi. Partikel-partikel dalam koloid cukup kecil untuk tidak mengendap akibat gaya gravitasi, namun cukup besar untuk mempengaruhi cahaya dan dapat diamati dengan mikroskop ultra. Koloid memiliki sifat-sifat yang membedakannya dari suspensi dan larutan, termasuk kestabilannya yang lebih tinggi dan kemampuannya untuk mempertahankan keadaan dispersi dalam waktu lama.

Sistem koloid sangat penting dalam berbagai aplikasi industri, kimia, biologi, dan kehidupan sehari-hari. Koloid dapat ditemukan dalam banyak bentuk, seperti busa, emulsi, aerosol, dan gel, yang memiliki kegunaan dalam produk farmasi, kosmetik, dan makanan.

Koloid dapat diklasifikasikan berdasarkan jenis fase terdispersi dan medium pendispersi yang digunakan. Berdasarkan komposisi ini, koloid dibagi menjadi beberapa jenis, termasuk sol, gel, emulsi, dan aerosol, yang masing-masing memiliki karakteristik dan penggunaan yang berbeda dalam berbagai industri.

Jenis-Jenis Koloid

Koloid dapat diklasifikasikan berdasarkan dua faktor utama, yaitu fase terdispersi (zat yang terdispersi) dan medium pendispersi (zat yang digunakan untuk mendispersikan partikel). Berdasarkan faktor-faktor tersebut, koloid dibagi menjadi beberapa jenis, yang masing-masing memiliki karakteristik dan aplikasi yang berbeda. Berikut adalah beberapa jenis koloid yang umum ditemui:

A. Sol

- ▷ **Deskripsi:** Sol adalah koloid di mana partikel padat terdispersi dalam cairan. Partikel terdispersi dalam sol biasanya berukuran nanometer hingga mikrometer dan terdispersi secara merata dalam medium cair.
- ▷ **Contoh:** Cat, tinta, dan sebagian besar gel basah (seperti jeli) adalah contoh sol. Di dalam cat, pigmen (partikel padat) terdispersi dalam pelarut cair.



Cat tembok – [kompas.com/Aniza Pertiqi & Esra Dopita](https://kompas.com/AnizaPertiqi&EsraDopita)

B. Gel

- ▷ **Deskripsi:** Gel adalah koloid yang terdiri dari partikel padat terdispersi dalam cairan, namun dengan konsistensi lebih kental dan hampir padat. Gel memiliki struktur tiga dimensi yang menghubungkan partikel-partikel terdispersi dalam suatu jaringan padat.
- ▷ **Contoh:** Agar-agar, gelatin, dan beberapa jenis kosmetik adalah contoh gel. Gel ini mengandung fase cair yang terperangkap dalam matriks padat.

C. Emulsi

- ▷ **Deskripsi:** Emulsi adalah koloid di mana dua cairan yang tidak saling bercampur (seperti minyak dan air) terdispersi dalam satu sama lain. Emulsi membutuhkan zat pengemulsi untuk menjaga kestabilannya.
- ▷ **Contoh:** Mayones, susu, dan krim adalah contoh emulsi. Di dalam susu, tetesan minyak terdispersi dalam air dengan bantuan protein dan lemak yang berfungsi sebagai pengemulsi.

D. Aerosol

- ▷ **Deskripsi:** Aerosol adalah koloid di mana partikel padat atau cair terdispersi dalam gas. Aerosol dapat berupa partikel cair yang terdispersi dalam udara atau partikel padat yang tersebar dalam gas.
- ▷ **Contoh:** Kabut, asap, dan semprotan parfum adalah contoh aerosol. Di dalam kabut, tetesan air terdispersi dalam udara.

E. Busa

- ▷ **Deskripsi:** Busa adalah koloid yang terdiri dari gas yang terdispersi dalam cairan atau padatan. Biasanya, gas terperangkap dalam cairan atau padatan membentuk banyak gelembung kecil.
- ▷ **Contoh:** Sabun cair yang berbusa atau busa dari air sabun adalah contoh dari jenis koloid ini.

F. Foam (Busa Padat)

- ▷ **Deskripsi:** Busa padat adalah jenis koloid di mana gas terdispersi dalam padatan, yang biasanya berfungsi untuk memberikan struktur dan kekuatan pada bahan tersebut.
- ▷ **Contoh:** Styrofoam (busa plastik) adalah contoh dari busa padat, di mana udara terperangkap dalam matriks polimer padat.

Contoh soal sistem dispersi dan koloid

Salah satu sistem dispersi koloid adalah ...

Jawaban: Kanji

Penjelasan: Kanji merupakan sistem dispersi koloid karena partikel-partikelnya berukuran antara 1-1000 nm dan terdispersi dalam air tanpa mengendap, serta dapat menunjukkan Efek Tyndall. Sementara itu, bensin dan sirup termasuk larutan sejati karena partikel terlarutnya sangat kecil dan homogen. Air laut bisa berupa larutan atau suspensi tergantung pada kelarutan garam dan partikel lainnya, tetapi bukan koloid. Air soda adalah larutan gas dalam cairan, bukan koloid, karena gas terlarut dalam air secara homogen. Oleh karena itu, dari pilihan yang tersedia, kanji adalah contoh sistem dispersi koloid yang tepat.



Tahukah Kamu?

- ▷ Mayones adalah contoh koloid emulsi yaitu campuran dua zat yang tidak larut satu sama lain, tetapi tetap bisa bercampur menjadi satu bentuk yang stabil.
- ▷ Di dalam mayones, minyak dan air tidak bisa bercampur begitu saja karena keduanya adalah cairan yang saling tidak larut. Namun, dengan bantuan kuning telur yang mengandung lesitin (sebuah senyawa yang berfungsi sebagai emulsifier), kedua bahan tersebut bisa bercampur dengan baik, membentuk emulsi koloid.





3. Sifat-Sifat Koloid

Koloid memiliki sejumlah sifat khas yang membedakannya dari sistem dispersi lain seperti larutan dan suspensi. Sifat-sifat ini tidak hanya menjadi ciri fisik dari koloid, tetapi juga mempengaruhi bagaimana koloid berperilaku dalam berbagai aplikasi, baik di laboratorium maupun dalam kehidupan sehari-hari. Beberapa sifat koloid yang penting di antaranya adalah efek Tyndall, gerak Brown, adsorpsi, dan koagulasi.

Sifat-sifat ini juga memiliki peran besar dalam menjaga kestabilan koloid, yang sangat penting untuk memastikan bahwa sistem koloid tidak terpisah atau mengendap. Selain itu, sifat-sifat tersebut memungkinkan koloid untuk digunakan dalam berbagai produk dan teknologi, mulai dari kosmetik dan obat-obatan hingga produk industri.

Pada bagian ini, kita akan membahas lebih mendalam tentang sifat-sifat koloid tersebut dan bagaimana masing-masing sifat memengaruhi stabilitas dan kegunaan koloid dalam berbagai bidang.

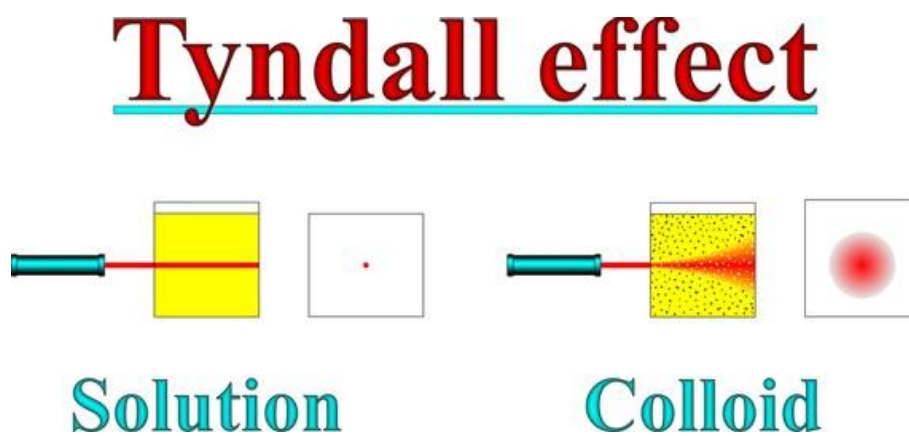
Efek Tyndall

Efek Tyndall adalah fenomena optik yang terjadi ketika cahaya melalui koloid dan menyebabkan cahaya tersebar oleh partikel-partikel terdispersi dalam sistem tersebut. Partikel koloid yang lebih besar dari molekul larutan mampu menghamburkan cahaya, sehingga membuat cahaya tampak dalam arah tertentu. Efek ini dinamakan berdasarkan nama ilmuwan asal Inggris, John Tyndall, yang pertama kali mempelajari fenomena ini pada abad ke-19.

Ciri-ciri Efek Tyndall:

- ▷ **Terlihatnya Cahaya yang Terhambur:** Ketika cahaya melewati sistem koloid, partikel-partikel dalam koloid menyebarkan cahaya ke berbagai arah. Hal ini dapat dilihat sebagai cahaya yang tampak seperti "berjalan" atau muncul di sepanjang jalur cahaya yang dipancarkan, yang menunjukkan keberadaan partikel dalam sistem koloid.
- ▷ **Bergantung pada Ukuran Partikel:** Efek Tyndall hanya terlihat pada sistem yang mengandung partikel yang cukup besar untuk menghamburkan cahaya. Sistem koloid dengan partikel yang sangat kecil, seperti larutan, tidak menunjukkan efek Tyndall, karena partikel dalam larutan terlalu kecil untuk menghamburkan cahaya secara signifikan.

Contoh dari fenomena ini dapat dilihat pada kabut atau aerosol, di mana sinar matahari atau cahaya senter yang menyinari kabut akan memperlihatkan jalur cahaya yang tersebar, menciptakan efek yang sangat khas.



Efek Tyndall - shutterstock.com/1677132514



Efek tyndall –
Canva Studio

Gerak Brown

Gerak Brown adalah fenomena acak dan terus-menerus yang terjadi pada partikel koloid kecil yang terdispersi dalam suatu medium cair. Partikel-partikel ini bergerak secara tidak teratur dan tampak seolah-olah bergerak secara acak dalam arah yang berbeda-beda. Fenomena ini pertama kali diamati oleh ilmuwan Robert Brown pada tahun 1827, ketika ia mengamati gerakan mikroskopis partikel debu dalam air menggunakan mikroskop.

Gerak Brown disebabkan oleh tumbukan partikel koloid dengan molekul-molekul medium pendispersi (biasanya air). Molekul-molekul medium ini bergerak dengan kecepatan tinggi, dan saat bertumbukan dengan partikel koloid, partikel tersebut mendapatkan gaya acak yang menggerakkannya. Meskipun partikel koloid bergerak secara acak, gerakan tersebut dapat dilihat pada mikroskop sebagai gerakan yang terus-menerus dan tidak teratur.

Ciri-ciri Gerak Brown:

- ▷ **Gerakan Acak:** Partikel koloid bergerak secara tidak teratur dan tidak mengikuti pola yang jelas, meskipun partikel tersebut sangat kecil.
- ▷ **Dapat Dilihat dengan Mikroskop:** Gerakan ini hanya dapat diamati pada partikel-partikel yang cukup kecil, seperti partikel koloid, menggunakan mikroskop. Partikel yang lebih besar tidak menunjukkan gerakan Brown yang terlihat jelas.
- ▷ **Berhubungan dengan Temperatur:** Gerak Brown akan lebih terlihat pada suhu yang lebih tinggi, karena molekul medium pendispersi bergerak lebih cepat, meningkatkan frekuensi tumbukan dengan partikel koloid.



Gerak Brownl – [kompas.com/Silmi Nurul Utami](https://kompas.com/Silmi%20Nurul%20Utami)

Fenomena ini memberikan bukti adanya gerakan molekul dalam medium cair dan menjadi salah satu dasar penting dalam teori kinetik molekuler. Selain itu, gerak Brown digunakan dalam beberapa aplikasi ilmiah, seperti dalam pengukuran ukuran partikel dan mempelajari dinamika sistem koloid.

Adsorpsi

Adsorpsi adalah proses di mana molekul atau atom dari suatu zat (biasanya gas atau cairan) menempel pada permukaan partikel koloid atau permukaan benda padat lainnya. Proses ini terjadi pada antarmuka antara dua fase, seperti antara padatan dan cairan, atau antara padatan dan gas. Berbeda dengan absorpsi, di mana zat yang diserap masuk ke dalam struktur materi, dalam adsorpsi, molekul hanya menempel di permukaan tanpa memasuki material tersebut.

Dalam sistem koloid, adsorpsi memainkan peran penting dalam stabilitas koloid. Misalnya, partikel koloid yang terdispersi dalam medium cair dapat terstabilkan dengan cara menyerap molekul dari medium tersebut pada permukaannya, sehingga mengurangi kemungkinan partikel untuk saling berkumpul atau mengendap.

Jenis-jenis Adsorpsi:

- ▷ **Adsorpsi Fisis (Fisisorpsi):** Ini adalah proses adsorpsi yang terjadi karena gaya Van der Waals (gaya tarik menarik antar molekul). Proses ini tidak memerlukan energi besar dan terjadi pada suhu rendah. Adsorpsi fisis bersifat reversibel, artinya molekul yang teradsorpsi dapat terlepas kembali dengan mudah jika kondisi berubah, seperti penurunan tekanan atau suhu.
- ▷ **Adsorpsi Kimia (Kimisorpsi):** Dalam adsorpsi kimia, terjadi ikatan kimia antara molekul yang teradsorpsi dan permukaan partikel. Proses ini biasanya terjadi pada suhu tinggi dan membutuhkan energi yang lebih besar. Adsorpsi kimia bersifat lebih kuat dan lebih sulit untuk dibalikkan dibandingkan dengan adsorpsi fisis.

Adsorpsi berperan penting dalam berbagai aplikasi koloid, seperti dalam pengendalian kestabilan koloid dan proses pemurnian air. Misalnya, dalam sistem koloid, adsorpsi dapat mengikat ion atau molekul yang dapat mengganggu kestabilan koloid, menjaga agar partikel tidak saling bergabung atau mengendap. Proses ini juga digunakan dalam pengolahan air, di mana bahan seperti arang aktif digunakan untuk mengadsorpsi kontaminan dalam air.

Koagulasi

Koagulasi adalah proses di mana partikel-partikel yang terdispersi dalam koloid berkumpul dan membentuk gumpalan atau agregat besar, yang akhirnya dapat mengendap. Proses koagulasi umumnya terjadi ketika kestabilan koloid terganggu, misalnya dengan menambahkan elektrolit atau dengan perubahan kondisi lingkungan lainnya, seperti suhu atau pH. Koagulasi dapat bersifat mekanis maupun kimiawi, tergantung pada penyebab dan cara terjadinya proses tersebut.

Proses Koagulasi:

A. Koagulasi Proses Mekanis:

- ▷ Proses koagulasi mekanis terjadi ketika kekuatan eksternal, seperti pengadukan atau tekanan, menyebabkan partikel koloid saling bertabrakan dan bergabung. Proses ini tidak melibatkan perubahan kimiawi pada partikel, tetapi lebih pada pemadatan atau penyusutan koloid akibat perubahan fisik.
- ▷ Contoh: Pada proses pembuatan gel, pengadukan partikel koloid dalam medium tertentu dapat menyebabkan koagulasi mekanis, menghasilkan bahan yang lebih padat.

B. Koagulasi Proses Kimia:

- ▷ Koagulasi kimia melibatkan perubahan kimia pada partikel koloid, seperti perubahan muatan atau penambahan elektrolit, yang menyebabkan partikel-partikel tersebut saling bergabung dan mengendap. Proses ini umumnya lebih cepat dan lebih permanen daripada koagulasi mekanis.

- ▷ Koagulasi kimia terjadi lebih sering pada sistem koloid yang memiliki muatan listrik di permukaannya. Ketika ion tertentu ditambahkan, mereka dapat mengubah muatan partikel koloid, sehingga mengurangi gaya tolak menolak antar partikel dan menyebabkan aglomerasi.

1) Pencampuran Koloid yang Berbeda Muatan

Koloid yang memiliki muatan listrik yang berbeda cenderung saling tarik-menarik dan bergabung. Contoh paling umum adalah pencampuran koloid positif dan negatif yang dapat menyebabkan pengendapan partikel koloid.

2) Adanya Elektrolit

Elektrolit dapat menyebabkan koagulasi dengan menurunkan kekuatan elektrostatik antara partikel koloid yang terdispersi, sehingga partikel-partikel tersebut dapat bergabung dan mengendap. Sebagai contoh, penambahan garam (NaCl) pada sistem koloid dapat mengurangi repulsi antara partikel dan menyebabkan koagulasi.

Koagulasi banyak digunakan dalam berbagai aplikasi industri dan lingkungan. Salah satu contoh yang paling umum adalah dalam pengolahan air, di mana koagulasi digunakan untuk menghilangkan partikel-partikel terkontaminasi dari air. Proses ini melibatkan penambahan bahan kimia koagulan, seperti alum, untuk



mengendapkan koloid dan partikel yang terlarut dalam air. Proses pembuatan keju dengan koagulasi – kompas.com/Nadia

Kestabilan Koloid

Kestabilan koloid merujuk pada kemampuan partikel-partikel yang terdispersi dalam suatu sistem koloid untuk tetap tersebar secara merata dalam medium pendispersi tanpa mengendap atau bergabung menjadi gumpalan. Koloid yang stabil akan mempertahankan distribusi partikel secara homogen dalam waktu yang lama, sedangkan koloid yang tidak stabil dapat mengalami proses koagulasi atau pengendapan, di mana partikel-partikel koloid akan bergabung dan mengendap di dasar wadah.

Kestabilan koloid sangat penting dalam banyak aplikasi praktis, mulai dari produk makanan, obat-obatan, kosmetik, hingga bahan bakar. Untuk menjaga kestabilan koloid, sering kali diperlukan penggunaan bahan penstabil atau pengontrol muatan pada partikel-partikel koloid.

A. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Kestabilan Koloid:

1) Muatan Partikel Koloid

- ▷ Partikel koloid sering kali memiliki muatan listrik di permukaannya, yang menyebabkan mereka saling tolak menolak satu sama lain. Gaya tolak menolak ini membantu mencegah partikel untuk bergabung dan mengendap. Muatan yang lebih besar pada partikel koloid cenderung meningkatkan kestabilannya.
- ▷ Jika muatan ini berkurang, misalnya karena adanya elektrolit, gaya tolak menolak antar partikel akan melemah, yang dapat menyebabkan koagulasi atau pengendapan.

2) Adanya Elektrolit

Elektrolit, terutama garam, dapat mempengaruhi kestabilan koloid dengan mengurangi gaya tolak menolak antara partikel-partikel koloid. Penambahan elektrolit tertentu dapat menyebabkan koloid menjadi lebih tidak stabil dan memicu proses koagulasi. Oleh karena itu, kontrol konsentrasi elektrolit sangat penting untuk mempertahankan kestabilan sistem koloid.

B. Cara Menjaga Kestabilan Koloid:

▷ Menghilangkan Muatan Koloid

Salah satu cara untuk meningkatkan kestabilan koloid adalah dengan menghilangkan atau mengurangi muatan pada permukaan partikel. Ini dapat dilakukan dengan cara menambahkan elektrolit atau menggunakan bahan kimia tertentu yang dapat menetralkan muatan pada partikel koloid. Proses penghilangan muatan koloid adalah dengan proses dialisis. Dialisis adalah menghilangkan muatan koloid dengan memasukkan koloid ke dalam membrane semipermeable dan dimasukkan ke dalam aliran pendispersinya.



Hemodialisis– [kompas.com/Silmi Nurul Utami](https://kompas.com/Silmi%20Nurul%20Utami)

▷ Menambahkan Stabilisator Koloid

Untuk menjaga kestabilan koloid, salah satu pendekatan yang umum digunakan adalah menambahkan stabilisator koloid, seperti emulgator dan koloid pelindung. **Emulgator** adalah zat yang digunakan untuk mencegah dua cairan yang tidak dapat bercampur, seperti minyak dan air, saling terpisah dalam bentuk emulsi. Emulgator bekerja dengan membentuk lapisan pelindung di sekitar tetesan cairan, mengurangi tegangan permukaan dan meningkatkan stabilitas emulsi. Contohnya adalah lesitin dalam mayones. Sedangkan **koloid pelindung** adalah jenis koloid yang digunakan untuk melindungi partikel koloid lain agar tidak mengendap atau berkumpul. Koloid pelindung, seperti gelatin atau albumin, membentuk lapisan pelindung di sekitar partikel koloid, mencegah interaksi antar partikel yang dapat menyebabkan koagulasi. Dengan adanya emulgator atau koloid pelindung, sistem koloid menjadi lebih stabil dan dapat dipertahankan dalam waktu yang lama.

Koloid Liofil dan Liofob

Koloid dapat dibagi menjadi dua kategori berdasarkan sifat interaksi antara partikel koloid dan medium pendispersi, yaitu **koloid liofil** dan **koloid liofob**. Perbedaan utama antara keduanya terletak pada kemampuan partikel untuk berinteraksi dengan medium pendispersi serta kestabilan sistem koloid.

A. Koloid Liofil (Liofilik)

Koloid liofil, atau koloid yang bersifat "mencintai pelarut," adalah koloid yang partikel-partikelnya memiliki afinitas atau kecenderungan kuat terhadap medium pendispersi. Partikel-partikel dalam koloid liofil terlarut dengan baik dalam medium pendispersi karena ada interaksi yang kuat antara partikel dan pelarut. Sebagai hasilnya, koloid liofil sangat stabil dan dapat tetap terdispersi dalam waktu yang lama tanpa mengendap. Koloid liofil dapat dibuat dengan mudah dan tetap stabil meskipun tidak ada penambahan elektrolit atau bahan pengemulsi lainnya. Proses pembuatannya biasanya melibatkan pencampuran atau pelarutan zat terdispersi dalam pelarut, di mana partikel akan terdispersi dengan baik. **Contoh:** Gelatin dan agar-agar adalah contoh koloid liofil. Kedua bahan ini mampu terdispersi dengan baik dalam air, membentuk sol yang stabil.



Gelatin dan agar-agar – Canva Studio

B. Koloid Liofob (Liofobik)

Koloid liofob, atau koloid yang bersifat "tak menyukai pelarut," adalah koloid di mana partikel-partikel terdispersi memiliki sedikit atau bahkan tidak ada afinitas terhadap medium pendispersi. Partikel-partikel dalam koloid liofob cenderung tidak larut atau tidak stabil dalam pelarut, dan mereka lebih rentan untuk mengendap atau mengagregat jika tidak ada penstabil atau pengemulsi yang ditambahkan. Koloid liofob membutuhkan substansi tambahan, seperti elektrolit atau polimer, untuk menjaga kestabilannya. Jika tidak diberikan bahan tambahan ini, partikel akan cenderung bergabung dan membentuk endapan. **Contoh:** Aerosol dan koloid yang terbentuk dari partikel padat dalam air, seperti arsenik dalam air, adalah contoh koloid liofob. Sistem seperti ini tidak stabil tanpa adanya penstabil atau pengemulsi.

Contoh soal sifat-sifat koloid

Sabun merupakan emulgator yang baik untuk campuran minyak dan air, karena....

- A. Merupakan koloid liofob
- B. Merupakan koloid liofil
- C. Mempunyai ujung hidrofob dan hidrofil
- D. Bercampur homogen dengan minyak dan air
- E. Merupakan senyawa polar yang dapat menarik minyak

Jawaban:

- c. Mempunyai ujung hidrofob dan hidrofil

Penjelasan:

Ujung hidrofil sabun mengikat air dan ujung hidrofob mengikat lemak untuk membentuk emulsi.

Proses elektroforesis pada sistem koloid dapat terjadi akibat partikel koloid ...

- A. Mengadsorpsi muatan listrik
- B. Bergerak oleh medan listrik
- C. Ukurannya sangat kecil
- D. Mengalami pelucutan muatan
- E. Tidak stabil dengan adanya muatan

Jawaban:

- A. Mengadsorpsi muatan listrik

Penjelasan:

Elektroforesis terjadi karena partikel koloid bergerak dalam medan listrik. Partikel koloid dapat bergerak dalam medan listrik karena partikel koloid mengadsorpsi muatan listrik, jika koloid tidak mengadsorpsi muatan listrik, tidak akan terjadi proses elektroforesis.



4. Pembuatan Koloid

Pembuatan koloid adalah proses di mana partikel-partikel yang sangat kecil (berukuran antara 1 nanometer hingga 1 mikrometer) terdispersi dalam medium pendispersi, membentuk sistem koloid yang stabil. Proses ini dapat dilakukan dengan berbagai metode, baik secara **dispersi** (pembentukan partikel koloid dari zat yang lebih besar) maupun secara **kondensasi** (pembentukan partikel koloid dari molekul yang lebih kecil).

Pemilihan metode pembuatan koloid bergantung pada sifat-sifat koloid yang diinginkan, serta jenis bahan yang digunakan. Metode pembuatan ini sangat penting dalam berbagai aplikasi industri, seperti dalam pembuatan cat, kosmetik, obat-obatan, dan makanan. Kedua pendekatan ini memerlukan pengendalian yang ketat terhadap faktor-faktor seperti temperatur, konsentrasi, dan sifat-sifat fisik medium pendispersi untuk mencapai koloid yang stabil.

Pada bagian ini, kita akan membahas dua metode utama dalam pembuatan koloid, yaitu **pembuatan koloid dengan cara dispersi** dan **pembuatan koloid dengan cara kondensasi**, serta aplikasinya dalam industri.

Pembuatan Koloid Cara Dispersi

Pembuatan koloid dengan cara dispersi adalah proses di mana partikel besar dihancurkan menjadi partikel yang sangat kecil hingga membentuk sistem koloid. Proses ini melibatkan berbagai teknik fisik yang dapat memecah bahan padat menjadi partikel yang berukuran mikroskopis dan terdispersi secara merata dalam medium pendispersi. Berikut adalah beberapa metode yang umum digunakan dalam pembuatan koloid cara dispersi:

A. Mekanisme Mekanis

Metode mekanis dalam pembuatan koloid melibatkan penggunaan energi mekanik untuk menghancurkan partikel-partikel besar menjadi ukuran yang lebih kecil. Alat yang digunakan dalam proses ini seringkali berupa penggiling, seperti ball mill atau mesin penggiling lainnya, yang dapat menghasilkan energi kinetik yang cukup untuk memecah partikel menjadi ukuran koloid. Proses ini biasanya digunakan untuk memproduksi koloid padat dalam cairan, seperti koloid pigmen dalam cat, di mana partikel besar dipecah menjadi partikel lebih kecil dan stabil.

Contoh: Pembuatan tinta atau cat di mana pigmen padat digiling menjadi partikel halus untuk membentuk sistem koloid.

B. Homogenisasi

Homogenisasi adalah metode pembuatan koloid yang melibatkan proses pengadukan atau pemaksaan suatu campuran melalui celah sempit pada kecepatan tinggi. Dengan cara ini, partikel besar akan dihancurkan dan terdistribusi merata di dalam medium pendispersi. Proses ini sering digunakan dalam pembuatan emulsi dan suspensi koloid yang stabil, terutama dalam industri makanan dan farmasi. Homogenisasi bekerja dengan cara menghasilkan turbulensi dan gaya geser yang kuat, yang memecah partikel besar menjadi ukuran yang lebih kecil dan membuatnya lebih stabil.

Contoh: Pembuatan susu homogen yang mengandung partikel lemak yang terdispersi secara merata.

C. Peptisasi

Peptisasi adalah proses di mana partikel besar (biasanya padat) dihancurkan menjadi partikel koloid dengan bantuan zat tertentu yang disebut **peptisator** atau bahan peptis. Zat ini biasanya berupa elektrolit yang akan menyebabkan partikel besar terdispersi lebih baik dalam medium cair. Peptisasi sering digunakan dalam pembuatan koloid dari bahan seperti tanah liat atau logam yang sulit

terdispersi. Peptisasi membantu partikel untuk mempertahankan kestabilannya di dalam medium cair, mencegah partikel saling bergabung atau mengendap.

Contoh: Pembuatan koloid tanah liat dalam air, di mana tanah liat dipetis dengan bantuan elektrolit untuk membentuk koloid stabil.

D. Busur Bredig (*Bredig Arc Method*)



Pembuatan tanah liat –
[kompas.com/Vanya Karunia &
Serafica Gischa](https://kompas.com/Vanya%20Karunia%20&%20Serafica%20Gischa)

Metode busur Bredig adalah teknik pembuatan koloid yang digunakan untuk menghasilkan koloid logam dalam cairan. Pada metode ini, logam padat dilelehkan dengan menggunakan busur listrik, dan kemudian partikel logam yang terlebur akan terdispersi dalam medium pendispersi, membentuk koloid. Proses ini umumnya digunakan untuk memproduksi koloid logam seperti emas atau perak. Metode ini menggunakan energi listrik untuk melelehkan logam dan memecahnya menjadi partikel yang sangat kecil, yang kemudian terdispersi dalam cairan. **Contoh:** Pembuatan koloid emas atau perak menggunakan busur Bredig untuk menghasilkan partikel logam yang sangat kecil.

Pembuatan Koloid Cara Kondensasi

Pembuatan koloid cara kondensasi adalah proses di mana partikel koloid terbentuk dari molekul-molekul atau ion-ion yang lebih kecil yang bergabung atau mengondensasi menjadi partikel yang lebih besar. Berbeda dengan pembuatan koloid cara dispersi, yang melibatkan penghancuran partikel besar menjadi lebih kecil, proses kondensasi melibatkan pembentukan partikel koloid dengan cara penggabungan molekul atau ion dalam medium tertentu. Berikut adalah beberapa metode yang umum digunakan dalam pembuatan koloid cara kondensasi:

A. Reaksi Hidrolisis

Reaksi hidrolisis adalah proses di mana ion-ion atau molekul dari suatu senyawa mengalami reaksi dengan air, menghasilkan partikel koloid. Dalam reaksi ini, senyawa yang biasanya berupa garam metalik atau senyawa lainnya bereaksi dengan air untuk menghasilkan ion yang akan bergabung membentuk partikel koloid. Reaksi hidrolisis sering digunakan dalam pembuatan koloid logam atau koloid garam yang terdispersi dalam air.

Contoh reaksi hidrolisis yang umum digunakan untuk menghasilkan koloid adalah hidrolisis garam logam seperti klorida atau sulfat, yang akan menghasilkan partikel logam yang terdispersi dalam cairan.

Contoh: Pembuatan koloid timbal (Pb) atau besi (Fe) melalui reaksi hidrolisis dari senyawa-senyawa tersebut.

B. Reaksi Redoks

Reaksi redoks (reduksi-oksidasi) adalah jenis reaksi kimia di mana terjadi transfer elektron antara zat yang bereaksi. Dalam pembuatan koloid, reaksi redoks digunakan untuk menghasilkan partikel koloid logam dari ion logam yang terlarut. Reaksi redoks ini biasanya melibatkan reduksi ion logam oleh agen pereduksi untuk membentuk partikel logam yang sangat kecil yang terdispersi dalam medium cair.

Proses ini sering digunakan untuk menghasilkan koloid logam halus, seperti emas, perak, atau platina, yang memiliki ukuran partikel yang sangat kecil dan stabil dalam medium cair.

Contoh: Pembuatan koloid emas atau perak dengan mereaksikan ion logam dengan agen pereduksi, seperti hidrogen atau natrium sitrat.

C. Reaksi Pengendapan

Reaksi pengendapan adalah proses di mana partikel koloid terbentuk ketika dua larutan yang mengandung ion tertentu dicampurkan, menyebabkan terbentuknya senyawa yang tidak larut dalam medium dan membentuk partikel halus. Partikel yang terbentuk kemudian terdispersi dalam medium cair, membentuk sistem koloid. Reaksi pengendapan ini sering digunakan dalam pembuatan koloid anorganik, seperti koloid logam atau koloid sulfida. Pada proses pengendapan, pengontrolan laju reaksi sangat penting untuk menghasilkan partikel koloid yang stabil dan tidak saling bergabung menjadi agregat yang lebih besar.

Contoh: Pembuatan koloid silver sulfide (Ag_2S) dengan cara mengendapkan ion perak (Ag^+) dan ion sulfat (SO_4^{2-}) dalam medium cair.

Pembuatan koloid cara kondensasi sering digunakan untuk menghasilkan koloid dengan partikel yang lebih besar dan lebih kompleks dibandingkan dengan koloid yang dibuat dengan cara dispersi. Metode ini umumnya lebih stabil dan digunakan dalam berbagai aplikasi industri, termasuk pembuatan koloid logam dan senyawa organik.

Contoh soal pembuatan koloid

Mengubah partikel suspensi yang berukuran besar menjadi partikel yang lebih kecil adalah cara ...

- A. Peptisasi
- B. Homogenisasi
- C. Dispersi
- D. Kondensasi
- E. Pengendapan

Jawaban:

C. Dispersi

Pembahasan:

Proses ini memecah partikel-partikel kasar (suspensi) menjadi partikel-partikel yang lebih kecil (koloid).

Rangkuman

Bab ini membahas berbagai aspek mengenai koloid, dimulai dengan sistem dispersi yang mengklasifikasikan campuran menjadi suspensi, koloid, dan larutan berdasarkan ukuran partikel dan kestabilannya. Suspensi memiliki partikel besar yang mudah mengendap, sedangkan larutan terdiri dari partikel yang sangat kecil yang terlarut sepenuhnya, dan koloid berada di antara keduanya, dengan partikel yang cukup kecil untuk tidak mengendap, namun cukup besar untuk menyebabkan efek seperti efek Tyndall dan gerak Brown. Sifat-sifat koloid, seperti adsorpsi dan koagulasi, mempengaruhi kestabilan dan aplikasinya dalam berbagai industri, di mana koloid liofil dan liofob menggambarkan perbedaan afinitas partikel terhadap medium pendispersi. Pembuatan koloid dapat dilakukan dengan dua metode utama: dispersi, yang melibatkan penghancuran partikel besar menjadi partikel kecil menggunakan teknik mekanis, homogenisasi, peptisasi, atau busur Bredig, dan kondensasi, yang membentuk koloid melalui reaksi kimia seperti hidrolisis, redoks, dan pengendapan. Setiap metode memiliki aplikasi praktis yang berbeda, tergantung pada jenis koloid yang diinginkan dan kestabilan yang diperlukan. Secara keseluruhan, koloid memainkan peran penting dalam banyak bidang, termasuk industri farmasi, makanan, dan teknologi, di mana stabilitas dan sifat uniknya digunakan untuk berbagai produk dan proses.

Latihan Soal

1. Contoh larutan adalah ...
 - a. Campuran kopi dengan air.
 - b. Campuran susu dengan air.
 - c. Campuran pasir dengan air.
 - d. Campuran garam dengan air.
 - e. Campuran minyak dengan air.

2. Contoh suspensi adalah ...
 - a. Campuran kopi dengan air.
 - b. Campuran susu dengan air.
 - c. Campuran pasir dengan air.
 - d. Campuran garam dengan air.
 - e. Campuran minyak dengan air.

3. Contoh sistem koloid adalah ...
 - a. Sirup
 - b. Santan
 - c. Udara
 - d. Bensin
 - e. Air Garam

4. Jika zat terdispersi dan medium pendispersinya berfase cair, maka disebut sebagai ...
 - a. Sol
 - b. Buih
 - c. Emulsi
 - d. Emulsi Padat
 - e. Aerosol

5. Telur jika dipanaskan akan menjadi padat. Peristiwa tersebut merupakan salah satu sifat koloid, yaitu ...
 - a. Koagulasi
 - b. Adsorpsi
 - c. Efek Tyndall
 - d. Elektroforesis

- e. Gerak Brown
6. Peristiwa di bawah ini yang membuktikan sifat dialisis adalah ...
- a. Proses cuci darah.
 - b. Penambahan gelatin pada es krim.
 - c. Terbentukan delta di muara sungai.
 - d. Penjernihan air dengan tawas.
 - e. Orang eropa dan amerika memiliki mata berwarna biru.
7. Sistem koloid yang memiliki karakteristik buih padat adalah ...
- a. Roti
 - b. Jelly
 - c. Kej
 - d. Santan
 - e. Whipped Cream

**Akses latihan soal
lainnya di sini yuk!**



Latihan Soal Kimia
Kelas 11 BAB 11

Referensi

- Bloor, D. (2013). *Colloid Chemistry: Principles, Methods, and Applications*. CRC Press.
- Bohling, S., & Eisele, T. (2017). *Fundamentals of Colloid Science*. Elsevier.
- Cragg, S., & Danesh, S. (2014). *Surfactant Science and Technology: Colloid and Surface Chemistry*. Wiley.
- Dufresne, E. R., & Weitz, D. A. (2015). "Colloids and Surfaces: From Fundamentals to Application". *Nature Reviews Materials*, 1(10), 160-172.
- Finkelstein, H., & Gupta, P. (2019). *Chemical and Physical Properties of Colloids*. Springer.
- Gopal, P. (2016). *Introduction to Colloid and Surface Chemistry*. Elsevier.
- Holmberg, K., & Jönsson, B. (2015). *The Colloid Chemistry of Surfaces*. Elsevier.
- Hunter, R. J. (2018). *Foundations of Colloid Science*. Oxford University Press.
- Kahlweit, M. (2011). "Methods of Preparation of Colloids". *Journal of Colloid and Interface Science*, 352(2), 1-8.
- Kassem, A. A., & Fahmy, T. M. (2012). "Stabilization of Colloids: Role of Surfactants and Polymers". *Journal of Dispersion Science and Technology*, 33(4), 520-526.
- McClements, D. J. (2015). *Food Emulsions: Principles, Practices, and Applications*. CRC Press.
- Morrison, P., & Boyd, R. (2014). *Organic Chemistry: Principles and Mechanisms of Colloid Formation*. Pearson Education.
- Pashley, R. M., & Atkinson, T. (2012). "Colloidal Chemistry in Water Treatment". *Water Research*, 46(15), 4782-4793.
- Rasmuson, A., & Lin, J. (2020). *Colloid and Interface Science: Theoretical and Applied Principles*. Wiley-VCH.
- Wang, W., & Zhang, X. (2021). "Recent Advances in Colloid Science: Applications in Nanomaterials". *Journal of Nanoscience and Nanotechnology*, 21(1), 20-30.