



LARUTAN DAN KESETIMBANGAN KIMIA

Penulis :
Herlina Rahim
Muhamad Jalil Baari
Hendri satria kamal Uyun
Fraulein Intan Suri
Luluk Edahwati
Wiwit Sepvianti
Johnson Nune Naat

LARUTAN DAN KESETIMBANGAN KIMIA

**Herlina Rahim
Muhamad Jalil Baari
Hendri satria kamal Uyun
Fraulein Intan Suri
Luluk Edahwati
Wiwit Sepvianti
Johnson Nune Naat**



GETPRESS INDONESIA

LARUTAN DAN KESETIMBANGAN KIMIA

Penulis : Herlina Rahim
Muhamad Jalil Baari
Hendri satria kamal Uyun
Fraulein Intan Suri
Luluk Edahwati
Wiwit Sepvianti
Johnson Nune Naat

ISBN : 978-623-125-489-4

Editor : Mila Sari, M.Si.
Desain Sampul dan Tata Letak : Tri Putri Wahyuni, S.Pd.

PENERBIT GET PRESS INDONESIA
Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022
Jl. Palarik RT 01 RW 06 Kelurahan Air Pacah
Kecamatan Koto Tangah Padang Sumatera Barat

website: www.getpress.co.id
email: adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, November 2024

Hak cipta dilindungi undang-undang
Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk
dan dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa, karena atas rahmat dan karunia-Nya buku yang berjudul "Larutan dan Keseimbangan Kimia" ini dapat diselesaikan. Buku ini disusun untuk membantu mahasiswa, dosen, dan praktisi di bidang kimia dalam memperdalam pemahaman mengenai berbagai konsep penting dalam kimia larutan dan keseimbangan kimia. Buku ini terdiri dari tujuh bab yang mencakup pembahasan lengkap mulai dari tipe-tipe larutan, sifat koligatif larutan, koloid, keseimbangan kimia, hingga prinsip-prinsip dan perhitungan yang terkait. Setiap bab dirancang untuk memberikan pengetahuan yang komprehensif dan aplikatif, dilengkapi dengan teori-teori dasar serta contoh-contoh praktis.

Bab pertama mengulas tipe-tipe larutan berdasarkan wujud, kemampuan menghantarkan listrik, dan kelarutan, serta faktor-faktor yang mempengaruhi kelarutan. Bab kedua membahas sifat koligatif larutan elektrolit dan nonelektrolit, sementara bab ketiga menguraikan jenis-jenis dan sifat-sifat koloid. Bab empat hingga tujuh membahas keseimbangan kimia secara mendalam, termasuk pengantar keseimbangan, jenis-jenis keseimbangan, faktor yang mempengaruhi keseimbangan, persamaan dan jenis tetapan keseimbangan, prinsip Le Chatelier, serta perhitungan dalam keseimbangan kimia. Kami berharap buku ini dapat menjadi referensi yang bermanfaat dan memberikan kontribusi positif bagi pengembangan ilmu kimia di Indonesia.

Padang, Oktober 2024

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI.....	ii
DAFTAR GAMBAR	iv
DAFTAR TABEL.....	vi
BAB 1 TIPE LARUTAN KIMIA.....	1
1.1 Pendahuluan	1
1.2 Tipe Larutan Berdasarkan Wujud	2
1.3 Tipe Larutan Berdasarkan Kemampuan Menghantarkan Listrik.....	11
1.4 Tipe Larutan Berdasarkan Kelarutan	15
1.5 Tipe Larutan Berdasarkan Konsentrasi	23
1.6 Faktor-faktor yang Mempengaruhi Kelarutan	28
1.7 Implementasi Larutan dalam Industri Kimia	38
DAFTAR PUSTAKA.....	43
BAB 2 SIFAT KOLIGATIF LARUTAN.....	45
2.1 Pendahuluan	45
2.2 Sifat Koligatif Larutan Nonelektrolit	46
2.3 Sifat Koligatif Larutan Elektrolit	60
DAFTAR PUSTAKA.....	65
BAB 3 KOLOID.....	67
3.1 Pendahuluan	67
3.2 Jenis-jenis Koloid.....	69
3.3 Sifat-Sifat koloid.....	72
3.4 Pembuatan koloid	78
DAFTAR PUSTAKA.....	80
BAB 4 KESTIMBANGAN KIMIA	81
4.1 Pengantar Kestimbangan.....	81
4.2 Kestimbangan Kimia.....	83
4.3 Melakukan Percobaan Kestimbangan Kimia	87
4.4 Jenis- Jenis Kestimbangan	90

4.5 Faktor Yang Mempengaruhi Keseimbangan.....	91
DAFTAR PUSTAKA.....	94
BAB 5 TETAPAN KESETIMBANGAN	95
5.1 Pengertian Tetapan Keseimbangan.....	95
5.2 Persamaan Tetapan Keseimbangan	96
5.3 Jenis – Jenis Tetapan Keseimbangan.....	97
5.4 Hubungan Kc dan Kp.....	115
5.5 Pentingnya Mempelajari Keseimbangan Kc Dan Kp dalam Reaksi Kimia.....	117
DAFTAR PUSTAKA.....	129
BAB 6 PRINSIP LE CHATELIER.....	131
6.1 Henry Louis Le Chatelier dan Prinsip Keseimbangan Kimia	131
6.2 Pengaruh Perubahan Konsentrasi.....	133
DAFTAR PUSTAKA.....	146
BAB 7 PERHITUNGAN DALAM KESETIMBANGAN KIMIA.....	149
7.1 Pengantar Perhitungan dalam keseimbangan Kimia	149
7.2 Perhitungan-Perhitungan Kimia	151
DAFTAR PUSTAKA.....	170
BIODATA PENULIS.....	174

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1. 1. Penguraian 1 mol Senyawa Ion.....	13
Gambar 1. 2. Proses Pelarutan.....	16
Gambar 1. 3. Kelarutan beberapa Padatan Anorganik dan Organik dalam Air sebagai Fungsi Suhu.....	30
Gambar 1. 4. Model yang menggambarkan kelarutan gas meningkat saat tekanan parsial meningkat pada suhu konstan.	31
Gambar 2. 1. Ilustrasi peristiwa osmosis dari suatu sistem yang dipisahkan oleh membran semi permeabel, masing-masing berisi pelarut murni (ruang kiri) dan larutan pekat (ruang kanan)	58
Gambar 2. 2. Ilustrasi peristiwa osmosis pada suatu sel makhluk hidup dalam suatu larutan.....	59
Gambar 3. 1. Perbedaan ukuran partikel pada larutan sejati, sistem koloid dan suspensi kasar	69
Gambar 3. 2. Gerak Brown.....	73
Gambar 3. 3. Jeli	76
Gambar 4. 1. Ilustrasi Kestimbangan	81
Gambar 4. 2. Ilustrasi kestimbangan dinamis	82
Gambar 4. 3. Kestimbangan $\text{N}_2\text{O}_4\text{g} \rightarrow 2\text{NO}_2\text{(g)}$	86
Gambar 4. 4. Kurva kestimbangan $\text{N}_2\text{O}_4\text{g} \rightarrow 2\text{NO}_2\text{(g)}$	87
Gambar 4. 5. Reaksi kestimbangan metilen biru.....	89
Gambar 6. 1. Ilustrasi pergeseran kestimbangan reaksi karena perubahan konsentrasi	135
Gambar 6. 2. Ilustrasi penambahan konsentrasi berdasarkan fasa zat	136
Gambar 6. 3. Pergeseran reaksi akibat penambahan konsentrasi zat	137
Gambar 6. 4. Pergeseran reaksi pembentukan amonia akibat perubahan konsentrasi	139
Gambar 6. 5. Pergeseran reaksi akibat perubahan konsentrasi.....	139
Gambar 6. 6. Pergeseran reaksi pembentukan amonia akibat perubahan tekanan.....	141

Gambar 6. 7. Perubahan tekanan dan volume tidak terjadi pada reaksi kimia berkoefisien sama	141
Gambar 6. 8. Pergeseran reaksi penguraian natrium bikarbonat akibat perubahan tekanan.....	142
Gambar 6. 9. Pergeseran reaksi pembentukan amonia akibat perubahan suhu	143
Gambar 6. 10. Pergeseran reaksi penguraian kalsium karbonat akibat perubahan suhu	144
Gambar 6. 11. Proses Haber- Bosch dalam sintesis Amonia.....	145

DAFTAR TABEL

Tabel 1. 1. Perbandingan Sifat Zat Terlarut dan Pelarut	36
Tabel 3. 1. Jenis-jenis Koloid	70
Tabel 6. 1. Prinsip Le Chatelier	132

BAB 1

TIPE LARUTAN KIMIA

Oleh Herlina Rahim

1.1 Pendahuluan

Larutan memiliki peran penting bagi kehidupan manusia, karena sebagian besar proses tubuh bergantung pada pergerakan larutan ke seluruh tubuh. Misalnya, plasma darah adalah campuran cairan dan unsur-unsur penting lainnya yang terlarut di dalamnya, seperti oksigen. Oksigen yang terlarut dalam plasma darah secara kolektif dikenal sebagai larutan. Larutan harus berupa campuran yang homogen. Homogen berarti memiliki struktur yang seragam. Ini berarti bahwa larutan harus memiliki penampilan fisik dan komposisi kimia yang seragam. Larutan terbentuk melalui komponen campuran tersebar secara merata.

Larutan terdiri dari dua atau lebih zat, dengan satu zat (zat terlarut) terdispersi secara merata dalam zat lain (pelarut). Dalam industri kimia, larutan memegang peranan penting dalam berbagai proses produksi. Penggunaan larutan memungkinkan reaksi kimia berjalan lebih efisien, pengendalian proses yang lebih baik, dan menghasilkan produk dengan kualitas tinggi.

Larutan kimia memainkan peran penting dalam mempertahankan kehidupan dan memfasilitasi proses metabolisme. Hal ini juga penting untuk berbagai aplikasi industri dan komersial. Sebagian besar zat terlarut dan pelarut (komponen yang membentuk larutan) adalah cairan, tetapi juga bisa berupa gas atau padatan.

Kimia larutan penting dipahami karena sebagian besar adanya reaksi kimia, baik di laboratorium maupun di alam, terjadi dalam larutan. Air adalah salah satu pelarut yang paling banyak diperlukan untuk kehidupan, banyak reaksi biologis penting melibatkan larutan berair,

Kebanyakan proses di industri melibatkan proses kimia larutan. Tantangannya adalah memahami proses melarutkan semua reagen yang diperlukan untuk suatu reaksi ke dalam larutan yang sama sehingga dapat bereaksi satu sama lain secara tepat waktu. Dengan pemahaman tentang larutan, kita dapat menganalisis masalah seperti bagaimana mencampur obat-obatan pada konsentrasi yang sesuai untuk bayi, anak-anak, dan orang dewasa, atau bagaimana membuat proses industri lebih ramah lingkungan dengan membuat pelarut yang lebih baik, memulihkan pelarut setelah reaksi selesai, atau menghilangkan pelarut sama sekali.

1.2 Tipe Larutan Berdasarkan Wujud

Berdasarkan keadaan fisik pelarut dan zat terlarut dapat dikategorikan sebagai larutan padat, cair dan gas. Dalam larutan padat, zat terlarut dan pelarut berada dalam keadaan padat. Misalnya campuran keramik dan polimer.

Dalam larutan cair, padat, gas atau cair dicampur dalam keadaan cair. Larutan gas biasanya merupakan campuran gas yang homogen seperti udara.

Campuran gas biasanya homogen dan biasanya merupakan **larutan gas-gas**. Sebagai contoh atmosfer adalah larutan gas yang terdiri dari nitrogen, oksigen, argon, karbon dioksida, air, metana, dan beberapa komponen kecil lainnya. Beberapa komponen ini, seperti air, oksigen, dan karbon dioksida memiliki konsentrasi yang bervariasi tergantung pada faktor-faktor seperti suhu dan ketinggian.

Ketika molekul gas, padat atau cair tersebar dan bercampur dengan cairan, keadaan homogen ini disebut **larutan cair**. Padatan, cairan, dan gas larut dalam pelarut cair untuk membentuk larutan cair.

Paduan, keramik, dan campuran polimer kebanyakan adalah **larutan padat**. Dalam kisaran tertentu, tembaga dan seng larut satu sama lain dan mengeras untuk menghasilkan larutan padat yang disebut kuningan. Perak, emas, dan tembaga membentuk banyak paduan berbeda dengan warna dan penampilan yang unik. Paduan dan larutan padat lainnya penting dalam dunia kimia material.

1.2.1 Larutan Gas

Pada larutan gas, gas terlarut didispersikan dalam gas pelarut. Seluruh komponen larutan gas bersifat mudah mengalir dan cenderung tidak memiliki batas yang jelas antara pelarut dan terlarut.

Berikut adalah beberapa jenis larutan gas berdasarkan wujudnya (Antonio Benavente-Babace., 2022) :

- a. **Gas dalam cairan;** gas-gas larut dalam cairan dengan proses difusi. Solubilitas gas dalam cairan bergantung pada tekanan dan suhu. Misalnya, pada suhu rendah dan tekanan tinggi, gas yang dapat larut dalam cairan akan lebih banyak. Contoh gas pada cairan adalah karbon dioksida (CO_2) dalam air, yang dikenal sebagai larutan karbonasi pada minuman berkarbonasi.
- b. **Gas dalam padatan;** Gas-gas ini dapat diserap oleh bahan padat melalui proses seperti adsorpsi atau penyerapan ke dalam struktur material. Proses ini sering digunakan dalam teknologi penyimpanan hidrogen. Contohnya hidrogen yang terserap dalam logam seperti palladium.

Menurut (John B. Fenn, 2023), karakteristik larutan gas dapat bervariasi tergantung pada jenis pelarutnya (cair atau padat), adapun karakteristik larutan gas adalah:

a. Kelarutan gas;

Kelarutan gas dalam cairan biasanya berkurang dengan meningkatnya suhu. Misalnya, semakin hangat air, semakin sedikit karbon dioksida yang dapat larut di dalamnya, yang menyebabkan gas lebih mudah lepas dari larutan. Kelarutan gas dalam cairan meningkat dengan bertambahnya tekanan, sesuai dengan Hukum Henry. Inilah alasan mengapa minuman berkarbonasi disimpan di bawah tekanan tinggi untuk menjaga agar karbon dioksida tetap terlarut.

b. Difusi gas;

Gas dalam larutan cenderung berdifusi atau tersebar pada senyawa dengan konsentrasi tinggi ke area dengan konsentrasi rendah sampai tercapai kesetimbangan. Proses difusi ini berlangsung lebih cepat pada suhu yang lebih tinggi.

c. Interaksi antara molekul;

Pada larutan gas-cair, interaksi antara molekul gas dan pelarut penting untuk kelarutan. Misalnya, molekul air yang polar dapat lebih mudah melarutkan gas-gas tertentu yang juga bersifat polar atau yang dapat berinteraksi dengan air melalui ikatan hidrogen. Sedangkan larutan gas-cair, saling berinteraksi antara molekul gas dan pelarut untuk mempertahankan kelarutan. Misalnya, molekul air yang polar dapat lebih mudah melarutkan gas-gas tertentu yang juga bersifat polar atau yang dapat berinteraksi dengan air melalui ikatan hidrogen.

d. Stabilitas;

Larutan gas umumnya tidak stabil. Contohnya, karbon dioksida akan keluar dari larutan air ketika tekanan berkurang. Pada padatan, gas yang diserap dapat dilepaskan jika terjadi perubahan dalam suhu atau tekanan, atau jika padatan mengalami perubahan struktural.

e. Perubahan volume;

Saat gas larut dalam cairan, biasanya terjadi perubahan volume larutan. Namun, perubahan ini sering kali kecil dan bergantung pada jenis gas dan pelarut. Pada padatan, volume material mungkin meningkat jika gas terserap dalam jumlah besar, seperti yang terjadi pada hidrogen yang diserap dalam logam.

f. Pengaruh jenis gas dan pelarut;

Setiap jenis gas memiliki tingkat kelarutan yang berbeda dalam berbagai pelarut. Gas yang lebih polar atau yang dapat berinteraksi kuat dengan pelarut tertentu biasanya lebih larut.

Karakteristik-karakteristik ini penting dalam berbagai aplikasi, termasuk industri minuman berkarbonasi, penyimpanan hidrogen untuk energi, dan proses kimia lainnya yang melibatkan gas dan pelarut.

1.2.2 Larutan Cair

Larutan cair memiliki peran yang sangat penting dalam teknologi baterai, terutama dalam baterai elektrokimia yang umum digunakan saat ini. Pada baterai, larutan cair yang paling penting adalah elektrolit. Elektrolit merupakan larutan yang mengandung ion-ion bergerak, yang memungkinkan terjadinya reaksi redoks antara anoda dan katoda selama proses pengisian dan pengosongan baterai. Dalam baterai timbal-asam (*lead-acid batteries*), elektrolitnya adalah larutan asam sulfat (H_2SO_4). Elektrolit ini memungkinkan ion H^+ dan SO_4^{2-} bergerak antara

elektroda, sehingga menghasilkan arus listrik. Dalam baterai lithium, elektrolit biasanya terdiri dari garam litium seperti LiPF_6 , yang dilarutkan dalam pelarut organik seperti etilen karbonat atau dimetil karbonat. Elektrolit ini membantu transfer ion litium antara elektroda selama siklus pengisian dan pengosongan. Baterai alkalin, seperti yang digunakan dalam baterai AA, mengandung elektrolit cair berbasis kalium hidroksida (KOH) (Michael E. Fisher, 2022).

Komposisi elektrolit cair sangat mempengaruhi kinerja baterai, termasuk kapasitas, kecepatan pengisian, dan umur siklus. Contohnya, dalam baterai lithium-ion, penggunaan pelarut organik dengan viskositas rendah dapat meningkatkan konduktivitas ionik, yang pada gilirannya mempercepat proses pengisian. Elektrolit cair juga harus dipilih dengan hati-hati karena beberapa bahan dapat bersifat korosif atau mudah terbakar. Misalnya, pelarut organik dalam baterai lithium-ion dapat menyebabkan kebakaran jika terjadi kebocoran.

Pada baterai flow, larutan elektrolit disimpan dalam tangki eksternal dan dipompa melalui sel-sel baterai. Contoh populer adalah baterai *vanadium redox flow*, di mana dua larutan elektrolit yang berbeda (biasanya mengandung ion vanadium dalam keadaan oksidasi yang berbeda) berinteraksi untuk menghasilkan listrik. Baterai ini sangat cocok untuk aplikasi penyimpanan energi skala besar.

Pada baterai natrium-sulfur (NaS), natrium cair dan sulfur cair dipisahkan oleh elektrolit keramik yang memungkinkan perpindahan ion natrium. Baterai ini digunakan untuk penyimpanan energi jaringan karena

kapasitas dan efisiensinya yang tinggi (Michael E. Fisher, 2022).

Umumnya penelitian saat ini berfokus pada pengembangan baterai solid-state yang menggantikan elektrolit cair dengan elektrolit padat. Ini diharapkan dapat meningkatkan keamanan (mengurangi risiko kebakaran) dan meningkatkan kinerja. Namun, elektrolit cair masih mendominasi pasar karena tantangan teknis dalam pengembangan solid-state electrolytes yang memiliki konduktivitas ionik tinggi dan stabilitas elektrokimia.

Larutan cair dalam bentuk elektrolit memainkan peran penting dalam baterai lithium-ion yang digunakan dalam kendaraan listrik (EV). Kinerja baterai sangat tergantung pada komposisi elektrolit cairnya. Sebagian besar baterai yang digunakan dalam perangkat elektronik, seperti ponsel dan laptop, juga menggunakan elektrolit cair untuk menyediakan energi yang stabil dan dapat diisi ulang (Wei Yang, 2020).

1.2.3 Larutan Padat

Larutan padat merupakan campuran homogen antara satu atau lebih zat terlarut yang terdispersi secara merata dalam suatu pelarut padat. Dalam larutan padat, komponen-komponen tidak dapat dibedakan secara fisik, dan sifat-sifat material seragam secara keseluruhan.

Menurut (Palmer, 2021), jenis-jenis larutan padat berdasarkan komposisinya dapat dibedakan atas 3 jenis yaitu:

a. Larutan padat substitusi

Pada larutan padat substitusi, atom-atom zat terlarut menggantikan atom-atom dalam kisi kristal zat pelarut. Ukuran dan sifat kimiawi dari atom pengganti harus serupa dengan atom dalam pelarut untuk membentuk larutan yang stabil. Contohnya, Paduan tembaga-nikel, di mana atom nikel menggantikan beberapa atom tembaga dalam struktur kristal tembaga.

b. Larutan padat interstitial

Dalam larutan padat interstisial, atom-atom kecil dari zat terlarut menempati ruang-ruang kecil atau celah-celah antar atom-atom dalam kisi kristal pelarut tanpa menggantikan atom pelarut. Contohnya, Karbon dalam besi membentuk baja, atom karbon menempati celah-celah antar atom besi dalam struktur kristalnya.

c. Larutan padat interstitial substitusi

Larutan ini merupakan kombinasi dari dua jenis larutan padat di mana terjadi substitusi atom dalam kisi kristal dan juga penempatan atom-atom zat terlarut dalam celah-celah antar atom. Contohnya, beberapa paduan logam yang kompleks, seperti paduan baja tahan karat, bisa menunjukkan karakteristik kedua jenis larutan padat ini.

Adapun karakteristik larutan padat (Palmer, 2021) yakni:

- a. **Sifat fisik dan mekanik;** Larutan padat sering kali memiliki sifat mekanik yang lebih baik dibandingkan dengan bahan murni. Misalnya, paduan logam biasanya

lebih kuat dan lebih keras dibandingkan logam murni. Adanya atom-atom zat terlarut dapat mengubah sifat fisik seperti kekerasan dan ketahanan terhadap korosi.

- b. **Konduktivitas listrik dan termal;** Dalam beberapa larutan padat, zat terlarut dapat mempengaruhi sifat optik material, seperti warna atau indeks bias. Misalnya, kristal tunggal dopan dalam kaca atau kristal dapat mengubah warna material tersebut.
- c. **Sifat optik;** Dalam beberapa larutan padat, zat terlarut dapat mempengaruhi sifat optik material, seperti warna atau indeks bias. Misalnya, kristal tunggal dopan dalam kaca atau kristal dapat mengubah warna material tersebut.
- d. **Kestabilan termal;** larutan padat umumnya memiliki kestabilan termal yang baik. Pada suhu tinggi, beberapa larutan padat mungkin mengalami pemisahan fase, di mana komponen zat terlarut mulai keluar dari pelarut padat.

Larutan padat dapat diaplikasikan pada beberapa proses diantaranya, paduan seperti baja, kuningan yang merupakan campuran tembaga dan seng, dan perunggu yang terdiri dari campuran tembaga dan timah. Ini adalah sebagian contoh larutan padat yang digunakan dalam industri karena kekuatan dan ketahanannya. Pada industri elektronik, larutan padat digunakan untuk mengatur sifat-sifat semikonduktor. Contohnya adalah silikon yang didoping dengan fosfor atau boron untuk mengubah sifat konduktivitas listriknya. Larutan padat juga digunakan dalam pembuatan material magnetik, di mana atom-atom

tertentu dimasukkan ke dalam struktur kristal untuk meningkatkan sifat magnetiknya.

Elektrolit padat adalah bahan yang memungkinkan transportasi ion-ion antara elektroda dalam baterai tanpa memerlukan elektrolit cair. Elektrolit padat dapat meningkatkan keamanan baterai dengan mengurangi risiko kebakaran dan kebocoran dibandingkan dengan elektrolit cair.

Beberapa jenis elektrolit padat meliputi:

- a. Keramik: Seperti oksida (LFP, LAGP) dan sulfida ($\text{Li}_{10}\text{GeP}_2\text{S}_{12}$).
- b. Polimer: Misalnya, polietilen oksida (PEO) yang digunakan dalam baterai polimer padat.

Baterai dengan elektrolit padat dapat menawarkan densitas energi yang lebih tinggi, stabilitas termal yang lebih baik, dan keamanan yang ditingkatkan. Tantangan termasuk kesulitan dalam mengintegrasikan elektrolit padat dengan elektroda dan memastikan konduktivitas ion yang memadai (John B. Fenn, 2023).

1.3 Tipe Larutan Berdasarkan Kemampuan Menghantarkan Listrik

Menurut (Michael E. Fisher, 2022), disosiasi senyawa ionik yang larut pada larutan senyawa memiliki sifat mampu menghantarkan listrik. Ini terjadi karena larutan tersebut mengandung ion-ion yang bebas bergerak. Karena sifat ini, senyawa ionik yang larut disebut sebagai *elektrolit*.

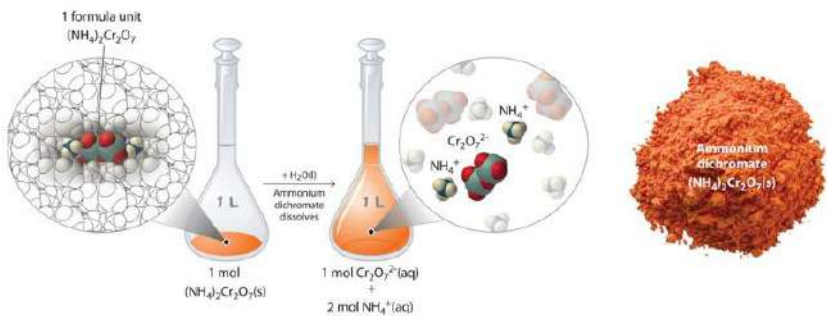
Umumnya senyawa ionik berdisosiasi sepenuhnya dan oleh karena itu disebut *elektrolit kuat*. Ketika senyawa ionik (seperti garam, asam, atau basa) larut dalam air, senyawa ini terionisasi menjadi kation dan anion. Ion-ion ini bergerak bebas dalam larutan, sehingga memungkinkan aliran arus listrik.

Larutan elektrolit mengandung senyawa yang mengalami ionisasi atau disosiasi menjadi ion-ion ketika dilarutkan dalam pelarut (biasanya air). Ion-ion inilah yang memungkinkan larutan menghantarkan listrik. Semakin banyak ion yang terbentuk dalam larutan, semakin baik larutan tersebut dalam menghantarkan listrik.

Natrium klorida adalah contoh elektrolit yang kuat. Beberapa senyawa larut tetapi berdisosiasi hanya sebagian, dan larutan zat terlarut tersebut dapat menghantarkan listrik dengan lemah. Zat terlarut ini disebut *elektrolit lemah*. Asam asetat (CH_3COOH), senyawa dalam cuka, adalah elektrolit lemah. Zat terlarut yang larut ke dalam molekul tanpa disosiasi tidak memberikan konduktivitas listrik tambahan pada larutannya dan disebut *nonelektrolit*. Senyawa kovalen polar, seperti gula ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), adalah contoh yang baik dari *nonelektrolit*. Istilah *elektrolit* juga digunakan dalam bidang kedokteran untuk salah satu ion penting yang dilarutkan dalam larutan berair dalam tubuh. Elektrolit fisiologis penting termasuk Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , dan Cl^- .

1.3.1 Larutan Elektrolit

Jika senyawa ionik larut dalam larutan, maka strukturnya akan pecah menjadi ioniknya. Kation dan anion berasosiasi dengan molekul air. Larutan *elektrolit*, misalnya amonium dikromat $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ adalah senyawa ionik yang mengandung dua ion NH_4^+ dan satu ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ per unit rumus. Seperti senyawa ionik lainnya, ini adalah elektrolit kuat yang berdisosiasi dalam larutan berair untuk menghasilkan ion NH_4^+ dan $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ terhidrasi. Secara matematis, bahwa untuk setiap molekul amonium dikromat yang larut, akan ada tiga ion yang terbentuk (dua ion NH_4^+ dan satu ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). Ini juga dapat dibuat pada skala molar yang lebih besar. Jika 1 mol $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dilarutkan, menghasilkan 3 mol ion (1 mol anion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dan 2 mol kation NH_4^+) di dalam larutan (Michael E. Fisher, 2022), seperti terlihat pada Gambar 1.1.



Gambar 1. 1. Penguraian 1 mol Senyawa Ion
(<https://wou.edu/chemistry>, 2024)

Istilah *ekuivalen* menyatakan hubungan antara konsentrasi larutan dan jumlah ion yang dihasilkan. Satu ekuivalen didefinisikan sebagai jumlah senyawa ionik yang

menyediakan 1 mol muatan listrik (+ atau -). Ini dihitung dengan membagi molaritas larutan dengan total muatan yang dibuat dalam larutan.

1.3.2 Larutan Nonelektrolit

Larutan nonelektrolit didefinisikan sebagai larutan yang tidak dapat menghantarkan listrik. Ini terjadi karena zat terlarut dalam larutan tersebut tidak terdisosiasi menjadi ion-ion saat dilarutkan dalam pelarut (biasanya air). Dengan kata lain, larutan nonelektrolit hanya mengandung molekul-molekul netral dan tidak ada ion yang bergerak bebas, sehingga tidak ada muatan yang dapat menghantarkan arus listrik.

Karena tidak ada ion bebas yang dapat bergerak dalam larutan, larutan nonelektrolit tidak dapat menghantarkan arus listrik. Ini bisa dibuktikan dengan alat uji konduktivitas listrik, di mana tidak ada nyala lampu atau arus yang terdeteksi saat alat ini digunakan pada larutan nonelektrolit.

Zat terlarut dalam larutan nonelektrolit tetap dalam bentuk molekul utuh dan tidak terurai menjadi ion. Misalnya, gula (sukrosa) ketika dilarutkan dalam air tetap dalam bentuk molekul sukrosa, bukan ion.

Sebagian besar zat organik seperti gula, alkohol, dan urea bersifat nonelektrolit. Zat-zat ini memiliki ikatan kovalen, yakni elektron dibagi bersama antara atom-atom, dan tidak terurai menjadi ion dalam pelarut.

Ketika zat nonelektrolit dilarutkan dalam pelarut seperti air, molekul-molekul zat tersebut tersebar merata dalam pelarut melalui proses pelarutan. Namun, tidak ada

perubahan kimia atau disosiasi ionik yang terjadi. Oleh karena itu, larutan tersebut tetap netral dan tidak ada muatan listrik yang dihasilkan.

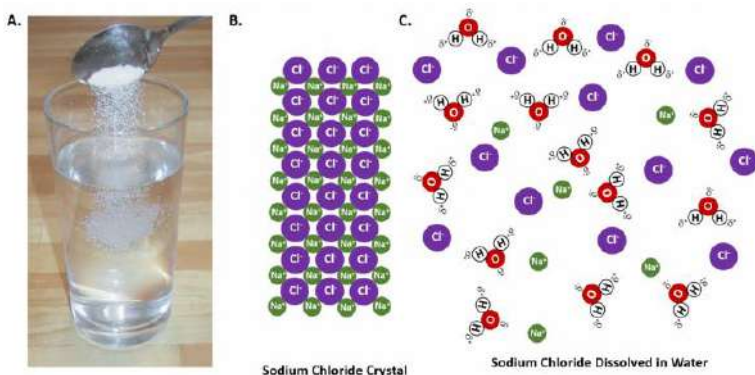
Larutan nonelektrolit tidak mengalami disosiasi menjadi ion, sehingga cenderung stabil secara kimiawi dalam berbagai kondisi. Larutan non-elektrolit tidak mengalami disosiasi menjadi ion, sehingga cenderung stabil secara kimiawi dalam berbagai kondisi (Rainer H. Metz, 2021).

1.4 Tipe Larutan Berdasarkan Kelarutan

Kelarutan adalah ukuran kemampuan suatu zat terlarut (solut) untuk larut dalam pelarut (solven) pada suhu dan tekanan tertentu, membentuk larutan homogen. Kapasitas larut merujuk pada jumlah maksimum zat terlarut yang bisa larut dalam sejumlah tertentu pelarut untuk membentuk larutan jenuh. Misalnya, kelarutan garam dalam air pada suhu 25°C adalah sekitar 36 gram per 100 ml air. Proses pelarutan umumnya bersifat reversibel. Misalnya, garam yang larut dalam air dapat diambil kembali dengan menguapkan air.

Menurut (Averill. B.A., 2012), proses pelarutan melalui beberapa tahapan diantaranya dengan pemisahan molekul zat terlarut dengan memerlukan energi untuk memutuskan gaya tarik menarik antar molekul zat terlarut. Molekul pelarut harus terpisah untuk memberikan ruang bagi molekul zat terlarut. Setelah molekul zat terlarut dan pelarut terpisah, mulai berinteraksi. Dalam larutan polar, misalnya,

molekul air akan mengelilingi ion-ion zat terlarut seperti Na^+ dan Cl^- , membentuk interaksi stabil.



Gambar 1. 2. Proses Pelarutan
(<https://commons.wikimedia.org>, 2024)

Gambar 1.2 menunjukkan bahwa garam ionik, seperti natrium klorida, ditunjukkan pada (A), bersentuhan dengan air, molekul air terpisah dengan molekul ion natrium klorida menjadi ionik, ditunjukkan sebagai model molekuler dalam kisi kristal padat natrium klorida (B), dan (C) natrium klorida terlarut dalam pelarut air.

Molekul yang serupa cenderung larut satu sama lain. Contohnya, zat polar lebih mudah larut dalam pelarut polar, seperti garam yang larut dalam air. Sebaliknya, zat non-polar seperti minyak tidak larut dalam air, tetapi larut dalam pelarut non-polar seperti bensin. Molekul yang dapat membentuk ikatan hidrogen dengan pelarut, seperti alkohol dalam air, cenderung lebih larut.

Menurut (Haring, 2008), peningkatan suhu meningkatkan kelarutan zat padat dalam cairan. Hal ini disebabkan karena energi kinetik yang lebih tinggi membantu mengatasi gaya tarik menarik antar molekul zat terlarut, sehingga lebih mudah larut. Sebaliknya, peningkatan suhu biasanya menurunkan kelarutan gas dalam cairan. Hal ini karena gas cenderung lebih mudah lepas dari larutan pada suhu yang lebih tinggi.

Tekanan memiliki pengaruh besar pada kelarutan gas dalam cairan. Menurut Hukum Henry, semakin tinggi tekanan gas di atas larutan, semakin banyak gas yang larut dalam cairan. Misalnya, karbon dioksida lebih larut dalam minuman bersoda di bawah tekanan tinggi.

Tipe larutan berdasarkan kelarutan dapat diklasifikasikan berdasarkan pada banyaknya zat terlarut yang dapat larut dalam pelarut pada kondisi tertentu (biasanya suhu dan tekanan). Ada beberapa klasifikasi larutan berdasarkan kelarutan, yang mencakup larutan tak jenuh, larutan jenuh, dan larutan lewat jenuh.

1.4.1 Larutan Tak Jenuh

Larutan tak jenuh adalah larutan yang mengandung jumlah zat terlarut yang lebih sedikit daripada yang bisa dilarutkan oleh pelarut pada suhu tertentu. Ini berarti bahwa larutan tersebut masih bisa melarutkan lebih banyak zat terlarut. Proses terbentuknya larutan tak jenuh melibatkan pencampuran zat terlarut ke dalam pelarut hingga zat terlarut tersebut sepenuhnya larut, tetapi belum mencapai batas maksimum kelarutan.

Zat terlarut, seperti gula atau garam, ditambahkan ke dalam pelarut, misalnya air. Pada tahap ini, zat terlarut mulai tersebar dalam pelarut dan proses pelarutan dimulai. Molekul zat terlarut berinteraksi dengan molekul pelarut. Pelarut mengelilingi molekul zat terlarut, memisahkannya, dan menyebarkannya secara merata ke seluruh larutan. Proses ini disebut *solvasi* atau *hidrasi* jika pelarutnya adalah air.

Jika zat terlarut adalah elektrolit (seperti garam), ia akan terdisosiasi menjadi ion-ion dalam larutan. Misalnya, NaCl akan terdisosiasi menjadi ion Na^+ dan Cl^- . Molekul atau ion zat terlarut didispersikan secara merata di dalam pelarut. Karena konsentrasi zat terlarut masih rendah, tidak ada pengendapan atau pembentukan endapan. Konsentrasi larutan ditentukan, biasanya dalam satuan molaritas (mol zat terlarut per liter larutan). Larutan dianggap tak jenuh jika konsentrasi zat terlarut masih di bawah batas kelarutan pada suhu tertentu.

Kelarutan zat terlarut sering meningkat dengan kenaikan suhu. Jika larutan dipanaskan, larutan yang awalnya jenuh mungkin menjadi tak jenuh lagi karena kelarutan meningkat. Tekanan biasanya mempengaruhi kelarutan gas dalam cairan. Jika tekanan ditingkatkan, larutan gas yang awalnya jenuh bisa menjadi tak jenuh karena kelarutan gas meningkat.

Pada tahap akhir, larutan tak jenuh tampak homogen, artinya semua zat terlarut terdistribusi merata tanpa ada endapan atau partikel yang tidak larut. Selama jumlah zat terlarut tetap di bawah batas kelarutan, tidak akan terbentuk endapan dalam larutan tak jenuh. Jika ingin

menguji apakah larutan benar-benar tak jenuh, Anda dapat menambahkan lebih banyak zat terlarut. Jika zat terlarut tersebut larut tanpa membentuk endapan, maka larutan masih berada dalam kondisi tak jenuh. Jika larutan mengandung asam atau basa, pengukuran pH dapat digunakan untuk menentukan sifat larutan.

Proses pembentukan larutan tak jenuh melibatkan pencampuran zat terlarut ke dalam pelarut hingga semua zat terlarut larut tanpa mencapai saturasi. Proses ini melibatkan interaksi molekul, pelarutan, dan penyesuaian kondisi seperti suhu dan tekanan (Lower, 2010).

1.4.2 Larutan Jenuh

Larutan *jenuh* dapat didefinisikan sebagai larutan dengan pelarut tidak mampu melarutkan zat terlarut lagi pada suhu tertentu. Larutan *jenuh super* terdiri dari zat terlarut dalam jumlah besar pada suhu tertentu akan berkurang, akibatnya zat terlarut ekstra akan mengkristal dengan cepat. Larutan jenuh memiliki beberapa sifat, karakteristik, dan proses pembentukan yang penting untuk dipahami dalam berbagai aplikasi kimia.

Dalam larutan jenuh, terdapat keseimbangan dinamis antara zat terlarut yang larut dan yang mengendap. Laju larut zat terlarut sama dengan laju pengendapan kembali zat tersebut. Larutan jenuh memiliki konsentrasi maksimum zat terlarut pada kondisi tertentu (misalnya suhu dan tekanan), sehingga tidak ada lagi zat terlarut yang dapat larut dalam pelarut tersebut. Titik ini tercapai ketika pelarut tidak mampu melarutkan zat terlarut lebih banyak tanpa

adanya perubahan kondisi eksternal (seperti peningkatan suhu).

Pada kondisi normal, larutan jenuh stabil dan tidak akan berubah kecuali kondisi eksternal seperti suhu atau tekanan berubah. Jika lebih banyak zat terlarut ditambahkan ke dalam larutan jenuh, zat tersebut akan mengendap karena pelarut tidak dapat melarutkannya lagi. Jumlah zat yang bisa larut dalam pelarut untuk mencapai larutan jenuh bergantung pada suhu. Misalnya, kebanyakan zat terlarut lebih banyak larut pada suhu yang lebih tinggi.

Larutan jenuh terjadi bila zat terlarut awalnya akan larut dalam pelarut. Jika pengadukan dilakukan, ini akan membantu menyebarkan zat terlarut hingga semua ruang dalam pelarut jenuh. Dengan menambahkan zat terlarut sedikit demi sedikit, larutan akan mencapai titik jenuh ketika tidak ada lagi zat yang bisa larut. Pada suhu yang lebih tinggi, larutan dapat melarutkan lebih banyak zat terlarut. Setelah larutan didinginkan kembali, kelebihan zat terlarut yang tidak lagi larut akan mengendap (M. W. Guillen, 2017).

Contoh larutan jenuh seperti pada garam meja (NaCl) ditambahkan ke dalam air dan mencapai titik jenuh, sisa garam tidak akan larut dan tetap berada di dasar bejana. Seperti juga pembuatan permen atau sirup, larutan gula dapat mencapai jenuh ketika semua gula yang dapat larut telah larut, dan kelebihan gula akan mengendap atau membentuk kristal. Kalsium sulfat (CaSO_4) adalah contoh lain di mana larutan mencapai kejenuhan, sehingga kelebihan kalsium sulfat tidak akan larut lagi dalam air.

Pemahaman tentang kejenuhan penting dalam pengolahan air, terutama dalam mengatasi masalah seperti skala kapur yang terbentuk akibat larutan jenuh kalsium karbonat. Dalam formulasi obat, larutan jenuh dapat digunakan untuk memastikan dosis yang tepat dari zat aktif dalam bentuk cairan. Pembentukan kristal dari larutan jenuh adalah teknik yang sering digunakan dalam industri kimia dan farmasi untuk memurnikan bahan (Ralph H. Petrucci, 2016).

1.4.3 Larutan Lewat Jenuh

Larutan ini mengandung lebih banyak zat terlarut dibandingkan dengan jumlah yang bisa larut pada kondisi normal (misalnya suhu tertentu). Larutan lewat jenuh bersifat tidak stabil. Gangguan kecil, seperti penambahan kristal kecil atau perubahan kondisi, dapat menyebabkan zat terlarut mengendap dengan cepat. Karena adanya zat terlarut yang lebih banyak dari keadaan jenuh, larutan ini memiliki energi potensial tinggi yang dapat memicu pengendapan secara tiba-tiba (Lower, 2010).

Ketika larutan ini terganggu, zat terlarut dapat membentuk kristal dengan cepat, yang dikenal sebagai kristalisasi. Larutan lewat jenuh sering kali terbentuk pada suhu tinggi dan kemudian didinginkan perlahan-lahan tanpa pengendapan zat terlarut. Meskipun prosesnya memungkinkan, membuat larutan lewat jenuh membutuhkan kontrol yang hati-hati terhadap suhu dan adanya gangguan dari luar.

Proses pembentukan larutan lewat jenuh yaitu, zat terlarut dilarutkan dalam pelarut pada suhu tinggi, yang kelarutannya semakin meningkat. Contohnya, gula lebih banyak larut dalam air panas daripada dalam air dingin. Setelah zat terlarut mencapai jumlah maksimum yang bisa larut pada suhu tinggi, larutan kemudian didinginkan secara perlahan. Selama proses pendinginan ini, tidak ada zat terlarut yang diizinkan mengendap. Hasil akhirnya adalah larutan yang mengandung lebih banyak zat terlarut daripada yang bisa larut pada suhu yang lebih rendah, sehingga menjadi larutan lewat jenuh.

Ketika gula dilarutkan dalam air mendidih hingga tidak ada lagi yang bisa larut, lalu larutan tersebut didinginkan tanpa adanya kristalisasi, maka larutan ini menjadi lewat jenuh. Ketika sebuah kristal gula ditambahkan, proses kristalisasi dapat terjadi dengan cepat. Ini adalah contoh klasik dalam demonstrasi kimia. Natrium asetat larut dalam air panas dan saat didinginkan, larutan menjadi lewat jenuh. Ketika larutan terkena kristal kecil natrium asetat, seluruh larutan dapat berubah menjadi kristal dalam sekejap. Air yang dipenuhi karbon dioksida (seperti soda) pada tekanan tinggi menjadi lewat jenuh dengan CO_2 . Ketika tekanan dilepaskan (misalnya, ketika membuka tutup botol soda), CO_2 keluar dalam bentuk gelembung gas.

Larutan lewat jenuh digunakan dalam proses pembuatan obat-obatan tertentu, terutama dalam kristalisasi zat aktif. Ini membantu mendapatkan kemurnian yang tinggi pada senyawa. Permen keras seperti permen batu dibuat dengan membentuk larutan gula lewat jenuh, kemudian didinginkan untuk membentuk kristal gula.

Natrium asetat sering digunakan dalam bantalan pemanas. Ketika larutan lewat jenuh terkena sedikit gangguan, natrium asetat akan mengkristal dan melepaskan energi dalam bentuk panas. Dalam industri kimia, larutan lewat jenuh digunakan untuk memurnikan senyawa melalui teknik kristalisasi (John B. Fenn, 2023).

Larutan lewat jenuh adalah fenomena menarik dalam kimia yang menggabungkan teori kelarutan dengan aplikasi praktis dalam berbagai industri. Memahami cara kerjanya dan bagaimana memanfaatkannya dapat menjadi alat yang sangat berharga dalam penelitian dan pengembangan produk.

1.5 Tipe Larutan Berdasarkan Konsentrasi

Secara kuantitatif, konsentrasi suatu larutan menggambarkan kuantitas zat terlarut yang terkandung dalam kuantitas tertentu dari larutan tersebut. Mengetahui konsentrasi zat terlarut penting dalam mengendalikan stoikiometri reaktan untuk reaksi yang terjadi dalam larutan, dan sangat penting untuk banyak aspek kehidupan kita, mulai dari mengukur dosis obat yang benar hingga mendeteksi polutan kimia seperti timbal dan arsenik.

Tipe larutan berdasarkan konsentrasi dapat dibedakan menjadi larutan encer dan larutan pekat, penjelasannya sebagai berikut:

1.5.1 Larutan Encer

Larutan encer adalah larutan dengan konsentrasi rendah, dengan sedikit zat terlarut tersebar dalam pelarut. Karakteristik utama larutan encer termasuk konsentrasi rendah, tampilan jernih, dan daya hantar listrik yang lemah (untuk elektrolit). Sifat-sifat larutan encer dipengaruhi oleh konsentrasinya yang rendah, dan proses terbentuknya melibatkan pencampuran zat terlarut dengan pelarut sampai terbentuk larutan homogen.

Pada larutan encer, jumlah zat terlarut relatif kecil dibandingkan dengan jumlah pelarut. Misalnya, 1 gram gula yang dilarutkan dalam 1 liter air menghasilkan larutan encer. Larutan encer biasanya berada jauh di bawah titik jenuhnya, artinya larutan ini masih dapat melarutkan lebih banyak zat terlarut sebelum mencapai kondisi jenuh. Larutan encer tampak jernih dan transparan, terutama jika zat terlarutnya mudah larut dan tidak mengubah warna larutan secara signifikan.

Menurut (Averill. B.A., 2012), larutan encer memiliki kekuatan yang lebih lemah dibandingkan dengan larutan pekat, karena konsentrasinya rendah. Misalnya, larutan asam atau basa encer akan memiliki pH yang lebih mendekati netral dibandingkan dengan larutan asam atau basa pekat. Larutan encer menunjukkan efek koligatif (seperti penurunan titik beku dan kenaikan titik didih) yang lebih lemah dibandingkan larutan pekat. Efek ini berkaitan langsung dengan jumlah partikel zat terlarut yang hadir dalam larutan. Jika larutan encer adalah larutan elektrolit, daya hantar listriknya akan lebih rendah dibandingkan

dengan larutan elektrolit pekat karena jumlah ion yang ada di dalam larutan lebih sedikit.

Pelarutan pada larutan encer dilakukan dengan menambahkan sejumlah kecil zat terlarut ke dalam pelarut. Zat terlarut kemudian tersebar secara merata dalam pelarut, membentuk larutan homogen. Dalam larutan encer, sejumlah kecil zat terlarut ditambahkan ke dalam pelarut. Zat terlarut kemudian tersebar secara merata dalam pelarut, membentuk larutan homogen. Pengadukan atau pengocokan membantu proses pencampuran sehingga zat terlarut bisa lebih cepat dan merata tersebar dalam pelarut, menghasilkan larutan yang encer. Dalam laboratorium, larutan encer digunakan ketika reaksi kimia memerlukan kontrol yang lebih hati-hati terhadap konsentrasi zat reaktan.

1.5.2 Larutan Pekat

Larutan pekat (*concentrated solution*) adalah larutan yang mengandung jumlah zat terlarut yang relatif besar dibandingkan dengan jumlah pelarut. Ini adalah salah satu tipe larutan yang banyak digunakan dalam berbagai aplikasi, baik di laboratorium, industri, maupun kehidupan sehari-hari.

Sifat larutan pekat diantaranya memiliki konsentrasi zat terlarut yang tinggi. Ini berarti bahwa jumlah zat terlarut per volume atau massa pelarut sangat besar. Karena tingginya konsentrasi zat terlarut, larutan pekat sering kali memiliki sifat fisik yang kuat seperti warna, bau, rasa, atau reaktivitas kimia yang lebih tinggi dibandingkan dengan larutan encer. Beberapa larutan pekat cenderung memiliki

viskositas yang lebih tinggi (lebih kental) dibandingkan larutan encer, tergantung pada jenis zat terlarut dan pelarut yang digunakan. Larutan pekat sering kali menunjukkan perubahan signifikan pada titik didih dan titik beku dibandingkan dengan pelarut murni, karena sifat koligatif.

Larutan pekat memiliki karakteristik yaitu akan menunjukkan sifat keasaman atau kebasaan yang lebih kuat jika zat terlarut adalah asam atau basa. Larutan pekat sering kali memiliki reaksi kimia yang lebih cepat dibandingkan dengan larutan encer karena lebih banyak molekul zat terlarut yang tersedia untuk bereaksi. Dalam beberapa kasus, larutan pekat dapat lebih korosif, terutama jika zat terlarutnya adalah asam atau basa kuat, seperti asam sulfat pekat atau natrium hidroksida pekat. Dalam reaksi kesetimbangan, larutan pekat mungkin memerlukan waktu lebih lama untuk mencapai kesetimbangan dibandingkan dengan larutan encer (Lower, 2010).

Larutan pekat biasanya dibentuk dengan menambahkan zat terlarut ke dalam pelarut hingga mencapai konsentrasi yang tinggi. Proses ini bisa dilakukan secara bertahap dengan pengadukan untuk memastikan zat terlarut terdispersi merata. Salah satu metode untuk membuat larutan pekat adalah dengan mengurangi jumlah pelarut melalui proses evaporasi, meninggalkan konsentrasi zat terlarut yang lebih tinggi. Beberapa larutan pekat dapat dibentuk dengan memanaskan campuran, yang meningkatkan kelarutan zat terlarut dalam pelarut, memungkinkan lebih banyak zat terlarut untuk larut.

Contoh klasik dari larutan pekat yang digunakan dalam berbagai aplikasi industri. Asam sulfat pekat memiliki sifat korosif yang sangat kuat dan digunakan dalam produksi pupuk, bahan kimia, serta pemrosesan minyak bumi. Larutan garam yang jenuh dengan natrium klorida (NaCl) adalah larutan pekat yang digunakan dalam industri makanan, misalnya dalam pengawetan daging dan ikan. Sirup gula pekat digunakan dalam industri makanan dan minuman. Ini adalah larutan pekat dengan konsentrasi tinggi gula yang digunakan untuk memberikan rasa manis pada produk seperti permen, minuman ringan, dan lainnya. Larutan pekat NaOH digunakan dalam pembuatan sabun, tekstil, dan berbagai produk kimia lainnya.

Larutan pekat digunakan dalam berbagai proses kimia industri, termasuk produksi bahan kimia, pemurnian logam, dan pengolahan limbah. Pada pengolahan air, larutan pekat digunakan untuk mengontrol pH dan menetralkan air limbah sebelum dibuang. Pada bidang medis dan farmasi, larutan pekat digunakan dalam formulasi obat tertentu, seperti dalam obat kumur atau cairan antiseptik yang memerlukan konsentrasi tinggi zat aktif. Pada pembuatan baterai larutan elektrolit pekat digunakan dalam baterai untuk meningkatkan konduktivitas dan memperpanjang masa pakai baterai.

Larutan pekat memiliki berbagai aplikasi yang penting dalam kehidupan sehari-hari dan industri. Konsentrasi zat terlarut yang tinggi memberikan larutan ini sifat khusus yang sering kali diperlukan untuk mencapai hasil yang diinginkan dalam berbagai proses.

1.6 Faktor-faktor yang Mempengaruhi Kelarutan

Kelarutan merupakan keseimbangan dinamis antara zat terlarut yang larut dalam pelarut dan zat terlarut yang mengendap kembali dari larutan. Pada titik jenuh, jumlah zat terlarut yang larut sama dengan jumlah zat yang mengendap, menghasilkan keseimbangan.

Kelarutan dalam kimia mengacu pada kemampuan suatu zat terlarut (*solute*) untuk larut dalam pelarut (*solvent*) dan membentuk larutan homogen. Kelarutan menunjukkan jumlah maksimum zat terlarut yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut pada kondisi tertentu (biasanya suhu dan tekanan). Proses kelarutan ini melibatkan interaksi antara partikel-partikel zat terlarut dan pelarut.

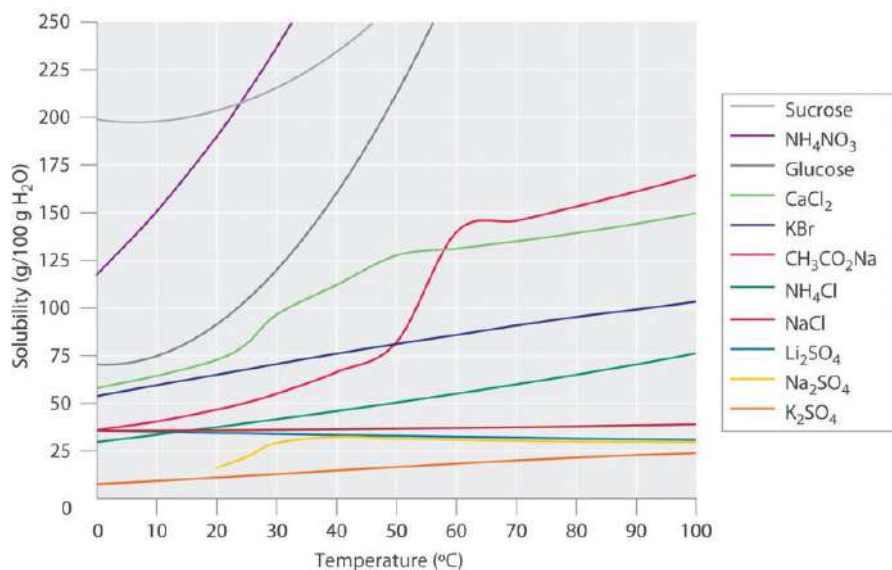


Contoh proses kelarutan pada larutan garam (NaCl) yakni terjadi melalui pemisahan molekul-molekul atau ion-ion zat terlarut satu sama lain. Ini membutuhkan energi karena ikatan atau gaya tarik-menarik antar partikel zat terlarut harus diatasi. Contohnya, dalam larutan garam (NaCl) di air, ion Na^+ dan Cl^- harus terpisah dari kisi kristalnya. Selanjutnya penyediaan ruang di antara molekul-molekul pelarut untuk menerima molekul atau ion zat terlarut. Ini juga memerlukan energi karena ikatan antarmolekul pelarut harus diatasi. Misalnya, dalam air, susunan molekul-molekul H_2O harus teratur untuk memungkinkan ion Na^+ dan Cl^- masuk. Melalui pemisahan

molekul, maka akan terjadi pembentukan interaksi baru antara molekul zat terlarut dan pelarut. Jika interaksi ini cukup kuat untuk mengatasi energi yang digunakan dalam dua langkah sebelumnya, maka zat terlarut akan larut dalam pelarut. Dalam air, ion Na^+ dan Cl^- dikelilingi oleh molekul air (proses ini disebut solvasi atau hidrasi), membentuk interaksi ion-dipol yang kuat (Rainer H. Metz, 2021).

1.6.1 Suhu

Kelarutan padatan umumnya meningkat dengan meningkatnya suhu, tidak ada hubungan antara struktur suatu zat dan ketergantungan suhu kelarutannya. Hubungan suhu dan kelarutan dapat dilihat pada Gambar 1 yang menunjukkan plot kelarutan beberapa senyawa organik dan anorganik dalam air sebagai fungsi suhu. Banyak senyawa (seperti glukosa dan $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$) menunjukkan peningkatan kelarutan yang dramatis dengan meningkatnya suhu. Yang lain (seperti NaCl dan K_2SO_4) menunjukkan sedikit variasi, dan yang lain (seperti Li_2SO_4) menjadi kurang larut dengan meningkatnya suhu.



Gambar 1. 3. Kelarutan beberapa Padatan Anorganik dan Organik dalam Air sebagai Fungsi Suhu.

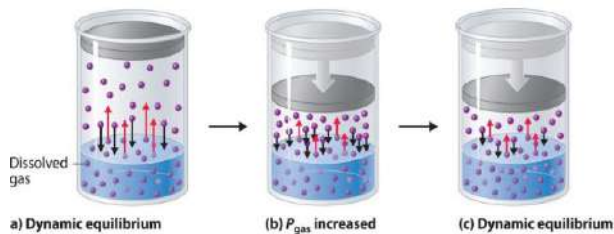
(<https://wou.edu/chemistry>, 2024)

Kelarutan dapat meningkat atau menurun dengan suhu; besarnya ketergantungan suhu ini sangat bervariasi di antara senyawa pada Gambar 7.3, kedua senyawa larut dalam air pada suhu 80°C, dan semua 50 g KBr tetap dalam larutan pada suhu 0°C. Namun, hanya sekitar 36 g CH₃CO₂Na yang larut dalam 100 g air pada suhu 0 °C, jadi sekitar 114 g (150 g – 36 g) CH₃CO₂Na mengkristal saat pendinginan. Kristal kemudian dapat dipisahkan dengan filtrasi. Dengan demikian kristalisasi fraksional memungkinkan kita untuk memulihkan sekitar 75% dari CH₃CO₂Na dalam bentuk yang pada dasarnya murni hanya dalam satu langkah.

Kelarutan gas dalam cairan menurun dengan meningkatnya suhu. Interaksi antarmolekul yang menarik dalam fase gas pada dasarnya nol untuk sebagian besar zat, karena molekul sangat jauh ketika dalam bentuk gas. Saat gas larut, molekulnya berinteraksi dengan molekul pelarut. Panas dilepaskan ketika gaya tarik menarik terjadi. Jadi, jika panas eksternal ditambahkan ke sistem, terjadi gaya tarik-menarik antara gas dan molekul pelarut dan mengurangi kelarutan gas (M. W. Guillen, 2017).

1.6.2 Tekanan

Tekanan memiliki efek yang sangat kecil pada kelarutan cairan dan padatan. Sebaliknya, kelarutan gas meningkat seiring dengan meningkatnya tekanan parsial gas larutan. Pada Gambar 1.4 menunjukkan pengaruh peningkatan tekanan pada keseimbangan dinamis yang terbentuk antara molekul gas terlarut dalam larutan dan molekul dalam fase gas di atas larutan. Akibat dari meningkatnya konsentrasi molekul dalam fase gas dengan tekanan, mengakibatkan konsentrasi molekul gas terlarut dalam larutan pada keseimbangan juga lebih tinggi pada tekanan yang lebih tinggi.



Gambar 1. 4. Model yang menggambarkan kelarutan gas meningkat saat tekanan parsial meningkat pada suhu konstan.
(<https://wou.edu/chemistry>, 2024)

(a) Jika gas bersentuhan dengan cairan murni, beberapa molekul gas (bola ungu) bertabrakan dengan permukaan cairan dan larut. Jika konsentrasi molekul gas terlarut telah meningkat sehingga laju di mana molekul gas keluar ke fase gas sama dengan laju larutnya, kesetimbangan dinamis telah terbentuk, seperti yang digambarkan di sini. (b) Meningkatkan tekanan gas meningkatkan jumlah molekul gas per satuan volume, yang meningkatkan laju molekul gas bertabrakan dengan permukaan cairan dan larut. (c) Ketika molekul gas tambahan larut pada tekanan yang lebih tinggi, konsentrasi gas terlarut meningkat sampai kesetimbangan dinamis baru terbentuk.

Hubungan antara tekanan dan kelarutan gas dijelaskan secara kuantitatif oleh hukum Henry, William Henry (1775–1836):

$$C = k P$$

dimana C adalah konsentrasi gas terlarut pada kesetimbangan, P adalah tekanan parsial gas, dan k adalah *konstanta hukum Henry*, yang harus ditentukan secara eksperimental untuk setiap kombinasi gas, pelarut, dan suhu. Meskipun konsentrasi gas dapat dinyatakan dalam satuan yang nyaman, kami akan menggunakan molaritas secara eksklusif. Oleh karena itu, satuan konstanta hukum Henry adalah $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{atm})$ (Antonio Benavente-Babace., 2022).

1.6.3 Sifat Kimia Zat Terlarut dan Pelarut

Sifat kimia dan karakteristik zat terlarut serta pelarut memiliki peran penting dalam menentukan suatu zat dapat larut dan proses pelarutan berlangsung. Polaritas, ukuran molekul, kemampuan membentuk ikatan hidrogen, ionisasi, reaktivitas, viskositas, dan sifat asam-basa adalah faktor-faktor utama yang mempengaruhi interaksi antara zat terlarut dan pelarut. Sangat penting untuk memahami sifat-sifat ini untuk merancang sistem larutan yang efisien dalam berbagai aplikasi, mulai dari reaksi kimia hingga formulasi produk.

a. *Zat terlarut*

Zat terlarut adalah komponen yang dilarutkan dalam pelarut untuk membentuk larutan. Sifat kimia dan karakteristiknya sangat beragam, bergantung pada jenis zat terlarut tersebut, baik itu berupa padatan, cairan, atau gas.

- *Polaritas Zat Terlarut*; Zat terlarut polar memiliki momen dipol tetap akibat perbedaan elektronegativitas antara atom-atom penyusunnya. Contoh umum adalah gula dan garam. Zat-zat ini cenderung larut dalam pelarut polar seperti air karena adanya interaksi dipol-dipol atau ikatan hidrogen. Zat terlarut nonpolar, seperti minyak atau lemak, memiliki distribusi muatan yang merata sehingga tidak memiliki momen dipol tetap. Zat nonpolar lebih mudah larut dalam pelarut nonpolar seperti heksana melalui gaya London atau gaya dispersi.

- *Ukuran Molekul*; Molekul kecil seperti etanol atau glukosa lebih mudah larut dalam pelarut, terutama jika polaritasnya sesuai dengan pelarut. Molekul kecil ini dapat menyebar dan berinteraksi dengan molekul pelarut dengan lebih efisien. Molekul besar atau kompleks, seperti protein atau polimer, cenderung lebih sulit larut kecuali jika pelarutnya cocok dan dapat mengakomodasi interaksi yang dibutuhkan untuk melarutkan zat tersebut.
- *Kemampuan Membentuk Ikatan Hidrogen*; Zat yang memiliki gugus hidroksil, seperti alkohol dan gula, dapat membentuk ikatan hidrogen dengan pelarut polar seperti air. Ini meningkatkan kelarutan zat tersebut. Zat seperti hidrokarbon (misalnya, minyak) tidak dapat membentuk ikatan hidrogen, sehingga kurang larut dalam pelarut polar tetapi lebih larut dalam pelarut nonpolar.
- *Ionisasi*; Zat terlarut yang dapat terionisasi dalam larutan (seperti garam NaCl yang menghasilkan ion Na^+ dan Cl^-) biasanya larut baik dalam pelarut polar karena interaksi ion-dipol yang kuat. Zat yang tidak terionisasi dalam larutan, seperti gula, tidak menghasilkan ion dalam larutan sehingga interaksinya dengan pelarut lebih bergantung pada gaya antarmolekul seperti ikatan hidrogen.
- *Reaktivitas Kimia*; Beberapa zat terlarut dapat bereaksi dengan pelarut atau zat lain dalam larutan, mengubah sifat kimia larutan tersebut. Misalnya, asam kuat seperti HCl akan terdisosiasi penuh dalam air, menghasilkan ion H^+ yang sangat reaktif. Zat seperti gas mulia yang tidak reaktif secara kimia tetap

stabil dalam larutan dan tidak mempengaruhi sifat larutan secara signifikan.

b. Pelarut

- *Polaritas Pelarut*; Pelarut seperti air (H_2O) dan etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) memiliki momen dipol yang kuat karena adanya perbedaan elektronegativitas antara atom-atom penyusunnya. Pelarut polar cenderung melarutkan zat polar dan ionik dengan baik melalui interaksi dipol-dipol dan ikatan hidrogen. Pelarut seperti heksana (C_6H_{14}) tidak memiliki momen dipol dan cenderung melarutkan zat nonpolar dengan baik. Pelarut ini melarutkan zat terlarut melalui gaya dispersi.
- *Kemampuan Membentuk Ikatan Hidrogen*; Pelarut protik, seperti air dan alkohol, memiliki atom hidrogen yang terikat pada atom elektronegatif (seperti oksigen atau nitrogen), sehingga dapat membentuk ikatan hidrogen dengan zat terlarut. Ini membuat pelarut protik sangat efektif dalam melarutkan zat yang juga dapat membentuk ikatan hidrogen. Pelarut aprotik, seperti aseton (CH_3COCH_3) dan dimetil sulfoksida (DMSO), tidak memiliki hidrogen yang terikat pada atom elektronegatif, tetapi masih bisa melarutkan zat polar karena adanya polaritas intrinsik. Umumnya tidak berinteraksi dengan zat terlarut melalui ikatan hidrogen.
- *Kekuatan Ionisasi*; Beberapa pelarut, seperti air, dapat menyebabkan zat terlarut terionisasi, terutama elektrolit, yang meningkatkan kelarutannya dalam larutan. Pelarut seperti heksana tidak terionisasi

dalam zat terlarut, sehingga tidak mampu untuk melarutkan zat ionik atau polar.

- *Viskositas*; Pelarut seperti air memiliki viskositas rendah, yang memudahkan pergerakan molekul zat terlarut dan meningkatkan laju pelarutan. Pelarut seperti gliserol memiliki viskositas tinggi, yang dapat menghambat pergerakan molekul zat terlarut dan memperlambat laju pelarutan.
- *Sifat Asam-Basa*; Pelarut yang memiliki sifat asam (seperti asam asetat) atau basa (seperti amonia cair) dapat bereaksi dengan zat terlarut, sehingga mempengaruhi kelarutannya. Pelarut asam atau basa dapat membantu melarutkan zat terlarut yang memiliki sifat sebaliknya.
- *Tekanan Uap*; Pelarut seperti etanol memiliki tekanan uap yang tinggi, yang berarti akan lebih mudah menguap. Ini penting dalam proses pengeringan atau penguapan pelarut. Pelarut seperti air memiliki tekanan uap yang relatif rendah, yang membuatnya lebih stabil dalam banyak kondisi suhu.

Beberapa perbedaan penting antara zat terlarut dan pelarut dapat dilihat pada tabel 1 dibawah ini:

Tabel 1. 1. Perbandingan Sifat Zat Terlarut dan Pelarut

Uraian	Terlarut	Pelarut
Jumlah	jumlah zat terlarut kurang dari jumlah pelarut.	jumlah pelarut lebih besar dari jumlah zat terlarut.
Keadaan fisik	zat terlarut bisa	Sebagian besar pelarut

Uraian	Terlarut	Pelarut
	padat, cair, atau gas.	adalah cairan, tetapi beberapa pelarut dapat tetap dalam keadaan gas.
Titik didih	Titik didih zat terlarut lebih tinggi dari larutan.	Titik didih pelarut lebih rendah daripada zat terlarut.
Kelebihan	Kelarutan ditentukan oleh sifat zat terlarut.	Kelarutan ditentukan oleh sifat pelarut.
Kelarutan	Kelarutan zat terlarut ditentukan oleh sifat-sifatnya, seperti luas permukaan dan ukuran molekul.	Kelarutan ditentukan oleh sifat pelarut, seperti polaritas.
Perpindahan panas	Panas ditransfer ke zat terlarut dalam larutan.	Panas dipindahkan dari cairan ke larutan.
Contoh senyawa	Contoh zat terlarut termasuk gula, karbon dioksida terlarut, oksigen, uap air, karbon dioksida, argon	Contoh pelarut termasuk Air, Etanol, Metanol, Aseton, tetrakloroetilen, Toluena, Metil asetat, dan Etil asetat.

(Sumber: <https://wou.edu/chemistry>, 2024)

1.7 Implementasi Larutan dalam Industri Kimia

Implementasi larutan dalam industri kimia sangat luas dan mencakup berbagai proses dan aplikasi yang penting dalam produksi barang dan pengolahan bahan. Larutan digunakan dalam banyak aspek mulai dari reaksi kimia, ekstraksi, pemurnian, hingga formulasi produk akhir. Berikut adalah penjelasan rinci tentang implementasi larutan dalam industri kimia.

1.7.1 Reaksi Kimia dalam Larutan

Dalam industri kimia, banyak reaksi sintesis dalam larutan. Misalnya, reaksi antara asam dan basa untuk menghasilkan garam dilakukan dalam larutan air. Pelarut berfungsi untuk melarutkan pereaksi sehingga mereka dapat bertemu dan bereaksi dengan lebih efisien. Contoh implementasi ini termasuk produksi bahan kimia organik, senyawa farmasi, dan bahan baku untuk industri.

Reaksi redoks (reduksi-oksidasi) sering kali berlangsung dalam larutan. Misalnya, dalam proses galvanisasi, ion logam larut di dalam larutan elektrolit kemudian mengalami reduksi di permukaan logam untuk membentuk lapisan pelindung. Implementasi lain termasuk dalam baterai, yaitu reaksi redoks terjadi antara larutan elektrolit dan elektroda.

Dalam beberapa proses industri, katalis dilarutkan dalam pelarut bersama pereaksi untuk mempercepat reaksi kimia tanpa perlu memisahkan katalis setelah reaksi selesai. Contohnya termasuk pembuatan polimer seperti polietilena, dengan menggunakan katalis homogen untuk mengendalikan reaksi polimerisasi.

1.7.2 Pemurnian dan Pemisahan Bahan

Ekstraksi cair-cair adalah proses suatu zat dipindahkan dari satu pelarut ke pelarut lain berdasarkan kelarutan zat tersebut. Implementasi ini sering digunakan dalam pemurnian produk kimia, seperti dalam industri farmasi untuk memisahkan senyawa aktif dari campuran.

Kristalisasi adalah metode pemurnian di mana zat terlarut diekstraksi dari larutan dengan mengkristalkan zat tersebut. Proses ini digunakan dalam industri kimia untuk memurnikan senyawa seperti gula, garam, dan bahan kimia lainnya.

Distilasi adalah teknik pemisahan berdasarkan perbedaan titik didih zat dalam larutan. Proses ini sangat penting dalam industri minyak bumi untuk memisahkan komponen minyak mentah menjadi berbagai produk seperti bensin, diesel, dan bahan kimia lain.

1.7.3 Formulasi Produk

Dalam industri farmasi, larutan digunakan untuk formulasi obat cair seperti sirup, injeksi, dan infus. Pemilihan pelarut yang tepat sangat penting untuk memastikan stabilitas, kelarutan, dan bioavailabilitas zat aktif. Misalnya, larutan *saline* digunakan untuk infus karena kompatibel dengan cairan tubuh.

Larutan juga banyak digunakan dalam industri makanan dan minuman, seperti dalam proses pengolahan dan pengawetan makanan. Larutan garam (*brine*) digunakan

untuk pengawetan daging, sementara larutan gula digunakan dalam pembuatan minuman dan permen.

Dalam industri kosmetik, larutan digunakan untuk mencampur bahan aktif dengan pelarut yang tepat untuk membuat produk seperti losion, krim, parfum, dan produk perawatan kulit lainnya. Pemilihan pelarut yang tepat sangat penting untuk memastikan produk tidak mengiritasi kulit dan tetap stabil selama penyimpanan.

1.7.4 Pengolahan Lingkungan dan Limbah

Larutan kimia digunakan dalam pengolahan air limbah untuk mengendapkan zat berbahaya, menetralkan pH, dan menghilangkan kontaminan dari air. Misalnya, dalam pengolahan air limbah industri, koagulan dan flokulan ditambahkan ke dalam larutan untuk mengendapkan partikel yang tidak diinginkan.

Dalam remediasi tanah yang terkontaminasi, larutan kimia dapat digunakan untuk melarutkan polutan dan kemudian mengekstraknya dari tanah. Misalnya, pelarut organik digunakan untuk mengekstrak bahan kimia organik yang terkontaminasi di tanah, seperti hidrokarbon atau pestisida.

1.7.5 Elektroplating dan Pelapisan

Elektroplating adalah proses pelapisan logam pada permukaan dengan menggunakan arus listrik yang melewati larutan elektrolit yang mengandung ion logam. Misalnya, dalam proses krom pelapisan (*chrome plating*), ion krom dilarutkan dalam larutan elektrolit dan kemudian

didepositkan ke permukaan logam untuk memberikan lapisan pelindung dan estetika.

Pelapisan kimia, seperti pelapisan emas atau perak, dilakukan dengan merendam objek dalam larutan kimia yang mengandung ion logam. Reaksi kimia menyebabkan logam terdeposit pada permukaan objek tanpa menggunakan listrik, seperti dalam pelapisan cermin atau perangkat elektronik.

1.7.6 Produksi dan Pemurnian Logam

Leaching adalah proses dengan mengekstraksi logam dari bijihnya dengan menggunakan larutan pelarut. Contohnya adalah pelindian tembaga dengan menggunakan larutan asam sulfat, tembaga larut dalam larutan dan kemudian dipisahkan melalui elektrolisis.

Proses pemurnian elektrolitik menggunakan larutan elektrolit untuk memurnikan logam dari bijih mentah. Misalnya, dalam pemurnian tembaga, logam tidak murni digunakan sebagai anoda dan tembaga murni diendapkan pada katoda melalui proses elektrolisis.

1.7.7 Aplikasi dalam Baterai dan Sel Bahan Bakar

Larutan elektrolit digunakan dalam baterai untuk memungkinkan aliran ion antara elektroda selama pengisian dan pengosongan baterai. Misalnya, dalam baterai litium-ion, larutan elektrolit mengandung garam litium yang memungkinkan pergerakan ion litium.

Dalam sel bahan bakar, larutan elektrolit digunakan untuk memfasilitasi reaksi kimia yang mengubah bahan bakar (seperti hidrogen) menjadi energi listrik. Larutan

elektrolit ini memainkan peran penting dalam memastikan efisiensi dan stabilitas sel bahan bakar.

1.7.8 Produksi Pulp dan Kertas

Dalam industri pulp dan kertas, larutan kimia digunakan untuk memecah lignin dan memisahkan serat kayu. Misalnya, proses kraft menggunakan larutan natrium hidroksida dan natrium sulfida untuk menghasilkan pulp dari kayu. Setelah pulping, larutan kimia seperti klorin atau hidrogen peroksida digunakan untuk memutihkan pulp sehingga menghasilkan kertas putih bersih. Proses ini sangat tergantung pada kelarutan zat kimia yang digunakan dalam pelarut air.

Implementasi larutan dalam industri kimia sangat luas dan esensial bagi berbagai proses manufaktur dan pengolahan. Larutan digunakan dalam sintesis kimia, pemisahan dan pemurnian, formulasi produk, pengolahan limbah, pelapisan, produksi logam, baterai, dan banyak lagi. Pemahaman tentang sifat larutan dan kemampuan untuk mengontrol parameter seperti kelarutan, konsentrasi, dan reaktivitas sangat penting untuk mengoptimalkan proses industri dan menghasilkan produk berkualitas tinggi.

DAFTAR PUSTAKA

- Antonio Benavente-Babace., P. L. (2022). Solubility and Thermodynamic Properties of Gases in Ionic Liquids. *Journal of Molecular Liquids*.
- Averill. B.A., E. P. (2012). *The Principles of Chemistry*. Libre Text.
- Haring, H.-W. (2008). *Industrial Gases Processing*. Wiley-VCH.
- John B. Fenn, K. L. (2023). *Principles of Solution Chemistry : Theory and Applications*. Springer.
- Lower. (2010). *Solution 1: Solutions and Their Concentrations*. In the online textbook.
- M. W. Guillen, P. R. (2017). Gas Mixture Behavior in Industrial Applications. *Journal of Industrial Engineering Chemistry*.
- Michael E. Fisher, G. S. (2022). *Electrolyte Solutions : Modern Theories and Applications*. Oxford University Press.
- Palmer, D. A. (2021). *Solution Chemistry: Advances and Applications*. CRC Press.
- Rainer H. Metz, J. L. (2021). Advanced in the Study of Electrolyte Solutions and Their Thermodynamic Properties. *Journal of Chemical Thermodynamics*.
- Ralph H. Petrucci, F. G. (2016). *Principles and Modern Applications*. 11th Edition: Pearson Education.

Wei Yang, M. N. (2020). Solvation Dynamics and Interactions in Liquid Solutions. *The Journal of Physical Chemistry Letters*.

<https://wou.edu/chemistry/courses/online-chemistry-textbooks/ch150-preparatory-chemistry/chapter-7-solutions/>

<https://commons.wikimedia.org/>

BAB 2

SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

Oleh Muhamad Jalil Baari

2.1 Pendahuluan

Pada bagian ini, akan dibahas mengenai salah satu topik kesetimbangan fasa multi komponen yaitu sifat koligatif larutan. Sifat koligatif berasal dari bahasa latin, *colligatus* yang artinya terikat bersama (Levine, 2009). Karena itu, suatu sistem paling tidak terdiri dari dua komponen dalam satu fasa seperti pada larutan. Adapun sifat koligatif larutan didefinisikan sebagai sifat-sifat larutan yang bergantung pada konsentrasi atau banyaknya partikel (atom, molekul, dan ion) zat terlarut tetapi tidak dipengaruhi oleh jenis zat terlarut tersebut. Sifat koligatif terdiri dari:

1. Penurunan tekanan uap (menerapkan Hukum Raoult)
2. Kenaikan titik didih
3. Penurunan titik beku
4. Tekanan osmotik

Sifat-sifat koligatif ini biasa diterapkan untuk berbagai aplikasi praktis, misalnya dalam industri kimia, makanan, dan farmasi. Penurunan titik beku dapat digunakan dalam pembuatan es krim guna mengatasi proses pembekuan berlebih pada bahan baku, sedangkan aspek kenaikan titik

didih digunakan dalam proses destilasi untuk proses pemisahan campuran dua atau lebih zat dalam satu sistem larutan.

Meskipun tidak memandang jenis zat terlarutnya, sifat koligatif larutan tetap dibedakan berdasarkan kemudahannya untuk terionisasi dan menghantarkan listrik yaitu sifat koligatif larutan elektrolit dan non elektrolit.

2.2 Sifat Koligatif Larutan Nonelektrolit

Serupa dengan definisinya di Pendahuluan, sifat koligatif larutan non elektrolit berhubungan dengan sifat-sifat larutan yang bergantung pada jumlah molekul terlarut dalam larutan. Namun demikian, zat terlarut tersebut dikategorikan sebagai senyawa non elektrolit yang tidak dapat terionisasi ketika dilarutkan dalam pelarut seperti air. Penambahan suatu zat terlarut non elektrolit ke dalam pelarut tertentu, akan menyebabkan penurunan potensial kimia pelarut tersebut. Akibatnya, terjadi perubahan pada tekanan uap, titik beku normal, titik didih normal, serta memicu fenomena tekanan osmotik (Levine, 2009). Perlu diketahui bahwa pembahasan sifat koligatif larutan non elektrolit berkaitan dengan larutan-larutan pada konsentrasi rendah atau encer, biasanya di bawah 0,2 M (Chang, 2010). Pemaparan dari setiap sifat koligatif larutan non elektrolit adalah sebagai berikut:

2.2.1 Penurunan Tekanan Uap

Suatu pelarut murni atau zat cair umumnya memiliki tekanan tertentu pada suhu tertentu. Tekanan tersebut dinamakan tekanan uap jenuh dan bermanfaat dalam mengidentifikasi jenis cairan. Adanya penambahan zat lain dalam hal ini zat terlarut ke dalam zat cair/pelarut tadi menyebabkan penurunan tekanan uap pelarut tersebut. Keberadaan zat terlarut non volatil (zat dengan tekanan uap tidak terukur) dapat mengurangi bagian atau fraksi dari pelarut baik di fasa ruah maupun di permukaan, sehingga proses penguapan pelarut menjadi terhambat. Di samping itu, faktor meningkatnya ketidakteraturan akibat proses fisika dan kimia juga memberi pengaruh terhadap penurunan tekanan uap. Fasa uap memiliki tingkat ketidakteraturan lebih tinggi dibandingkan fasa cairan. Sementara itu, ketidakteraturan sistem larutan lebih tinggi daripada sistem cairan murni. Dengan demikian, selisih ketidakteraturan antara larutan dan fasa uapnya cenderung lebih rendah dibandingkan cairan murni dan fasa uapnya (Chang, 2010).

Menurut Hukum Francois Marie Raoult, hubungan tekanan uap suatu larutan dan tekanan pelarut murninya bergantung pada fraksi mol seluruh komponen dalam larutan. Dalam hukum Raoult juga dinyatakan bahwa interaksi antar molekul secara individu dalam sistem dua komponen tidak memiliki perbedaan dengan interaksinya pada tiap komponen atau biasa disebut larutan ideal (Takeuchi, 2006). Sifat seperti ini sama dengan sifat larutan sangat encer dari campuran pelarut dan zat terlarut non volatil. Persamaan tekanan uap jenuh larutan ditunjukkan pada Persamaan 2.1.

$$P = \gamma_p \cdot x_p \cdot P^0 \quad (2.1)$$

Untuk larutan sangat encer atau mendekati ideal:

$$\gamma_p \approx 1$$

Sehingga

$$P = x_p \cdot P^0 \quad (2.2)$$

Dengan

$$x_p = \frac{n_p}{n_p + n_{t1} + n_{t2} + n_{ti} \dots} \quad (2.3)$$

P^0 = Tekanan uap pelarut murni

P = Tekanan uap larutan

x_p = Fraksi mol pelarut

n_p = Jumlah zat (mol) pelarut

n_{t1} = Jumlah zat (mol) zat terlarut 1

n_{t2} = Jumlah zat (mol) zat terlarut 2

n_{ti} = Jumlah zat (mol) zat terlarut i

γ_p = Koefisien aktivitas pelarut

Jika larutan hanya mengandung satu zat jenis terlarut atau sistem komponen biner, maka persamaan fraksi mol pelarut dapat ditulis:

$$x_p = \frac{n_p}{n_p + n_t} \quad (2.4)$$

Hubungan antara fraksi mol zat terlarut (x_t) dan pelarut adalah:

$$x_t = 1 - x_p \quad (2.5)$$

atau

$$x_p = 1 - x_t \quad (2.6)$$

Oleh sebab itu, Persamaan 2.2 dapat dimodifikasi menjadi:

$$\begin{aligned} P &= x_p \cdot P^0 \\ P &= (1 - x_t) \cdot P^0 \\ P &= 1 \cdot P^0 - x_t \cdot P^0 \\ P &= P^0 - x_t \cdot P^0 \end{aligned} \quad (2.7)$$

Dari Persamaan 2.7, diperoleh selisih antara tekanan uap pelarut murni dengan tekanan uap larutan, diistilahkan sebagai **penurunan tekanan uap (ΔP)**.

$$P^0 - P = x_t \cdot P^0 = \Delta P \quad (2.8)$$

Persamaan 2.8 menunjukkan bahwa penurunan tekanan uap larutan berbanding lurus dengan fraksi mol zat terlarut. Semakin banyak zat terlarut non volatil yang dilarutkan, maka semakin besar penurunan tekanan uap larutannya. Berdasarkan Hukum Dalton mengenai tekanan uap dari dua senyawa volatil masing-masing senyawa A (P_A) dan senyawa B (P_B) dalam satu sistem (sistem biner) dapat ditulis:

$$P_A = x_A \cdot P_A^0 \quad (2.9)$$

$$P_B = x_B \cdot P_B^0 \quad (2.10)$$

Dapat diketahui bahwa tekanan total (P_T) dari sistem biner tersebut adalah:

$$P_T = P_A + P_B$$

Sehingga secara lengkap dapat diformulasikan:

$$P_T = x_A \cdot P_A^0 + x_B \cdot P_B^0 \quad (2.11)$$

Contoh Soal

130 gram urea ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) dicampurkan dengan 500 mL air pada suhu 30°C hingga larut. Tentukan tekanan uap larutan urea tersebut. Apakah tekanan uap larutan urea tersebut mengalami penurunan jika tekanan uap dan densitas air ketika suhu 30°C masing-masing 31.82 mmHg dan 1 gram.mL^{-1} ?

Keterangan

(Massa molar dalam g.mol^{-1} : C=12; H= 1; N= 14; O=16)

Jawab

Tentukan terlebih dahulu massa molar urea dan air

Karena terdapat 1 atom C, 4 atom H, 2 atom N, dan 1 atom O, maka massa molar urea, $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ dapat dihitung:

$$\text{Massa molar urea} = 1 \cdot 12 \text{ g.mol}^{-1} + 4 \cdot 1 \text{ g.mol}^{-1} + 2 \cdot 14 \text{ g.mol}^{-1} + 1 \cdot 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$= 12 \text{ g.mol}^{-1} + 4 \text{ g.mol}^{-1} + 28 \text{ g.mol}^{-1} + 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$= 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

Dengan cara yang sama untuk massa molar air, H_2O :

$$\begin{aligned}\text{Massa molar air} &= 2 \cdot 1 \text{ g.mol}^{-1} + 1 \cdot 16 \text{ g.mol}^{-1} \\ &= 2 \text{ g.mol}^{-1} + 16 \text{ g.mol}^{-1} \\ &= 18 \text{ g.mol}^{-1}\end{aligned}$$

Kemudian tentukan jumlah zat (n) urea dan air dalam mol. Urea adalah zat terlarut (n_t) dan air adalah pelarut (n_p)

$$\begin{aligned}n_t &= \frac{\text{massa urea (g)}}{\text{massa molar urea (g.mol}^{-1}\text{)}} \\ &= \frac{130 \text{ g}}{60 \text{ g.mol}^{-1}} \\ &= 2,167 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n_p &= \frac{\text{massa air (g)}}{\text{massa molar air (g.mol}^{-1}\text{)}} \\ &= \frac{\text{densitas} \cdot \text{volume}}{18 \text{ g.mol}^{-1}} \\ &= \frac{1 \text{ g.mL}^{-1} \cdot 500 \text{ mL}}{18 \text{ g.mol}^{-1}} \\ &= \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g.mol}^{-1}} = 27,78 \text{ mol}\end{aligned}$$

Selanjutnya hitung fraksi mol pelarutnya menggunakan Persamaan 2.4:

$$\begin{aligned}x_p &= \frac{n_p}{n_p + n_t} \\ x_p &= \frac{27,78 \text{ mol}}{27,78 \text{ mol} + 2,167 \text{ mol}} \\ x_p &= \frac{27,78 \text{ mol}}{29,947 \text{ mol}}\end{aligned}$$

$$x_p = 0,928$$

Langkah terakhir yaitu menentukan tekanan uap jenuh larutan menggunakan Persamaan 2.2:

$$P = x_p \cdot P^0$$

$$P = 0,928 \cdot 31,82 \text{ mmHg}$$

$$P = 29,517 \text{ mmHg}$$

Berdasarkan hasil yang diperoleh, diketahui bahwa tekanan uap larutan **mengalami penurunan** dari tekanan uap pelarut murni setelah penambahan senyawa urea. Besarnya nilai penurunannya dapat dihitung menggunakan Persamaan 2.8.

$$\Delta P = P^0 - P$$

$$\Delta P = 31,82 \text{ mmHg} - 29,517 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = 31,82 \text{ mmHg} - 29,517 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = 2,303 \text{ mmHg}$$

Soal latihan

Tekanan uap air pada suhu 90 °C adalah 740 mmHg. Tentukan tekanan uap larutan glukosa 25% (dalam pelarut air) pada suhu 90 °C. Tentukan pula penurunan tekanan uapnya.

2.2.2 Kenaikan Titik-Didih

Sebelum membahas kenaikan titik didih, perlu diketahui definisi dari Titik didih. Titik didih merupakan

suhu yang mengindikasikan tekanan uap cairan telah sama dengan tekanan eksternal/atmosfer (1 atm). Dengan demikian, tekanan eksternal akan menentukan titik didih suatu cairan murni. Sementara itu, kenaikan titik didih berkaitan dengan peningkatan titik didih cairan akibat penambahan zat terlarut. Dalam hal ini, dibutuhkan suhu lebih tinggi agar tekanan uap larutan menyerupai tekanan atmosfer (Myers, 2003). Peningkatan titik didih sebanding dengan peningkatan konsentrasi molal zat terlarut. Persamaan-persamaan yang ada dalam bahasan kenaikan titik didih (ΔT_b) dipaparkan sebagai berikut.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0 \quad (2.12)$$

T_b^0 = Titik didih pelarut murni

T_b = Titik didih larutan

$$T_b > T_b^0$$

$$\Delta T_b > 0$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot m \quad (2.13)$$

m = Molalitas larutan

K_b = Konstanta kenaikan titik didih per molal ($^{\circ}\text{C/molal}$)

K_b memiliki nilai $0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}$ jika menggunakan pelarut air. Nilai K_b untuk pelarut lain dapat dilihat pada Tabel 2.1.

2.2.3 Penurunan Titik beku

Titik beku adalah suhu ketika tekanan uap suatu cairan sama dengan tekanan uap fasa padatnya. Keberadaan zat terlarut akan menurunkan titik beku cairan murni yang sebanding dengan konsentrasi molalnya.

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f \quad (2.14)$$

T_f^0 = Titik beku pelarut murni

T_f = Titik beku larutan

$$T_f^0 > T_f$$

$$\Delta T_f > 0$$

$$\Delta T_f = K_f \cdot m \quad (2.15)$$

m = Molalitas larutan

K_f = Konstanta penurunan titik beku per molal ($^{\circ}\text{C}/\text{molal}$)

K_f memiliki nilai $1,86^{\circ}\text{C}/\text{molal}$ jika menggunakan pelarut air. Nilai K_f untuk pelarut lain dapat dilihat pada Tabel 2.1.

Tabel 2. 1. Konstanta kenaikan titik didih dan penurunan titik beku per molal beberapa jenis cairan atau pelarut pada tekanan 1 atm

Cairan	Titik didih normal ($^{\circ}\text{C}$)	K_b ($^{\circ}\text{C}/\text{molal}$)	Titik beku normal ($^{\circ}\text{C}$)	K_f ($^{\circ}\text{C}/\text{molal}$)
Benzena	80,1	2,53	5,5	5,12
Air	100	0,52	0	1,86
Asam asetat	117,9	2,93	16,6	3,9
Etanol	78,4	1,22	-117,3	1,99
Sikloheksana	80,7	2,79	6,6	20
Fenol	181,75	3,56	40,9	7,4

Cairan	Titik didih normal (°C)	K_b (°C/molal)	Titik beku normal (°C)	K_f (°C/molal)
Nitro benzena	210,80	5,24	5,7	7,0

Salah satu pengaplikasian penurunan titik beku adalah penambahan zat anti beku ke dalam radiator mobil. Senyawa yang biasa digunakan dan cukup populer yaitu etilen glikol. Perlindungan efektif dihasilkan saat komposisi etilen glikol dan air masing-masing 50% (Myers, 2003).

Contoh Soal

Suatu wadah berisi campuran 372,06 g etilena glikol terlarut dalam 4000 g air. Tentukan titik beku larutan tersebut jika massa molar etilena glikol adalah $62,01 \text{ g.mol}^{-1}$ (K_f air yaitu $1,86 \text{ °C/molal}$).

Jawab

Hitung terlebih dahulu molalitas (m) etilena glikol.

$$\begin{aligned}
 m &= \frac{\text{massa etilena glikol (g)}}{\text{massa molar etilena glikol (g.mol}^{-1})} \cdot \frac{1000}{\text{massa air (g)}} \\
 &= \frac{372,06 \text{ g}}{62,01 \text{ g.mol}^{-1}} \cdot \frac{1000}{4000 \text{ g}} \\
 &= 6,0 \text{ mol} \cdot 0,25 \text{ g}^{-1} \\
 &= 1,5 \text{ molal}
 \end{aligned}$$

Kemudian tentukan penurunan titik beku larutan (ΔT_f) menggunakan Persamaan 2.15.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

Diketahui bahwa:

$$K_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/m \text{ sedangkan } m = 1,5 \text{ molal}$$

$$\Delta T_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/\text{molal} \cdot 1,5 \text{ molal}$$

$$\Delta T_f = 2,79 \text{ }^\circ\text{C}$$

Selanjutnya, tentukan titik beku larutan menggunakan Persamaan 2.14. Diketahui bahwa titik beku air yaitu $0 \text{ }^\circ\text{C}$.

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

$$2,79 \text{ }^\circ\text{C} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - T_f$$

$$T_f = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 2,79 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_f = -2,79 \text{ }^\circ\text{C}$$

Sehingga titik beku larutan etilena glikol adalah $-2,79 \text{ }^\circ\text{C}$.

Soal Latihan:

1. Diketahui tekanan uap pelarut benzena murni (C_6H_6) adalah 75 mmHg. Kemudian sebanyak 180 g naftalena (C_{10}H_8) dimasukkan ke dalam wadah berisi 500 g benzena murni tersebut hingga larut. Tentukan titik beku dan titik didih larutan dalam wadah. Tentukan pula penurunan tekanan uap serta tekanan uap larutan tersebut. ($K_f\text{C}_6\text{H}_6 = 5,12 \text{ }^\circ\text{C}/\text{molal}$; Massa molar naftalena dan benzena dihitung sendiri)
2. Suatu sampel senyawa bermassa 8,8537 g mempunyai rumus empiris CH_2 dilarutkan dengan 200 gram pelarut

benzena (C_6H_6). Ternyata terjadi kenaikan titik didih sebesar $4,0^\circ\text{C}$. Tentukan massa molar dan rumus molekul senyawa tersebut. ($K_b \text{ C}_6\text{H}_6 = 2,53^\circ\text{C/molal}$)

2.2.4 Tekanan Osmotik

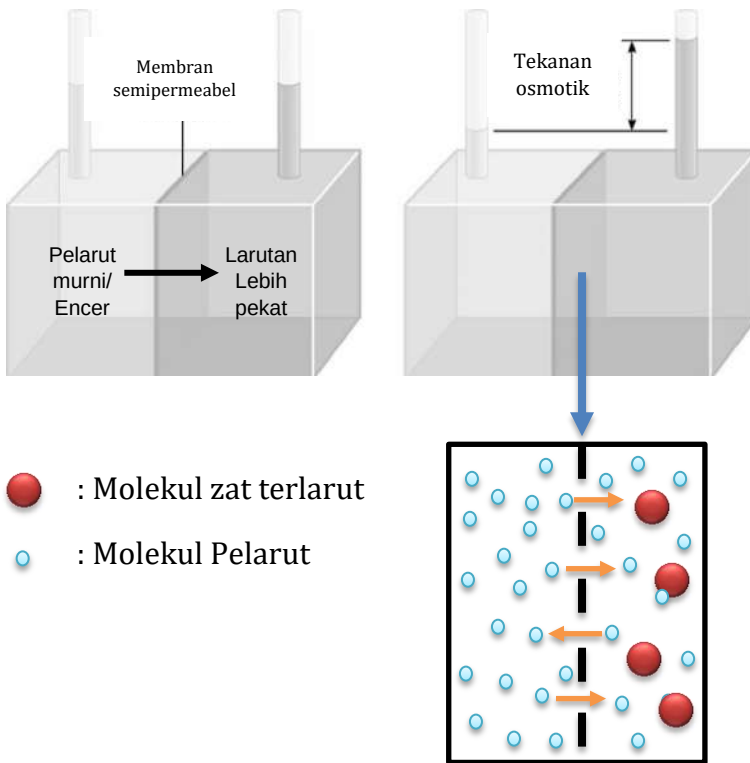
Osmosis merupakan perpindahan molekul-molekul pelarut melewati membran berpori yang bersifat semi permeabel dari pelarut murninya atau larutan konsentrasi rendah ke larutan lebih pekat. **Membran semipermeabel** dapat menghalangi aliran zat terlarut sedangkan molekul pelarut diperbolehkan untuk melewatinya. Perlu dipahami bahwa molekul-molekul pelarut melewati membran dalam dua arah, tetapi laju molekul pelarut menuju larutan pekat lebih besar daripada arah sebaliknya (Lihat gambar 2.1). Adapun tekanan yang diperlukan dalam menghambat peristiwa osmosis disebut **tekanan osmotik (π)**.

$$\pi = C \cdot R \cdot T \quad (2.16)$$

C = Konsentrasi (Molar atau M atau mol.L^{-1}),

R = Tetapan gas ($\text{atm. L. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

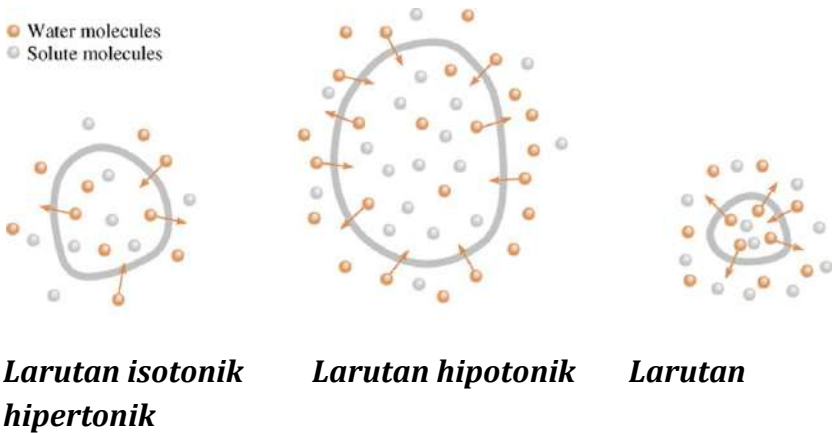
T = Suhu (K)



Gambar 2. 1. Ilustrasi peristiwa osmosis dari suatu sistem yang dipisahkan oleh membran semi permeabel, masing-masing berisi pelarut murni (ruang kiri) dan larutan pekat (ruang kanan) (Chang, 2010)

Dalam tubuh manusia, proses osmosis terjadi melalui membran sel. Umumnya konsentrasi cairan dalam sel manusia sama dengan konsentrasi cairan di luar sel yaitu setara 0,92% (massa/volume) larutan NaCl. Pada kondisi ini, tidak terjadi aliran air untuk masuk maupun keluar sel, sel tetap stabil, dan larutan tersebut dikatakan isotonik (lihat gambar 2.2). Jika kandungan larutan NaCl di luar sel lebih besar dari 0,92%, maka air akan mengalir keluar dari dalam

sel (krenasi), mengakibatkan sel mengalami penyusutan. larutan seperti ini dikatakan hipertonik. Sebaliknya jika kandungan larutan NaCl di luar sel lebih kecil dari 0,92%, maka air akan masuk ke dalam sel, menyebabkan pengembangan sel (plasmolisis). Larutan seperti ini disebut hipotonik. Jika terjadi dehidrasi atau kekurangan nutrisi pada seseorang, maka cairan yang akan diinjeksikan secara intravena harus disesuaikan sehingga bersifat isotonik dengan darah (petrucci *et al.*, 2011).



Gambar 2. 2. Ilustrasi peristiwa osmosis pada suatu sel makhluk hidup dalam suatu larutan (Chang, 2010)

Kebalikan dari osmosis adalah osmosis terbalik (*reverse osmosis*). Proses ini sering dimanfaatkan untuk mengkonversi air laut (larutan pekat) menjadi air tawar (larutan encer).

Contoh kasus

Penentuan Massa Molar berdasarkan Tekanan Osmotik:

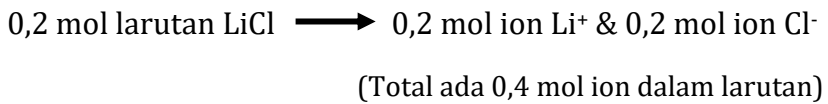
Seorang peneliti sedang menginvestigasi jenis protein dalam sel darah merah melalui pelarutan 21,5 mg protein ke dalam air bersuhu 5,0 °C. Proses ini menghasilkan 1,5 ml larutan sehingga diperoleh tekanan osmotik sebesar 3,61 Torr. Hitunglah massa molar protein dalam sel darah merah tersebut?

Petunjuk: Besaran dan konstanta yang telah diketahui yaitu tekanan osmotik (π), R, dan T. Lakukan konversi π dari satuan Torr ke atm dan T dari °C ke K. Kemudian gunakan Persamaan 2.16 untuk mencari kemolaran/konsentrasi (C). Selanjutnya, hitung jumlah mol protein dalam sel darah merah dari volume. Gunakan massa protein guna memperoleh massa molarnya.

2.3 Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

Tidak hanya larutan non elektrolit, peristiwa penurunan potensial kimia pelarut juga terjadi saat penambahan senyawa ionik. Pelarutan senyawa ionik ke dalam air akan menghasilkan larutan elektrolit. Jumlah partikel larutan elektrolit berbeda dengan larutan non elektrolit meskipun pada konsentrasi yang sama. Untuk larutan elektrolit, banyaknya ion zat terlarut harus diperhitungkan karena mengalami proses ionisasi. Akibatnya larutan elektrolit mempunyai jumlah partikel lebih banyak. Menurut teori **Arrhenius**, larutan elektrolit meliputi larutan basa, asam, serta garam. Perbandingan sifat

koligatif larutan elektrolit dan non elektrolit pada konsentrasi serupa disebut sebagai Faktor van't Hoff. Faktor ini digunakan untuk menunjukkan banyaknya ion yang ada dalam larutan. Biasanya disimbolkan dengan i . Larutan non elektrolit memiliki nilai i sama dengan 1, larutan elektrolit lemah mendekati 1, sedangkan larutan elektrolit kuat memiliki nilai i mendekati nilai teoritisnya (lihat Tabel 2.2). Oleh sebab itu, sifat koligatif larutan elektrolit menjadi lebih besar daripada larutan non elektrolit.

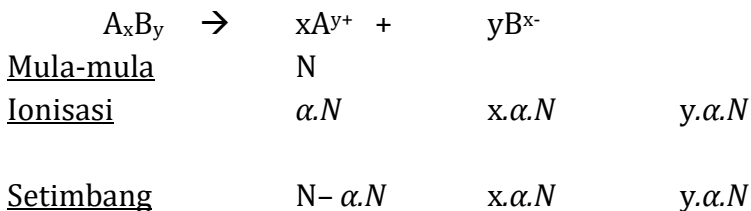


Misalnya terdapat larutan elektrolit dengan jumlah molekul mula-mula dalam konsentrasi N molar dan derajat ionisasi (α). Maka hubungan antara derajat ionisasi, jumlah molekul mula-mula, dan jumlah yang terionisasi yaitu:

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah zat yang terionisasi}}{\text{Jumlah zat semula } (N)} \quad (2.17)$$

Jumlah elektrolit terionisasi = $\alpha \cdot N$

Jika larutan elektrolit tersebut adalah A_xB_y yang terionisasi seperti persamaan reaksi berikut:



Jumlah zat setelah tahap ionisasi = $N - \alpha \cdot N + x \cdot \alpha \cdot N + y \cdot \alpha \cdot N$
atau mencapai kesetimbangan = $N (1 - \alpha + x \cdot \alpha + y \cdot \alpha)$

$$= N (1 - \alpha + (x+y) \alpha)$$

$x + y = n$, maka:

$$= N (1 - \alpha + n.\alpha)$$

$$= N (1 + n.\alpha - \alpha)$$

$$= N (1 + (n - 1)\alpha)$$

n adalah banyaknya ion setelah ionisasi. Selanjutnya, diketahui bahwa faktor van't Hoff adalah perbandingan jumlah zat pada saat setimbang (setelah ionisasi) terhadap jumlah zat mula-mula, maka:

$$i = \frac{N.(1 + (n - 1).\alpha)}{N}$$

$$i = 1 + (n - 1).\alpha \quad (2.18)$$

Dari Persamaan 2.18, diperoleh bahwa pada larutan elektrolit terdapat penambahan jumlah partikel sebesar i atau $1 + (n - 1)\alpha$. Ingat kembali nilai α elektrolit kuat, elektrolit lemah, dan non elektrolit masing-masing adalah 1, $0 < \alpha < 1$, dan 0. Karena itu, persamaan-persamaan sifat koligatif larutan elektrolit dapat ditulis:

Untuk penurunan tekanan uap: $\Delta P = x_t . P^0 . i \quad (2.19)$

Untuk kenaikan titik didih: $\Delta T_b = K_b . m_t . i \quad (2.20)$

Untuk penurunan titik beku: $\Delta T_f = K_f . m_t . i \quad (2.21)$

Untuk tekanan osmotik: $\pi = C_t . R T . i \quad (2.22)$

m_t = Kemolalan seluruh komponen larutan, berbeda dengan m (kemolalan larutan)

C_t = Kemolaran seluruh komponen larutan, berbeda dengan C (kemolaran larutan)

Tabel 2. 2. Nilai Faktor van't Hoff dari beberapa larutan non elektrolit dan elektrolit pada konsentrasi 0,1 M

Larutan	Nilai i terukur	Nilai i hasil perhitungan
Sukrosa	1	1
Glukosa	1	1
NaCl	1,9	2
MgCl ₂	2,7	3
HCl	1,9	2
KCl	1,9	2
MgSO ₄	1,3	2
FeCl ₃	3,4	4

Catatan: nilai i larutan elektrolit akan semakin mendekati nilai perhitungan saat konsentrasinya semakin kecil

Contoh soal:

Tentukan jumlah ion (n) dari larutan Mg(OH)₂, HNO₃, dan AlCl₃

Jawab

Buatlah persamaan reaksi ionisasi untuk setiap senyawa:

- a. $\text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$
 $n = 1.\text{Mg}^{2+} + 2.\text{OH}^- = 3 \text{ ion}$
- b. $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
 $n = 1.\text{H}^+ + 1.\text{NO}_3^- = 2 \text{ ion}$
- c. $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
 $n = 1.\text{Al}^{3+} + 3.\text{Cl}^- = 4 \text{ ion}$

Soal Latihan:

1. Tentukan senyawa yang memiliki titik beku sesuai urutan dari paling rendah ke tertinggi

- a. 0,1 m MgBr_2 , 0,1 m $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, dan 0,1 m KF
- b. 0,25 m H_2SO_4 , 0,5 m HF , 0,1 m, dan 0,1 m $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$
2. Hitunglah titik beku larutan NaNO_3 dengan konsentrasi 0,05 molal dan CaCl_2 dengan konsentrasi 0,01 molal?
3. Jika diketahui larutan 0,015 M K_2SO_4 memiliki tekanan osmotik sebesar 1,1083 atm pada 27 °C. Tentukan faktor van't Hoff pada konsentrasi tersebut?

DAFTAR PUSTAKA

- Ira N. Levine. 2009. Physical Chemistry 6th Edition. New York: McGraw-Hill.
- Ralf H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffry D. Madura, Carey Bissonette. 2011. General Chemistry: Principle and Modern Applications 10th Edition. Toronto: Pearson Canada.
- Raymond Chang. 2010. Chemistry 10th Edition. New York: McGraw-Hill.
- Richard Myers. 2003. The Basic of Chemistry. London. Greenwood Press.
- Yashito Takeuchi. 2006. Introduction of Chemistry. Tokyo: Iwanami Publishing Company.

BAB 3

KOLOID

Oleh Hendri satria kamal Uyun

3.1 Pendahuluan

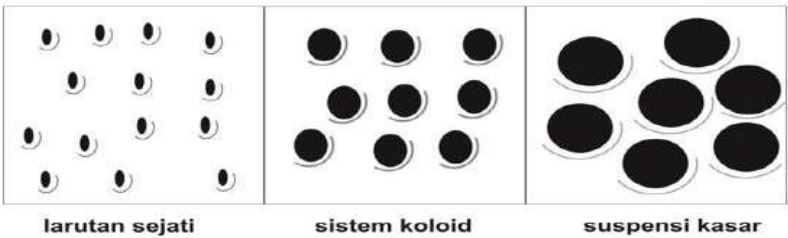
Kata koloid berasal dari bahasa Yunani yang terdiri dari kata kolla dan oid. Kolla yang berarti lem atau perekat, sedangkan oid berarti seperti atau mirip (Arnelli and Astuti, 2019). Thomas Graham seorang ahli kimia yang berasal dari Scotlandia menemukan bahwa berbagai larutan misalnya HCl dan NaCl sangat mudah mengalami difusi, sedangkan zat-zat seperti kanji gelatin dan putih telur mengalami difusi yang sangat lambat atau tidak mengalami proses difusi. Maka masing masing zat yang memiliki waktu difusi relatif. Untuk zat zat yang mudah berdifusi biasa terbentuk dari kristal padat yang mudah terlarut biasanya disebut dengan kristaloid, sedangkan untuk zat zat sukar berdifusi disebut dengan koloid (Marwanis, 2014).

Koloid adalah suatu campuran yang terletak diantara larutan sejati dan suspensi kasar. Larutan sejati memiliki ukuran partikel kurang dari 1 nm, partikel koloid memiliki partikel ukuran antara 1 nm dan 1000 nm, sedangkan suspensi kasar partikelnya berukuran lebih besar dari 1000 nm. Selain itu, larutan dan partikel koloid tidak dapat dipisahkan secara fisik secara penyaringan, namun suspensi kasar dapat dipisahkan dengan cara penyaringan. Sistem

koloid dapat dipisahkan dengan koagulasi dan flokulasi sebelumnya, meningkatkan ukuran partikel dan memungkinkannya terjadi pengendapan (Arnelli and Astuti, 2019).

N o	Aspek	Larutan	Koloid	Suspensi
1	Ukuran partikel	Ukuran partikelnya < 1 nm	Ukuran partikelnya antara 1 – 100 nm	Ukuran partikelnya > 100 nm
2	Jumlah Fase	Terdiri dari 1 fase	Terdiri dari 2 fase	Terdiri dari 2 fase
3	Kestabilan	Stabil (tidak mengendap)	Pada umumnya stabil	Tidak stabil (mudah mengendap)
4	Pemisahan	Tidak dapat disaring	Dapat disaring Dengan penyaring ultra	Dapat disaring
5	Pengamatan Mikroskop	Homogen (tidak dapat dibedakan walaupun menggunakan mikroskop ultra)	Secara makroskopis bersifat homogen tetapi jika diamati dengan mikroskop ultra, bersifat heterogen	Heterogen
6	Sistem dispersi	Molekular	Padatan halus	Padatan kasar

No	Aspek	Larutan	Koloid	Suspensi
7	Contoh	larutan gula, udara bersih, etanol 70 %	Air sabun, susu, mente ga,santan, puding	minuman kopi, air sungai yang kotor



Gambar 3. 1. Perbedaan ukuran partikel pada larutan sejati, sistem koloid dan suspensi kasar
Sumber (Arnelli and Astuti, 2019)

3.2 Jenis-jenis Koloid

Sistem dispersi merupakan penyebaran secara merata dari suatu zat ke zat lain. Zat yang mengalami penyebaran disebut dengan fase terdispersi. Sedangkan zat yang menjadi medium bagi zat lain yang mengalami dispersi disebut dengan pedispersi. Berdasarkan fase terdispersi, sistem koloid dapat dikelompokkan menjadi beberapa jenis dapat dilihat dari tabel 3.1.

Tabel 3. 1. Jenis-jenis Koloid

No	Fase Terdispersi	Fase Pendispersi	Jenis Koloid	Contoh
1	Cair	Gas	Aerosol	Kabut, awan, obat semprot
2	Padat	Gas	Aerosol	Asap rokok, debu, gas Knalpot
3	Gas	Cair	Buih/busapada	Busa sabun Krim kocok
4	Gas	Padat	Busa padat	Batu apung, kasur busa
5	Cair	Cair	Emulsi	Susu, air santan
6	Cair	Padat	Emulsi Padat	Mentega, keju, jeli
7	Padat	Cair	Sol	Cat, tanah liat, tinta
8	Padat	Padat	Sol Padat	Kaca Bewarna, Alloy

Sumber (Marwanis, 2014)

1. Dispersi Koloid

Contoh koloid ini antara lain koloid minyak dalam air dan koloid emas. Sistem ini tidak dapat diubah dan tidak stabil secara termodinamika karena energi permukaannya yang tinggi. Sistem ini dapat berupa air dalam minyak (w/o) atau minyak dalam air (o/w). Koloid ini diklasifikasikan menjadi beberapa jenis berdasarkan fase terdispersinya.

2. Larutan Makromolekul

Sistem ini merupakan larutan material makromolekul (alamiah atau sintetik) stabil secara termodinamika dan bersifat reversibel. Contoh protein dan larutan karet.

3. Koloid Asosiasi

Sistem ini tercipta oleh agregasi molekul molekul serupa, seperti larutan sabun atau deterjen. Koloid ini stabil secara termodinamika. Sistem koloid dapat dibuat dengan menggunakan beberapa metode: metode dispersi (metode mekanik dan listrik) dan metode kondensasi. Produksi sol perak iodida merupakan contoh produksi koloid dengan menggunakan metode kondensasi. Artinya, perak nitrat dan kalium iodida dalam jumlah yang sama (10^{-3} hingga 10^{-2} mol dm^{-3}) dicampur. Pemurnian sistem koloid dapat dicapai dengan dialisis (membran digunakan karena filtrasi dengan kertas saring, yang melewati partikel koloid, tidak dimungkinkan). Metode kedua adalah ultrafiltrasi, yang menggunakan tekanan atau pengisapan untuk memaksa molekul pelarut dan molekul kecil melewati membran. Elektrodialisis adalah metode ketiga, dialisis yang dimodifikasi.

Contoh-contoh koloid:

1. Mayonnaise

Ini adalah sistem koloid yang diklasifikasikan sebagai sistem emulsi koloid air dalam minyak. Ia memiliki hidrofobisitas, dan daya tarik antara media pendispersi dan pendispersi sangat lemah. Komposisi mayones umumnya terdiri dari minyak sebagai media pendispersi, air sebagai zat pendispersi, dan bahan pengemulsi (emulsifier) yang berfungsi membentuk sistem emulsi yang stabil. Kuning telur digunakan

sebagai pengemulsi dalam mayones. Contoh lainnya termasuk agar-agar. Pengemulsi yang larut dalam minyak digunakan sebagai pasta pektin dan pati untuk membentuk emulsi air dalam minyak.

2. Mentega (Butter)

Mentega adalah emulsi air dalam minyak yang tercipta dari inversi lemak susu. Protein susu adalah pengemulsi. Mentega tetap padat ketika didinginkan, tetapi pada suhu kamar konsistensinya menjadi mudah dioleskan dan pada suhu 32-35°C meleleh hingga konsistensi encer. Kepadatan mentega adalah 911g/L. Komponen utama mentega asin biasa adalah lemak (80-82%), air (15,6-17,6%), garam (sekitar 1,2%), protein, kalsium, dan fosfor (sekitar 1,2%). Mentega juga mengandung vitamin A, D, dan vitamin yang larut dalam lemak.

3.3 Sifat-Sifat koloid

1. Efek tyndall

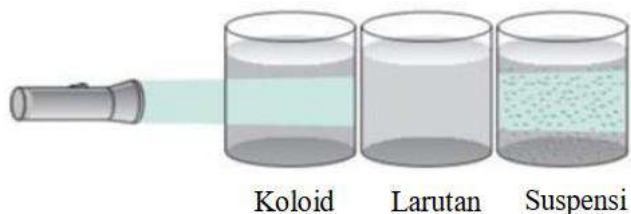
Larutan sejati akan memungkinkan cahaya melewati tanpa gangguan, sementara sistem koloid akan menyebarkan cahaya. Fenomena penyebaran cahaya dalam sistem koloid ini pertama kali dijelaskan oleh fisikawan Inggris, John Tyndall (1820-1893), dan dikenal sebagai efek Tyndall. Efek ini menjadi salah satu ciri khas yang membedakan larutan sejati dari sistem koloid (Arnelli and Astuti, 2019). Contoh efek Tyndall meliputi:

- a. Terjadinya warna biru di siang hari dan warna jingga di sore hari.
- b. Sorot cahaya senter di udara saat udara berkabut.
- c. Sinar matahari melalui celah-celah dedaunan pada waktu pagi berkabut.

2. Gerak Brown

Pergerakan acak partikel koloid pertama kali ditemukan oleh seorang ahli botani Inggris bernama Robert Brown (1827). Hal ini didasarkan pada pengamatan pergerakan partikel serbuk sari dalam cairan. Oleh karena itu, gerak acak partikel koloid dalam medium pendispersi disebut gerak Brown.

Gerakan Brown pada sistem koloid menyebabkan partikel-partikel koloid tersebar secara merata dalam medium pendispersinya. Partikel-partikel ini bergerak dengan kecepatan yang bervariasi dan akan bergerak lurus hingga mereka bertabrakan dengan partikel lain, yang mengakibatkan perubahan arah dan kecepatan gerak mereka, sehingga menciptakan pola gerak zig-zag yang dikenal sebagai gerak Brown. Fenomena ini dapat diamati menggunakan mikroskop ultra (Arnelli and Astuti, 2019).



Gambar 3. 2. Gerak Brown
sumber (Wijaya, 2022)

3. Elektroforesis

Partikel koloid yang memiliki muatan dapat mempengaruhi stabilitas koloid ketika dialiri arus listrik. Fenomena ini dapat dipahami melalui elektroforesis, di mana partikel koloid bermuatan negatif (Anion) bergerak menuju elektroda positif (kation), sedangkan partikel bermuatan positif bergerak menuju elektroda negatif (Arnelli and Astuti, 2019).

Elektroforesis merupakan teknik pemisahan makromolekul seperti DNA, Polipeptida dan DNA menggunakan medan listrik. Elektroforesis terbagi atas elektroforesis gel dan elektroforesis kertas. Perbedaanannya adalah terletak pada fase media dan fase diam yang digunakan (Jannah, 2019).



4. Adsorpsi

Partikel koloid dapat bermuatan listrik karena koloid mempunyai sifat adsorpsi. Adsorpsi merupakan peristiwa penyerapan ion-ion yang terjadi dipermukaan koloid sehingga partikel koloid menjadi bermuatan. Hal ini terjadi karena adanya gaya tarik menarik molekul-molekul pada adsorban. Misalnya Sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dalam air mengadsorpsi ion H^+ sehingga bermuatan listrik positif. Sol As_2S_3 mengadsorpsi ion S^{2-} sehingga

bermuatan negatif. Partikel koloid juga dapat mengadsorpsi molekul netral (Arnelli and Astuti, 2019).

Faktor-faktor yang mempengaruhi sifat adsorpsi antara lain

1. Permukaan partikel koloid cukup luas
2. Masa partikel koloid cukup besar

Adsorpsi merupakan suatu proses penyerapan suatu zat yang bermuatan di permukaan partikel koloid. Penerapan sifat adsorpsi dapat dilihat pada:

- a. Pengobatan sakit perut (yang disebabkan oleh Infeksi bakteri patogen) dengan menggunakan norit (arang aktif).
- b. Peristiwa penjernihan air dengan tawas ($\text{Al}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) tawas yang dimasukan dalam air akan mengalami hidrolisis dan akan membentuk Sol $\text{Al}(\text{OH})_3$ yang akan mengendap sehingga air akan jernih
- c. Pencelupan serat wol pada proses pewarnaan menggunakan $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Pada industri tekstil.
- d. Peristiwa Pemutihan gula tebu pada industri gula. Gula yang masih bewarna dilarutkan dalam air kemudian di lewatkan ke tanah diatomi dan arang aktif. Zat-zat warna didalam gula akan diabsorpsi.

5. Koagulasi

Sifat koloid yang paling penting adalah muatan partikel koloidnya. Semua partikel koloid mempunyai muatan yang sama (positif dan negatif). Karena muatannya sama, maka terdapat gaya tolak menolak

antar partikel koloid. Ini mencegah partikel-partikel koloid terikat dan koloid tetap stabil.

Ketika muatannya koloid hilang, partikel-partikel koloid akan bergabung membentuk gumpalan. Proses pengumpulannya disebut aglomerasi, dan gumpalannya disebut serpihan. Proses pengumpulan dan pengendapan partikel koloid disebut flokulasi.

Aglomerasi fisik partikel koloid terjadi melalui pemanasan atau pendinginan. Misalnya, saat memasak telur, sistem koloid albumin (protein dalam telur) akan mengalami penggumpalan saat dipanaskan. Albumin juga terdapat dalam darah, yang menyebabkan darah menggumpal ketika suhu darah meningkat. Sebaliknya pada saat membuat jeli, sistem koloidalnya perlu didinginkan agar dapat mengeras.



Gambar 3. 3. Pengumpalan Darah

Tujuan dari koagulasi adalah untuk memisahkan fase terdispersi dari medium pendispersinya. Dalam proses ini, partikel koloid dijadikan tidak stabil sehingga menggumpal dan bisa dipisahkan dari medium pendispersinya. Koagulasi koloid dapat dilakukan dengan dua metode: metode mekanik dan metode kimia.

Penerapan sifat koagulasi dapat dilihat pada

- a. Pengolahan karet lateks
- b. Penjernihan air dengan tawas

- c. Pembentukan delta
- d. Proses pengumpulan debu atau asap dari pabrik

6. Koloid pelindung

Koloid pelindung merupakan koloid yang melindungi koloid lain agar tidak mengalami pengumpulan atau koagulasi. Sifat Koloid pelindung dimanfaatkan dalam proses:

- a. Penabahan kasein pada susu.
- b. Penambahan lesitin pada margarin.
- c. Penabahan gelatin pada ice krim.
- d. Penambahan minyak silikon pada cat.

7. Dialisis

Dialisis merupakan proses penyaringan ion-ion pengotor dari partikel koloid dengan menggunakan selaput semipermeabel. Hal ini bertujuan untuk mengurangi ion-ion pengganggu dalam koloid. Sifat dialisis berhasil dimanfaatkan untuk beberapa kegiatan yaitu.

- a. Proses pemisahan ion-ion sisa dari tepung singkong
- b. Proses cuci darah pada pasien gagal ginjal.

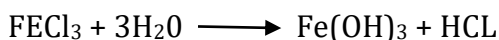
3.4 Pembuatan koloid

❖ Cara kodensasi

Cara kodensasi adalah pembuatan koloid dengan mengubah partikel partikel koloid larutan sejati yang berupa ion ion atau molekul menjadi partikel koloid atau pembuatan partikel koloid dari partikel kecil. Cara kodensasi ini terdiri atas 4 cara, yaitu.

a. Reaksi Hidrolisis

Reaksi hidrolisis ini dapat ditemukan dalam pembuatan Sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$



b. Reaksi Oksidasi

Reaksi oksidasi dapat ditemukan dalam pembuatan sol belerang dengan persamaan reaksi:



Berikut cara pembuatan sol belerang

- Mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan SO_2 atau larutan H_2O_2
- Meneteskan larutan HCl kedalam larutan NaS_2O_3^-
- Mengalirkan larutan arsen (III) Oksida ke dalam gas asam sulfida.
- Meneteskan larutan jenuh belerang ke dalam air.

c. Reaksi Reduksi

Reaksi reduksi dapat ditemukan dalam pembuatan sol emas dengan cara mereduksi Larutan AuCl_3 dengan reduktor nonelektrolit.



d. Mengubah Pelarut

Jika diperhatikan, belerang dapat larut dalam etanol, tetapi tidak dalam air. Ketika larutan jenuh belerang dalam etanol dicampurkan dengan air, belerang akan membentuk sol. Fenomena ini terjadi karena kelarutan belerang menurun saat berada dalam campuran etanol dan air.

❖ Cara dispersi

Cara dispersi adalah pembuatan koloid dari suspensi atau pembuatan koloid partikel besar menjadi partikel kecil.

Contoh-contoh cara dispersi yang dapat digunakan dalam pembuatan koloid adalah

1. Membuat sol logam cara busur Bredig
2. Membuat sol belerang dengan cara mengalirkan gas H_2S dalam endapan CdS dan NiS
3. Menambahkan larutan AlCl_3 ke dalam $\text{Al}(\text{OH})_3$ untuk membuat sol $\text{Al}(\text{OH})_3$.

DAFTAR PUSTAKA

- Arnelli and Astuti, Y. (2019) *KIMIA KOLOID DAN PERMUKAAN*. 1st edn. Yogyakarta: Deepublish.
- Jannah, M. (2019) *Lebih tahu tentang koloid*. 1st edn. Surabaya: PT. Jepe Press Media Utama.
- Marwanis, E.R. (2014) *Kimia Dasar II*. 1st edn. Yogyakarta: Deepublish.
- Wijaya, M. (2022) *MODUL PEMBEJARAN.pdf*. Makasar: Penerbit Universitas Negeri Makassar.

BAB 4

KESETIMBANGAN KIMIA

Oleh Fraulein Intan Suri

4.1 Pengantar Keseimbangan

Istilah keseimbangan sering kita dengar dalam kehidupan sehari-hari, ada dua kategori keseimbangan yaitu keseimbangan statis dan keseimbangan dinamis. Gambar 4.1. mengilustrasikan dua batu memiliki keadaan yang setara yang mengakibatkan keduanya berada dalam keadaan diam.



Gambar 4. 1. Ilustrasi Keseimbangan
(Sumber : <https://islami.co/keseimbangan>)

Contoh lainnya ketika kamu bermain dalam permainan jungkat-jungkit, ketika kedua pemain memiliki berat yang sama sehingga posisi jungkat jungkit mengalami

keseimbangan. Dua contoh ini merupakan keseimbangan statis.

Berbeda dengan 2 contoh tersebut, reaksi keseimbangan yang terjadi dalam reaksi kimia justru merupakan Keseimbangan statis dan dinamis. Keseimbangan dinamis, dalam KBBI Keseimbangan dinamis berkaitan dengan perubahan atau berhubungan dengan gerak, ilustrasikan dengan gambar 5.2.



Gambar 4. 2. Ilustrasi keseimbangan dinamis
(Sumber: <https://www.istockphoto.com/id/foto/orang-orang-bergerak-naik-dan-turun-di-eskalator-kereta-bawah-tanah-gm538179912-95663811>)

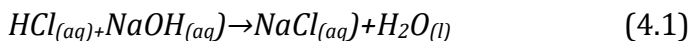
Gambar 4.2 menunjukkan orang-orang yang menggunakan eskalator pada stasiun bawah tanah. Jika laju orang yang keluar dan masuk stasiun sama dengan jumlah orang yang tetap (konstan) maka pergerakan orang-orang ini dalam keadaan setimbang.

4.2 Keseimbangan Kimia

Untuk memahami reaksi keseimbangan kita perlu mengingat kembali tentang reaksi kimia yang merupakan perubahan zat menjadi zat baru yang disertai perubahan fisika yang meliputi (perubahan warna, pembentukan endapan, pelepasan gas, penyerapan dan pelepasan kalor). Reaksi kimia bisa saja terjadi tanpa disertai gejala fisika tersebut, sehingga perlu dilakukan analisis kimia. Untuk menganalisisnya kita perlu memahami jenis reaksi kimianya.

Simbol reaksi kimia ditandai dengan panah ($\rightarrow$) dan ($\rightleftharpoons$). kedua simbol memiliki makna yang berbeda. Tanda panah satu menunjukkan reaksi berlangsung satu arah artinya reaksi tidak dapat balik (*irreversible*) dan panah 2 menunjukkan reaksi berlangsung dua arah menunjukkan reaksi dapat balik menjadi reaktan (*reversible*).

- a. Reaksi tak dapat balik (*irreversible*) contohnya reaksi penetralan asam klorida dengan natrium hidroksida.



Reaksi ini menghasilkan garam NaCl dan H₂O dan tidak bisa kembali menjadi HCl dan NaOH. Reaksi ini memungkinkan kita untuk dapat menghitung hasil reaksinya (NaCl) secara pasti, karena reaksi berlangsung secara sempurna dan berhenti saat jumlah mol zat salah satu atau semua pereaksi habis (pereaksi pembatas). Arah reaksi irreversibel hanya menuju ke pembuatan produk.

b. Reaksi reaksi bolak-balik/ reaksi Irreversible

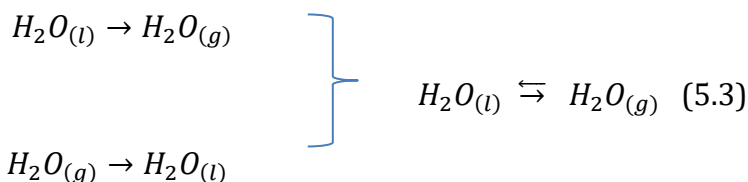
Reaksi *reversible* (reaksi bolak balik). Reaksi dikatakan sebagai reaksi bolak balik jika zat C + D berubah menjadi E + F dan secara bersamaan E + F dapat berubah kembali menjadi C+ D. Reaksi *reversible* ini dituliskan dengan persamaan 4.2. Tanda panah berganda menunjukkan reaksi 4.2 berlangsung dua arah. Jadi reaksi ini dapat berlangsung maju ke pembentukan hasil reaksi dan dapat berlangsung mundur kearah pembentukan pereaksi.



Sehingga reaksi bolak-balik ini biasanya identik dengan reaksi kesetimbangan. Akan tetapi, satu hal yang perlu diingat reaksi dapat balik (*reversible*) belum tentu termasuk ke dalam reaksi kesetimbangan.

Fenomena kesetimbangan kimia sering kita jumpai, contoh:

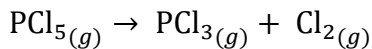
1. penguapan air dalam gelas tertutup, kita menjumpai embun di dalam gelas yang tertutup rapat ini menunjukkan kesetimbangan fasa uap-cair dimana laju molekul air yang berubah menjadi fasa gas setara dengan laju molekul gas mengembun dipermukaan tutup gelas dalam keseimbangan fasa cair. Reaksi kesetimbangan ini dituliskan dengan reaksi berikut:



2. Melarutkan gula yang banyak dalam air. Ketika gula ditambahkan ke air, sistem dapat mencapai titik di mana laju disolusi hanya sebanding dengan laju gula mengkristal artinya larutannya jenuh. Meskipun partikel gula terus mengalir bolak-balik antara larutan jenuh dan gula yang tidak larut, konsentrasi zat terlarut tetap konstan. Kelarutan suatu zat terlarut merupakan suatu sifat yang dihasilkan dari kondisi kesetimbangan.
3. Ketika larutan yodium encer dikocok dengan karbon tetraklorida murni, molekul-molekul I_2 berpindah ke lapisan CCl_4 . Ketika konsentrasi I_2 menumpuk di larutan CCl_4 , laju kembalinya I_2 ke lapisan air menjadi signifikan. Ketika molekul lewat di antara dua cairan dengan kecepatan yang sama (kondisi keseimbangan dinamis), konsentrasi I_2 di setiap lapisan tetap konstan. Pada kondisi ini, konsentrasi I_2 di dalam CCl_4 85 kali lebih banyak dibandingkan di lapisan air.

Perbandingan konsentrasi zat terlarut dalam dua pelarut yang tidak dapat bercampur disebut koefisien distribusi. Koefisien distribusi, yang menunjukkan pembagian zat terlarut antara dua pelarut yang tidak dapat bercampur, merupakan sifat yang dihasilkan dari kondisi kesetimbangan.

4. Pemanasan Gas PCl_5 menghasilkan PCl_3 dan Cl_2



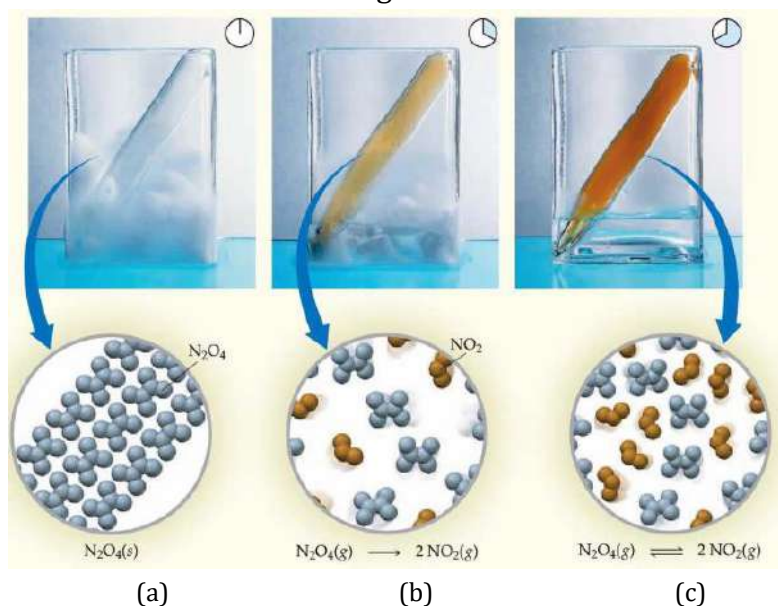
Awalnya PCl_5 diberikan tekanan sebesar 1,0 atm dalam wadah tertutup pada suhu 250 °C, sesaat kemudian terjadi peningkatan tekanan gas di dalam wadah secara signifikan dan kemudian semakin lambat

dan berhenti ketika tekanan maksimum 1,7 atm tercapai.

Dihasilkan 2 mol gas untuk satu mol PCl_5 yang terurai, jika reaksi selesai maka tekanan akhir akan menjadi 2,0 atm. Kami menyimpulkan bahwa penguraian PCl_5 (g) merupakan reaksi reversibel yang mencapai kondisi setimbang.

Berdasarkan contoh di atas, dapat diambil kesimpulan bahwa reaksi bolak-balik dikatakan sebagai reaksi kesetimbangan jika: terjadi dalam sistem tertutup, konsentrasi semua zatnya tetap laju reaksi maju sama dengan laju reaksi balik.

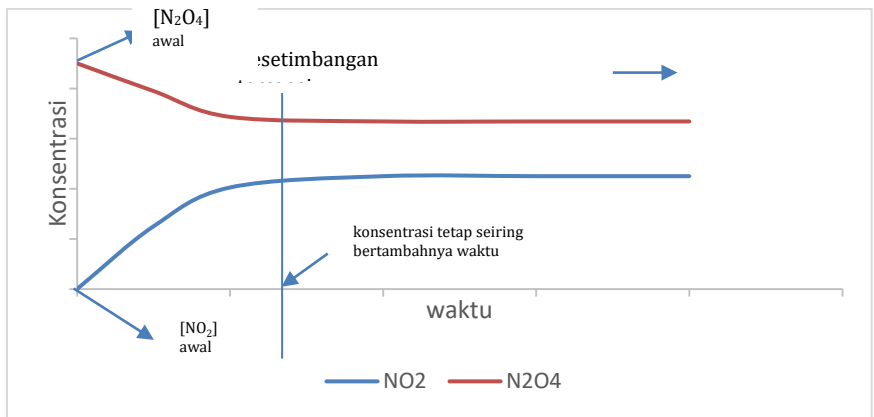
Mengamati gejala molekul yang terjadi pada molekul saat kesetimbangan akan mempermudah kita memahami kesetimbangan.



Gambar 4. 3. Kestimbangan $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$
(sumber: Brown, 2009)

Kondisi awal N_2O_4 tak berwarna alam keadaan beku Gambar 4.3 (a), ketika suhu dinaikkan di atas titik didihnya ($21,2\text{ }^{\circ}\text{C}$) warna gas pada tabung mulai berubah menjadi coklat yang menandakan terjadi disosiasi N_2O_4 menjadi NO_2 Gambar 5.3 (b). dan warna berhenti ketika keseimbangan tercapai Gambar 4.3 (c).

Perubahan konsentrasi untuk reaksi N_2O_4 dan NO_2 di atas dalam bentuk gambar 4.3.



Gambar 4. 4. Kurva kesetimbangan $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

4.3 Melakukan Percobaan Keseimbangan Kimia

Untuk memahami lebih lanjut mengenai Keseimbangan Kimia, silahkan siapkan alat dan bahan berikut: Metilen biru, Larutan glukosa (gula/ madu), Natrium hidroksida (NaOH), Tabung reaksi, Penangas air panas/dingin, Pipet tetes, Gelas ukur.

4.3.1 Prosedur yang perlu dilakukan

Persiapan Larutan: Siapkan larutan metilen biru dengan konsentrasi yang telah ditentukan

Cara pembuatan

1. Buat larutan 0,05 g metilen biru dalam 50 mL etanol (0,1%).
2. KOH 8 gram dilarutkan dengan air dalam labu takar 1 L
3. Tambahkan 300 mL Air dan 10 g glukosa dan aduk hingga padatan larut (bisa diganti dengan Madu).
4. Tambahkan 5 mL larutan metilen biru. Jumlah pasti yang digunakan tidak penting.

1. Pengamatan Awal:

Amati dan catat warna awal larutan.

2. Penambahan NaOH:

Tambahkan beberapa tetes NaOH ke dalam larutan, dan amati perubahan warna yang terjadi.

3. Perubahan Suhu:

Tempatkan tabung reaksi dalam penangas air panas atau dingin, dan amati perubahan warna yang terjadi. Perubahan suhu dapat mempengaruhi posisi kesetimbangan, menyebabkan metilen blue berubah warna.

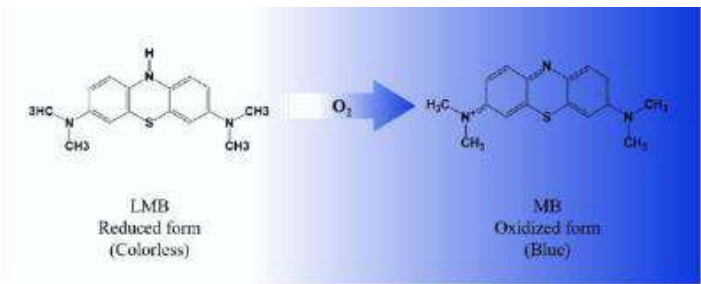
4. Pengembalian ke Kondisi Awal:

Biarkan larutan pada suhu kamar, dan amati apakah warna kembali ke keadaan awal atau tidak.

Tabel 4. 1. Tuliskan hasil pengamatan

Pengamatan Awal	Penambahan NaOH	Perubahan Suhu	Pengembalian ke Kondisi Awal

4.3.2 Penjelasan Teori



Gambar 4. 5. Reaksi keketimbangan metilen biru

(Sumber: <https://www.researchgate.net/publication/326508990>)

Perubahan warna terjadi ketika Metilen Biru mengalami reaksi reduksi-Oksidasi di dalam larutan yang dibuat. Glukosa dalam larutan basa bertindak sebagai agen pereduksi dan mereduksi kompleks metilen biru yang ditambahkan mengakibatkan perubahan warna dari bentuk biru menjadi bentuk yang tidak berwarna.

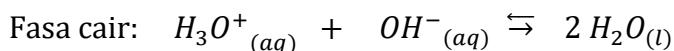
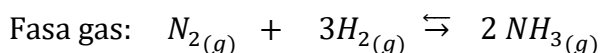
Mengocok larutan meningkatkan konsentrasi oksigen dalam campuran dan ini mengoksidasi metilen biru kembali ke bentuk birunya. Ketika oksigen yang terlarut telah habis, metilen biru perlahan-lahan akan direduksi kembali menjadi bentuk yang tidak berwarna oleh glukosa yang

tersisa, dan siklus ini dapat diulang berkali-kali dengan mengocok lebih lanjut.

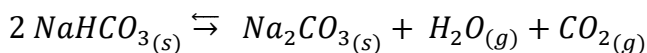
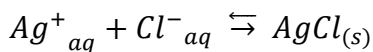
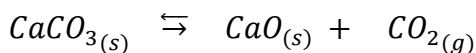
4.4 Jenis- Jenis Kestimbangan

Kestimbangan kimia terbagi menjadi 2 (dua) jenis yaitu Kestimbangan homogen dan Heterogen. Kestimbangan Homogen terjadi saat pereaksi dan hasil reaksi berada dalam satu fasa,

Berikut adalah contoh-contoh reaksi kestimbangan homogen:



Ekspresi aksi masa dan hukum keseimbangan kimia untuk jenisreaksi ini dapat diprediksi melalui koefisien reaksi dari persamaan kimia yang setara. Kestimbangan dikatakan heterogen ketika fasa pereaksi dan hasil reaksi berada pada fasa yang berbeda. Contoh:

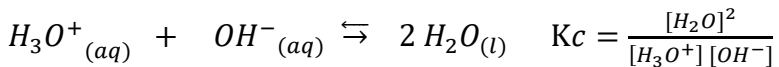


4.5 Faktor Yang Mempengaruhi Keseimbangan

Bila terdapat gangguan dalam sistem keseimbangan, sistem tersebut akan membuat aksi agar sistem tetap berada dalam keadaan setimbang. Ini dikenal dengan Asas Le Chatelier. Yang biasa digunakan untuk menentukan faktor apa yang perlu diubah untuk menghasilkan sejumlah produk yang diinginkan. Beberapa faktor yang mempengaruhi keseimbangan diantaranya

4.5.1 Konsentrasi

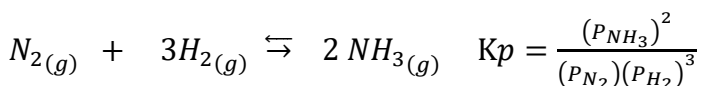
Hubungan yang antara konsentrasi molar reaktan dan produk pada reaksi keseimbangan dapat diprediksi dari hukum keseimbangan sebagai contoh:



Ketika konsentrasi molar Ion OH^- dikurangi maka $Q_c > K_c$, sehingga keseimbangan akan bergeser ke arah pembentukan reaktan (OH^-). **Hal sebaliknya terjadi jika H_2O dikurangi yang terjadi adalah $Q_c < K_c$ maka sistem akan mempertahankan keseimbangan dengan mengubah reaktan menjadi H_2O .**

4.5.2 Tekanan

Berdasarkan hukum gas ideal dimana **$PV=nRT$ menunjukkan kenaikan suhu berbanding lurus dengan tekanan.** Tumbukan molekul mengakibatkan gas-gas memiliki tekanan dalam wadah tertutup, dengan menaikkan suhu maka tumbukan-tumbukan molekul gas akan semakin besar akibatnya tekanan gas juga meningkat.



Jika dalam sistem kesetimbangan tekanan diperbesar, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah zat yang memiliki jumlah mol yang lebih kecil, dan ini berlaku sebaliknya.

Volume berbanding terbalik dengan tekanan, semakin kecil volume wadah maka tekanan gas akan semakin besar. Jika reaksi kesetimbangan dalam gas volume gas tertentu dikurang maka kesetimbangan akan bergeser ke arah zat yang memiliki jumlah mol terkecil.

4.5.3 Suhu

Sistem kesetimbangan N_2O_4 dan NO_2 yang ditunjukkan Gambar 5.3 menjelaskan bahwa reaksi penguraian N_2O_4 menjadi NO_2 bersifat endoterm $\Delta H = +57,2$ kJ/mol. Artinya jika terjadi kenaikan suhu maka kesetimbangan akan bergeser ke arah pembentukan NO_2 . Pada suhu yang lebih tinggi, molekul-molekul memiliki energi kinetik yang lebih besar, yang memungkinkan mereka untuk mengatasi penghalang energi yang lebih tinggi dalam reaksi endoterm. Akibatnya, reaksi endoterm akan lebih cepat terjadi pada suhu yang lebih tinggi, mendorong kesetimbangan ke arah yang menyerap panas.

4.5.4 Katalis

Jika katalis digunakan dalam reaksi kesetimbangan antara N_2O_4 dan NO_2 , katalis akan bekerja dengan menyediakan jalur reaksi alternatif yang memiliki energi aktivasi lebih rendah dibandingkan dengan jalur reaksi

tanpa katalis, sehingga mempercepat laju pembentukan NO_2 dari N_2O_4 serta pembentukan kembali N_2O_4 dari NO_2 .

Namun, rasio akhir antara NO_2 dan N_2O_4 pada kesetimbangan tetap tidak berubah. Artinya, katalis hanya mempercepat waktu yang dibutuhkan untuk mencapai kesetimbangan, tetapi tidak mempengaruhi jumlah akhir reaktan dan produk pada kesetimbangan.

DAFTAR PUSTAKA

Brown, T.L., 2009. Chemistry : the central science. Pearson Prentice Hall.

Theodore I. Brown. Chemistry the central Sience.
<https://edu.rsc.org/experiments/the-blue-bottle-experiment/729.article>

BAB 5

TETAPAN KESETIMBANGAN

Oleh Luluk Edahwati

5.1 Pengertian Tetapan Keseimbangan

Tetapan keseimbangan adalah salah satu konsep fundamental dalam kimia yang memainkan peran penting dalam memahami bagaimana reaksi kimia berlangsung dan mencapai keadaan keseimbangan. Dalam banyak reaksi kimia, terutama yang melibatkan reaksi reversibel, reaktan tidak sepenuhnya berubah menjadi produk, tetapi mencapai suatu kondisi di mana laju reaksi maju sama dengan laju reaksi balik. Pada titik ini, sistem dikatakan berada dalam keseimbangan dinamis.

Konsep keseimbangan kimia tidak hanya penting secara teoretis, tetapi juga memiliki aplikasi praktis yang luas dalam berbagai bidang, termasuk industri kimia, biokimia, lingkungan, dan banyak lagi. Misalnya, dalam industri kimia, pemahaman tentang keseimbangan reaksi sangat penting untuk mengoptimalkan kondisi proses agar mendapatkan hasil produk yang maksimal dengan efisiensi tinggi. Dalam bidang biokimia, keseimbangan reaksi enzimatik mempengaruhi berbagai proses biologis penting dalam tubuh manusia.

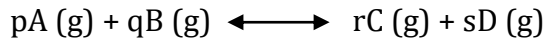
Tetapan kesetimbangan, yang dilambangkan dengan simbol K , memberikan gambaran kuantitatif tentang posisi kesetimbangan suatu reaksi kimia. Tetapan ini dapat dinyatakan dalam bentuk tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c) atau tetapan kesetimbangan tekanan (K_p), tergantung pada apakah konsentrasi atau tekanan digunakan untuk menggambarkan keadaan sistem.

Pemahaman tentang tetapan kesetimbangan memungkinkan para ilmuwan dan insinyur untuk memprediksi komposisi campuran reaksi pada kesetimbangan, serta bagaimana perubahan kondisi eksternal seperti suhu, tekanan, dan konsentrasi mempengaruhi kesetimbangan tersebut. Prinsip *Le Chatelier*, yang terkait erat dengan konsep kesetimbangan, menjelaskan bagaimana sistem kesetimbangan merespons perubahan kondisi eksternal untuk mencapai kembali keadaan kesetimbangan.

5.2 Persamaan Tetapan Kesetimbangan

Pada suhu konstan, dalam sebuah reaksi kesetimbangan, terdapat hubungan antara konsentrasi pereaksi dan konsentrasi produk dengan tetapan kesetimbangan (K). Hukum kesetimbangan, seperti yang dikemukakan oleh Guldberg dan Waage, menyatakan bahwa "Pada kondisi setimbang pada suhu tertentu, hasil kali konsentrasi produk dibagi dengan hasil kali konsentrasi pereaksi, di mana masing-masing konsentrasi dipangkatkan sesuai koefisiennya, memiliki nilai tetap." Nilai ini dikenal sebagai tetapan kesetimbangan (K)

Tetapan kesetimbangan (K) adalah angka yang menunjukkan perbandingan kuantitatif antara produk dan pereaksi. Secara umum, reaksi kesetimbangan dapat dinyatakan sebagai:



Ketika terjadi perubahan pada sistem dalam reaksi kesetimbangan, kesetimbangan akan bergeser, menyebabkan perubahan komposisi zat-zat untuk mencapai kesetimbangan baru. Secara umum, tetapan kesetimbangan menggambarkan perbandingan antara hasil kali molaritas reaktan dengan hasil kali molaritas produk, di mana masing-masing dipangkatkan sesuai dengan koefisien reaksinya.

Pernyataan diatas dapat dituliskan $K = \frac{[C]^r \times [D]^s}{[A]^p \times [B]^q}$

Keterangan :

K = tetapan kesetimbangan

$[A]$ = molaritas zat A (M)

$[B]$ = molaritas zat B (M)

$[C]$ = molaritas zat C (M)

$[D]$ = molaritas zat D (M)

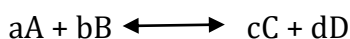
5.3 Jenis – Jenis Tetapan Kestimbangan

Tetapan kesetimbangan (K) adalah suatu konstanta (angka tetap) yang menggambarkan perbandingan zat-zat di sisi produk dengan zat-zat di sisi pereaksi dalam suatu reaksi kesetimbangan. Setiap reaksi memiliki nilai K yang spesifik, yang hanya dapat berubah jika terjadi perubahan suhu.

Ada dua jenis tetapan kestimbangan, yaitu K_c dan K_p . K_c dihitung berdasarkan konsentrasi molar zat-zat yang terlibat dalam reaksi, sedangkan K_p dihitung berdasarkan tekanan parsial gas-gas yang terlibat, khusus untuk reaksi dalam fase gas. (Kiki Yuliza, 2017)

1. K_c (Kestimbangan yang diukur berdasarkan konsentrsi molar zat)

Merupakan konstanta/tetapan kestimbangan konsentrasi (K_c) yang menggambarkan rasio konsentrasi molar produk terhadap reaktan pada keadaan kestimbangan untuk reaksi yang berlangsung dalam fase cair atau gas. Reaksi secara umum dapat dituliskan :



Tetapan kestimbangannya dapat dituliskan sebagai berikut $K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

dimana $[A]$, $[B]$, $[C]$, dan $[D]$ adalah konsentrasi molar dari zat-zat pada kestimbangan sedangkan a , b , c , dan d adalah koefisien stoikiometri dalam persamaan reaksi.

Contoh;

Untuk reaksi: $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$, tetapan kestimbangan konsentrasi (K_c) adalah:

$$K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$$

apabila dalam keadaan kestimbangan konsentrasi dari $[N_2O_4] = 0,5 \text{ M}$ dan konsentrasi dari $[NO_2] = 1 \text{ M}$ maka besarnya $K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$

$$= \frac{0,5}{[1]^2} = 0,5$$

Faktor-faktor yang mempengaruhi nilai dari K_c diantaranya;

a. Suhu

Jika suhu sistem berubah maka nilai K_c juga akan berubah. Untuk reaksi eksotermik dan endotermik, besarnya K_c akan berbeda terhadap perubahan suhu.

Contoh;

Tentukan nilai K_c apabila reaksi dibawah ini dinaikkan menjadi 350 oK. Reaksi eksotermik dari $A + B \rightleftharpoons C + D$ memiliki tetapan kesetimbangan K_c sebesar 50 pada suhu 300 oK.

Penyelesaian

Untuk menyelesaikan contoh soal tersebut terlebih dahulu harus dipahami apakah yang dimaksud dengan reaksi eksotermik. Reaksi eksotermik melepaskan panas ke lingkungan, sehingga peningkatan suhu akan menggeser kesetimbangan ke arah reaktan, pernyataan tersebut juga dijelaskan dalam prinsip *Le Chatelier*. Dalam prinsip *Le Chatelier* juga dijelaskan “Jika suhu sistem dinaikkan, sistem akan mencoba untuk menyerap panas tambahan dengan menggeser kesetimbangan ke arah yang menyerap panas, yaitu ke arah reaktan” untuk reaksi eksotermik. Dengan demikian dari hasil penjelasan diatas proses kesetimbangan akan

bergeser ke arah reaktan sehingga harga K_c akan lebih kecil dari 50. Untuk lebih detailnya dapat digunakan persamaan *van't Hoff*.

$$\ln \left(\frac{K_{c2}}{K_{c1}} \right) = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \dots\dots\dots (1)$$

dimana * K_{c1} dan K_{c2} adalah tetapan kesetimbangan pada suhu T_1 dan T_2 .

- * ΔH° adalah perubahan entalpi standar reaksi (positif untuk endotermik, negatif untuk eksotermik).
- * R adalah konstanta gas universal (8.314 J/mol·K).
- * T_1 dan T_2 adalah suhu dalam Kelvin.

dari contoh soal diatas diketahui $\Delta H^\circ = -100 \text{ kJ / mol} = -100000 \text{ J/mol}$. $T_1 = 300 \text{ oK}$ $T_2 = 350 \text{ oK}$ dan $K_{c1} = 50$. Dari harga ini disubstitusikan kedalam persamaan (1) didapat :

$$\ln \left(\frac{K_{c2}}{50} \right) = -\frac{-100000}{8.314} \left(\frac{1}{350} - \frac{1}{300} \right)$$

$$\ln \left(\frac{K_{c2}}{50} \right) = \frac{100000}{8.314} (-0.0002381)$$

$$\ln \left(\frac{K_{c2}}{50} \right) = -2.86$$

$$\frac{K_{c2}}{50} = e^{-2.86}$$

$$K_{c2} = 50 \times e^{-2.86} = 50 \times 0.057 = 2.85 \dots\dots\dots (\text{terbukti})$$

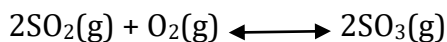
Jadi nilai K_c pada suhu 350 K adalah 2.85 yang lebih rendah dari 50.

b. Konsentrasi

Meskipun perubahan konsentrasi reaktan atau produk akan menyebabkan sistem bergerak menuju kesetimbangan baru, nilai K_c untuk reaksi tertentu pada suhu tertentu tetap konstan. Hal ini berarti bahwa pada suhu tertentu, rasio konsentrasi produk dan reaktan pada kesetimbangan tidak berubah, asalkan suhu sistem tetap konstan. Nilai K_c hanya dipengaruhi oleh suhu dan tidak oleh perubahan konsentrasi reaktan atau produk. Jika konsentrasi salah satu reaktan atau produk diubah, sistem akan merespons untuk mencapai kesetimbangan baru sesuai dengan prinsip Le Chatelier. Meskipun konsentrasi reaktan dan produk dapat berubah selama penyesuaian ini, nilai K_c tetap konstan pada suhu tersebut.

Contoh ;

Reaksi eksotermis berikut terjadi pada suhu 300 K



diketahui pada suhu 300 K nilai $K_c=10$. Jika konsentrasi awal $[\text{SO}_2]=0.5 \text{ M}$, $[\text{O}_2]=0.2 \text{ M}$ dan $[\text{SO}_3]=0 \text{ M}$, tentukan konsentrasi kesetimbangannya jika konsentrasi SO_2 ditingkatkan menjadi 1.0 M.

Penyelesaian

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} \dots\dots\dots (2)$$

Misalkan perubahan konsentrasi dari SO_2 akan sebesar x saat reaksi mencapai kesetimbangan.

Dari persamaan reaksi dapat dituliskan :

$$[\text{SO}_2] = 1.0 - 2x$$

$$[\text{O}_2] = 0.2 - x$$

$$[\text{SO}_3] = 2x$$

Jika harga-harga tersebut dimasukkan kedalam persamaan (2) didapat

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

$$10 = \frac{[2x]^2}{[1.0-2x]^2[0.2-x]} \Rightarrow x = 0.1$$

Dengan mensubstitusikan harga $x = 0.1$ akan didapat

$$[\text{SO}_2] = 1.0 - 2(0.1) = 0.8 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0.2 - (0.1) = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3] = 2(0.1) = 0.2 \text{ M}$$

Bukti bahwa pada suhu tertentu, rasio konsentrasi produk dan reaktan pada kesetimbangan tidak berubah, asalkan suhu sistem tetap konstan.

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

$$K_c = \frac{[0.2]^2}{[0.8]^2[0.1]} = 10 \dots\dots\dots \text{ terbukti}$$

Nilai K_c tetap sama, yang menegaskan bahwa tetapan kesetimbangan tetap konstan meskipun konsentrasi awal diubah.

c. Katalisator

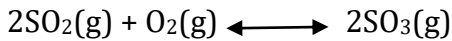
Katalisator adalah zat yang mempercepat laju reaksi kimia tanpa mengalami perubahan permanen. Zat ini berfungsi dengan menyediakan jalur reaksi alternatif yang memiliki energi aktivasi lebih rendah, sehingga reaksi dapat terjadi dengan lebih cepat. Katalisator dapat mempercepat laju reaksi dalam mencapai kesetimbangan akan tetapi tidak akan mengubah posisi kesetimbangan atau nilai K_c .

Beberapa pengaruh Katalisator pada Kesetimbangan:

- **Mempercepat Laju Reaksi Mencapai Kesetimbangan:** Katalisator mempercepat laju reaksi maju dan mundur secara bersamaan, sehingga sistem lebih cepat mencapai keadaan kesetimbangan.
- **Posisi Kesetimbangan:** Katalisator tidak mengubah konsentrasi reaktan dan produk pada kesetimbangan, sehingga posisi kesetimbangan tidak berubah.
- **Nilai K_c konstan:** Karena posisi kesetimbangan tidak berubah, nilai K_c juga tetap konstan meskipun katalisator ditambahkan

Contoh;

Diketahui reaksi sebagai berikut.



Jika menggunakan katalisator, waktu untuk mencapai kesetimbangan berkurang menjadi 2 menit. Apakah nilai K_c akan berubah? Berapa konsentrasi kesetimbangan dari SO_3 jika konsentrasi awal $\text{SO}_2 = 1.0 \text{ M}$, $\text{SO}_2 = 1.0 \text{ M}$ dan $\text{O}_2 = 0.5 \text{ M}$.

Penyelesaian

a. Nilai K_c

Nilai K_c tidak akan berubah karena katalisator hanya mempercepat waktu yang diperlukan untuk mencapai kesetimbangan, tetapi tidak akan merubah nilai K_c tetap sama karena katalisator tidak mempengaruhi posisi kesetimbangan.

b. **Konsentrasi Kesetimbangan**

Asumsi nilai $K_c = 0.5$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

Dari persamaan reaksi dapat dituliskan:

$$[\text{SO}_2] = 1.0 - 2x$$

$$[\text{O}_2] = 0.2 - x$$

$$[\text{SO}_3] = 2x$$

Substitusi kedalam persamaan:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

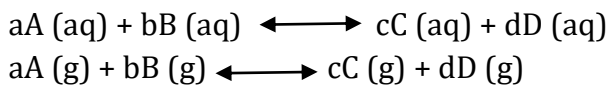
$$0.5 = \frac{[2x]^2}{[1.0 - 2x]^2[0.2 - x]}$$

$$X = 0.2 \text{ M}$$

Penting : Pada reaksi kesetimbangan, perhitungan konstanta kesetimbangan konsentrasi hanya melibatkan zat yang memiliki fase gas (g) dan larutan (aq) saja. Sedangkan zat fase padat (s) dan cair (l) K_c dianggap = 1. Mengapa ? Karena fase padat (s) dan cair (l) tidak memiliki konsentrasi dalam istilah volume, melainkan ditentukan oleh faktor-faktor lain seperti densitas atau massa jenis, maka kedua fase ini tidak dilibatkan dalam rumus tetapan kesetimbangan K_c dan diberi nilai=1.

a. Kestimbangan Homogen

Sesuai dengan namanya yang mengandung kata “homogen” merupakan jenis kesetimbangan yang terjadi pada saat produk dan juga reaktannya berasal dari fase yang sama, yaitu seluruhnya gas (g) atau seluruhnya cairan (aq). Misalnya sebagai berikut:



maka nilai kesetimbangannya adalah :

$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \dots\dots\dots (3)$$

dimana K_c = tetapan kesetimbangan (molar)

$[A]$ = molaritas zat A (M)

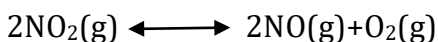
$[B]$ = molaritas zat B (M)

$[C]$ = molaritas zat C (M)

$[D]$ = molaritas zat D (M)

Contoh :

Pada suhu tertentu, gas NO_2 terurai menurut reaksi kesetimbangan berikut:



Diketahui bahwa pada keadaan awal, 2 mol NO_2 dimasukkan ke dalam wadah berukuran 1 liter. Setelah kesetimbangan tercapai, diketahui bahwa konsentrasi O_2 adalah 0,2 M. Hitung tetapan kesetimbangan K_c untuk reaksi ini.

Penyelesaian

Zat	Konsentrasi awal (M)	Perubahan (M)	Konsentrasi Kestimbangan (M)
NO_2	2	-2x	$2 - 2x$
NO	0	+2x	2x
O_2	0	+x	x

Diketahui bahwa konsentrasi O_2 pada kesetimbangan adalah 0,2 M, jadi $x=0,2$ M

Substitusi nilai x kedalam persamaan reaksi didapat;

$[\text{NO}_2]$ kesetimbangan = $2,0 - 2(0,2) = 2,0 - 0,4 = 1,6$ M

$[\text{NO}]$ kesetimbangan = $2(0,2) = 0,4$ M

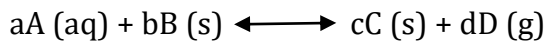
$$[O_2]_{\text{kestimbangan}} = 0,2 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[NO]^2 \times [O_2]}{[NO_2]^2}$$

$$K_c = \frac{[0,4]^2 \times [0,2]}{[1,6]^2} = 0,0125$$

b. Kestimbangan Heterogen

Kestimbangan heterogen adalah jenis kestimbangan yang terjadi ketika produk dan pereaksi berada dalam fase yang berbeda. Dalam kestimbangan ini, hanya komponen yang berwujud gas (g) dan cairan (aq) yang mempengaruhi tetapan kestimbangan.



$$K_c = \frac{[D]^d}{[A]^a} \dots\dots\dots (4)$$

K_c adalah tetapan kestimbangan; $[A]$ adalah molaritas zat A (M); $[D]$ adalah molaritas zat D (M). Zat B tidak termasuk dalam perhitungan rumus karena berada dalam fase padat (s), yang dianggap memiliki molaritas 1. Selain padatan, zat dalam bentuk cair (liquid) juga dianggap memiliki molaritas 1. Hal ini disebabkan karena senyawa dalam fase padat dan cair adalah senyawa murni yang tidak diencerkan dengan air atau dicampur dengan pelarut lain.

Contoh;

Pada suhu tertentu, kalsium karbonat ($CaCO_3$) terurai menjadi kalsium oksida (CaO) dan gas karbon dioksida (CO_2) menurut reaksi berikut: $CaCO_3(s) \longleftrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

Jika pada keadaan berkesetimbangan, tekanan parsial CO_2 diketahui 0,5 atm.

Berapakah tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c) untuk reaksi tersebut pada suhu 25°C , diketahui: $R=0,0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Penyelesaian;

Dalam reaksi ini, CaCO_3 dan CaO adalah zat padat, sementara CO_2 adalah gas. Karena diminta menghitung tetapan kesetimbangan K_c dengan demikian hanya gas yang akan diperhitungkan, yaitu CO_2 .

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

Selanjutnya akan dikonversi tekanan parsial gas CO_2 kedalam Molar. Dalam kasus ini proses yang digunakan untuk menghubungkan tekanan gas dalam suatu sistem dengan konsentrasi molarnya menggunakan persamaan gas ideal. Persamaan gas ideal = $PV = nRT$ (5)

Di mana:

- P adalah tekanan gas (dalam atmosfer, atm),
- V adalah volume gas (dalam liter, L),
- n adalah jumlah mol gas,
- R adalah tetapan gas ideal ($0,0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)
- T adalah suhu gas dalam Kelvin (K).

Konsentrasi molar $[\text{CO}_2]$ didefinisikan sebagai jumlah mol gas per liter, yang dinyatakan sebagai:

$$[\text{CO}_2] = \frac{n}{V} \text{ (6)}$$

Substitusi persamaan (6) kedalam persamaan (5)

$$\text{didapat } P = \frac{n}{V} RT \text{ (7)}$$

karena $\frac{n}{V} = [\text{CO}_2]$ maka persamaan (7) ditulis $P = [\text{CO}_2] \cdot RT$

$$[\text{CO}_2] = \frac{P}{RT} \dots\dots\dots (8)$$

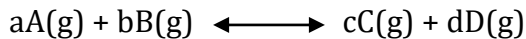
Substitusikan nilai yang diketahui kedalam persamaan (8):

- $P = 0,5 \text{ atm}$,
- $R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- $T = 298 \text{ K}$.

$$\begin{aligned} [\text{CO}_2] &= \frac{0,5 \text{ atm}}{0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 298 \text{ K}} \\ &= \frac{0,5}{24,4758} = 0,0204 \text{ mol/L} \\ K_c &= [\text{CO}_2] = 0,0204 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

2. K_p (Kestimbangan yang diukur berdasarkan tekanan parsial zat)

K_p , adalah sebuah nilai konstan yang menggambarkan rasio antara tekanan parsial produk dan reaktan dalam suatu reaksi kimia pada keadaan kestimbangan. K_p biasanya digunakan untuk reaksi-reaksi yang melibatkan gas, di mana konsentrasi zat sering kali lebih mudah diukur atau dinyatakan dalam bentuk tekanan parsial daripada konsentrasi molar.



$$K_p = \frac{[P_C]^c \times [P_D]^d}{[P_A]^a \times [P_B]^b} \dots\dots\dots (9)$$

dimana:

~ P_A, P_B, P_C , dan P_D adalah tekanan parsial masing-masing gas A, B, C, dan D pada keadaan berkesetimbangan.

~ a,b,c, dan d adalah koefisien stoikiometri dari masing-masing gas dalam persamaan reaksi.

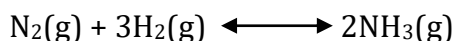
Untuk menentukan tekanan parsial suatu zat dari tekanan parsial totalnya digunakan persamaan sebagai berikut:

$$P_x = \frac{\text{mol } x}{\text{mol total}} \times P \text{ total} \dots\dots\dots(10)$$

Dalam tetapan kesetimbangan tekanan parsial juga dibagi menjadi 2 (dua) yaitu reaksi homogen dan heterogen.

a. Kp Reaksi Homogen

Tetapan kesetimbangan tekanan (Kp) untuk **reaksi homogen** adalah nilai konstan yang menggambarkan rasio tekanan parsial gas-gas yang terlibat dalam reaksi kimia yang semuanya berada dalam satu fase, yaitu fase gas. Dalam konteks ini, "homogen" berarti semua zat yang berpartisipasi dalam reaksi berada dalam fase yang sama (gas).



$$K_p = \frac{[P_C]^c \times [P_D]^d}{[P_A]^a \times [P_B]^b}$$

Contoh ;

diketahui reaksi $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longleftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$

Jika tekanan parsial SO_2 , O_2 dan SO_3 pada kesetimbangan masing-masing adalah 0,3 atm, 0,2 atm,

dan 0,6 atm, maka $K_p = \frac{[P_{\text{SO}_3}]^2}{[P_{\text{SO}_2}]^2 [P_{\text{O}_2}]}$

$$K_p = \frac{[0,6]^2}{[0,3]^2 [0,2]} = 20$$

Faktor-faktor yang Mempengaruhi K_p dalam Reaksi Homogen

1. Suhu

K_p tentu bergantung pada suhu. Jika suhu dinaikkan atau diturunkan maka besarnya K_p bisa berubah. Misalnya, untuk reaksi eksotermik, kenaikan suhu biasanya menurunkan nilai K_p , sedangkan untuk reaksi endotermik, kenaikan suhu cenderung meningkatkan nilai dari K_p .

Contoh untuk Reaksi Eksotermik



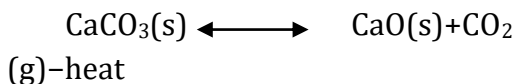
Dari reaksi diatas diketahui pada suhu 400 K, tetapan kesetimbangan tekanan (K_p) untuk reaksi ini adalah 0,5. Jika suhu dinaikkan menjadi 500 K, tentukan apakah K_p akan meningkat atau menurun dan hitung K_p baru jika diketahui bahwa kenaikan suhu mengurangi K_p menjadi 0,3.

Penyelesaian:

Dikarenakan reaksinya eksotermik (melepas panas) maka kenaikan suhu menggeser kesetimbangan ke arah reaktan, sehingga nilai K_p akan menurun. Dengan demikian pada suhu 500 K, nilai K_p turun menjadi 0,3. Ini sesuai dengan ekspektasi bahwa K_p menurun saat suhu dinaikkan.

Contoh untuk Reaksi Endotermik

Diberikan reaksi



pada suhu 900 K, tetapan kesetimbangan tekanan (K_p) untuk reaksi ini adalah 0,2. Jika suhu dinaikkan menjadi 1000 K, apakah K_p akan meningkat atau menurun, dan berapa nilai K_p baru jika diketahui bahwa kenaikan suhu akan meningkatkan K_p menjadi 0,4?

Penyelesaian:

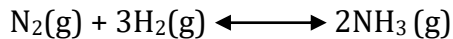
Reaksi Endotermik adalah reaksi yang menyerap (membutuhkan) panas sehingga kenaikan suhu akan menggeser kesetimbangan ke arah produk, dengan demikian nilai K_p akan meningkat. Jadi pada suhu 1000 K nilai K_p akan meningkat (=0,4).

2. Tekanan Total

Meskipun nilai K_p itu sendiri tidak tergantung pada tekanan total suatu sistem, perubahan tekanan total dapat mempengaruhi arah pergeseran kesetimbangan, tetapi nilai K_p tetap konstan selama suhu tidak berubah.

Contoh;

Suatu reaksi gas dinyatakan sebagai berikut:



Pada suhu tertentu, tetapan kesetimbangan tekanan K_p untuk reaksi tersebut adalah 4,5. Sistem awalnya berada dalam kesetimbangan dengan tekanan total 5 atm. Jika tekanan total sistem dinaikkan menjadi 10 atm, bagaimanakah arah pergeseran kesetimbangan, dan apakah nilai K_p juga akan berubah?

Penyelesaian ;

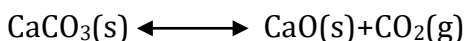
Secara stoikiometri reaksi tersebut melibatkan 4 mol gas reaktan (= 1 mol N_2 dan 3 mol H_2) yang bereaksi untuk menghasilkan 2 mol gas produk (NH_3).

Saat tekanan total dinaikkan dari 5 atm menjadi 10 atm, sistem akan berusaha menurunkan tekanan dengan menggeser kesetimbangan ke arah yang menghasilkan lebih sedikit mol gas, yaitu ke arah produk (NH_3). Dengan demikian, kesetimbangan akan bergeser ke kanan (ke arah pembentukan NH_3). Hal ini sesuai dengan prinsip Le Chatelier, sistem akan merespons dengan cara yang menurunkan tekanan kembali. Karena tekanan gas berbanding lurus

dengan jumlah mol gas, sistem akan menggeser kesetimbangan ke arah yang menghasilkan lebih sedikit mol gas.

b. Kp Reaksi Heterogen

Tetapan kesetimbangan tekanan (Kp) untuk reaksi heterogen mengacu pada nilai konstan yang menggambarkan rasio tekanan parsial gas-gas yang terlibat dalam reaksi kimia, di mana zat-zat yang bereaksi lebih dari satu fase (misalnya, fase gas dan padat). Dalam reaksi heterogen, hanya tekanan parsial dari komponen gas yang dimasukkan ke dalam persamaan kesetimbangan, sedangkan konsentrasi zat padat dan cair dianggap konstan dan tidak dimasukkan dalam perhitungan Kp.



Seperti yang sudah dijelaskan diatas bahwa dalam perhitungan Kp hanya didasarkan pada komponen gas sedangkan pada fase padat dan cair nilai Kp dianggap konstan. Oleh karena itu nilai Kp dari reaksi tersebut dituliskan $K_p = P_{\text{CO}_2}$

Contoh ;

Hitung harga Kp untuk reaksi $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{I}_2(\text{p}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g}) + \text{S}(\text{p})$ pada 60 jika tekanan HI = $3,65 \cdot 10^{-3}$ atm, tekanan $\text{H}_2\text{S} = 9,96 \cdot 10^{-3}$

Penyelesaian;

Perlu diingat bahwa I_2 dan S sesuai persamaan reaksi berbentuk padatan murni (p) sehingga

tekanan dianggap bernilai 1 atm dan tidak masuk dalam rumus perhitungan.

$$K_p = \frac{[P_{HI}]^2}{[P_{H_2S}]}$$

$$K_p = \frac{[3,65 \times 10^{-3}]^2}{[9,96 \times 10^{-3}]}$$

$$= 0,366 \times 10^{-3} = 3,66 \times 10^{-4}$$

5.4 Hubungan Kc dan Kp

Dalam reaksi kimia, Kc (tetapan kesetimbangan konsentrasi) dan Kp (tetapan kesetimbangan tekanan) merupakan dua bentuk tetapan kesetimbangan yang menggambarkan keadaan kesetimbangan suatu reaksi. Hubungan antara Kc dan Kp tergantung pada kondisi reaksi, terutama suhu dan jumlah mol gas yang terlibat dalam reaksi tersebut.

Secara Matematis Hubungan antara Kc dan Kp

Hubungan antara Kc dan Kp dapat dinyatakan dengan persamaan berikut:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \dots\dots\dots(11)$$

di mana:

- Kp = Tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan parsial gas.
- Kc = Tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi molar.
- R = Tetapan gas universal (0,0821 L·atm/mol·K atau 8,314 J/mol·K).

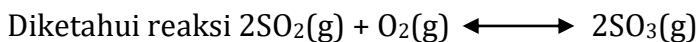
- T = Suhu dalam satuan Kelvin.
Suhu mempengaruhi hubungan antara K_c dan K_p melalui faktor $(RT)^{\Delta n}$.
Ketika suhu meningkat, produk $(RT)^{\Delta n}$ akan meningkat jika $\Delta n > 0$, dan sebaliknya. Dengan demikian K_p akan berubah sesuai dengan perubahan T dan Δn .
- Δn = Perubahan jumlah mol gas dalam reaksi (mol produk gas - mol reaktan gas).

Perubahan Mol Gas (Δn) adalah selisih antara jumlah mol gas di sisi produk dan sisi reaktan.

Misalnya, dalam reaksi $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ maka besarnya $\Delta n = 2 - (1 + 3) = -2$.

- Jika Δn positif, ini berarti ada lebih banyak mol gas di sisi produk.
- Jika Δn negatif, ini berarti ada lebih sedikit mol gas di sisi produk.
- Jika $\Delta n = 0$ berarti jumlah mol gas di sisi produk dan reaktan adalah sama, sehingga $K_p = K_c$.

Contoh;



Tentukan nilai K_p jika diketahui

- Jumlah mol gas pada reaktan = 2 mol SO_2 + 1 mol O_2 = 3 mol.
- Jumlah mol gas pada produk = 2 mol SO_3 .
- $\Delta n = 2 - 3 = -1$.
- K_c pada suhu 500 K adalah 0,15

Penyelesaian;

Dengan menggunakan persamaan (11) nilai :

$$\begin{aligned} K_p &= K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \\ &= 0,15 \cdot (0,0821 \times 500)^{-1} \\ &\approx 0,15 \cdot 0,024 = 0,0036 \text{ atm}^{-1} \end{aligned}$$

Karena Δn adalah negatif, nilai K_p lebih kecil dari K_c , menunjukkan bahwa tekanan parsial gas pada produk akan lebih rendah dibandingkan konsentrasinya dalam kondisi kesetimbangan.

5.5 Pentingnya Mempelajari Keseimbangan K_c Dan K_p dalam Reaksi Kimia

Mempelajari keseimbangan dalam reaksi kimia, khususnya tetapan keseimbangan konsentrasi (K_c) dan tetapan keseimbangan tekanan (K_p), sangat penting. Pemahaman ini memiliki implikasi besar dalam industri, penelitian, dan pendidikan kimia. Beberapa contoh mengapa mempelajari keseimbangan K_c dan K_p suatu reaksi kimia sangat penting.

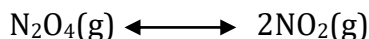
1. Pemahaman Dasar tentang Dinamika Reaksi Kimia

A. Keseimbangan Kimia

Dalam setiap reaksi kimia, tidak semua reaktan akan berubah menjadi produk. Sebaliknya, reaksi akan mencapai suatu titik di mana laju reaksi maju (reaksi dari reaktan ke produk) sama dengan laju reaksi mundur (reaksi dari produk kembali ke reaktan). Pemahaman tentang K_c dan K_p membantu

dalam menganalisis dan memprediksi bagaimana reaksi akan berperilaku pada kondisi tersebut.

Contoh;



Dari Reaksi ini

Reaksi Maju: Molekul N_2O_4 dipecah menjadi dua molekul NO_2

Reaksi Mundur: Dua molekul NO_2 akan bergabung kembali untuk membentuk satu molekul N_2O_4 .

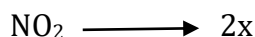
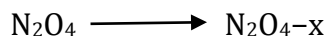
Dalam sistem kesetimbangan, laju reaksi maju akan **sama** dengan laju reaksi mundur. Sistem akan mencapai titik kesetimbangan, di mana jumlah N_2O_4 dan NO_2 tetap stabil.

~ **Menghitung Tetapan Kestimbangan Konsentrasi (K_c) dari reaksi.**

Misalkan pada suhu 300 K, tetapan kesetimbangan konsentrasi untuk reaksi tersebut adalah $K_c = 4,5 \times 10^{-3}$. Konsentrasi awal N_2O_4 adalah 0,1 M dan NO_2 adalah 0, konsentrasi gas pada saat kesetimbangan dapat dihitung sebagai berikut;

1. Menentukan perubahan konsentrasi

Misalkan x mol/L dari N_2O_4 akan terurai menjadi NO_2 . Maka, perubahan konsentrasi dapat dinyatakan sebagai berikut:



2. Buat persamaan tetapan kesetimbangan

Persamaan untuk tetapan kesetimbangan konsentrasi K_c dari reaksi tersebut adalah:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}, [NO_2] = 2x \text{ dan } [N_2O_4] = 0,1 - x$$

Substitusi nilai-nilai ini ke dalam persamaan K_c :

$$4,5 \times 10^{-3} = \frac{[4x]^2}{[0,1-x]}$$

$$4,5 \times 10^{-3} \times (0,1 - x) = 4x^2$$

$$4,5 \times 10^{-4} - 4,5 \times 10^{-3}x = 4x^2$$

$$4x^2 + 4,5 \times 10^{-3}x - 4,5 \times 10^{-4} = 0$$

Dengan menggunakan rumus a,b,c  $x =$

$$\frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \dots\dots\dots (12)$$

dimana :

$$a = 4$$

$$b = 4,5 \times 10^{-3}$$

$$c = -4,5 \times 10^{-4}$$

dengan memasukkan nilai a,b dan c kedalam persamaan (12) didapat

$$x = \frac{-4,5 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(4,5 \cdot 10^{-3})^2 - 4(4)(-4,5 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 4}$$

$$x_1 \approx -0,0112$$

$$x_2 \approx 0,0101$$

Setelah kita mendapatkan nilai x, dapat dihitung konsentrasi keseimbangan untuk $[N_2O_4]$ dan $[NO_2]$.

Konsentrasi $[N_2O_4]$ pada kesetimbangan = $0,1 - x$

Konsentrasi $[NO_2]$ pada kesetimbangan = $2x$

~ Menghitung Tetapan Kestimbangan Tekanan (Kp)

Dalam menghitung tetapan kestimbangan tekanan untuk reaksi tersebut dapat menggunakan hubungan antara Kc dan Kp, dimana $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$ dimana: *R adalah tetapan gas (0,0821 L·atm/mol·K),

* T adalah suhu dalam Kelvin (300 K),

* Δn adalah perubahan jumlah mol gas.

Untuk reaksi ini, $\Delta n = 2 - 1 = 1$

Dengan mensubstitusikan nilai” yang diketahui kedalam persamaan (11) dapat dihitung nilai Kp = $4,5 \times 10^{-3} \cdot (0,0821 \times 300)^1$
 $= 4,5 \times 10^{-3} \cdot 24,63$
 $\approx 0,111$

B. Memprediksi Hasil Reaksi

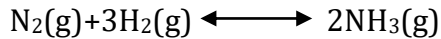
Dengan mengetahui nilai Kc atau Kp, dapat diperkirakan sejauh mana reaksi akan berlangsung dan berapa jumlah reaktan dan produk yang akan ada pada saat kestimbangan tercapai.

1. **Jika Kc atau Kp besar** (misalnya $K_c > 1$) maka reaksi condong ke arah produk. Ini berarti pada saat kestimbangan, jumlah produk akan lebih besar dibandingkan dengan jumlah reaktan.
2. **Jika Kc atau Kp kecil** (misalnya $K_c < 1$ atau $K_p < 1$) maka reaksi cenderung mempertahankan reaktan. Ini berarti pada

saat kesetimbangan, jumlah reaktan akan lebih besar dibandingkan dengan jumlah produk.

Contoh:

Reaksi pembentukan gas Ammonia dari gas Nitrogen dan Hidrogen seperti



diketahui: ~ Tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi $K_c = 6.0 \times 10^2$ pada suhu tertentu.

~ Konsentrasi awal $[\text{N}_2] = 1 \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 3 \text{ M}$,

dan $[\text{NH}_3] = 0 \text{ M}$

Berapa konsentrasi masing-masing zat pada saat kesetimbangan tercapai?

Penyelesaian:



Zat	Konsentrasi awal (M)	Konsentrasi yg di
N_2	1	-x
H_2	3	-3x
NH_3	0	+2x

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{[2x]^2}{[1-x][3-3x]^3}$$

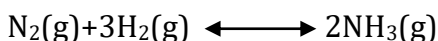
$$6,0 \times 10^2 = \frac{4x^2}{[1-x][27-81x+81x^2]} \Rightarrow \approx 63,6$$

2. Aplikasi dalam Industri

A. Optimasi Proses Kimia

Di industri, banyak proses kimia yang dirancang berdasarkan prinsip-prinsip kesetimbangan. Contohnya, dalam produksi amonia melalui proses Haber, pemahaman tentang K_p sangat penting untuk mengatur suhu dan tekanan agar produksi amonia maksimal. Proses Haber-Bosch adalah salah satu contoh paling terkenal dari penerapan prinsip kesetimbangan dalam industri kimia, khususnya dalam produksi amonia (NH_3). Proses ini digunakan untuk menggabungkan nitrogen (N_2) dari udara dengan hidrogen (H_2) untuk menghasilkan amonia, yang merupakan bahan baku penting untuk pupuk, bahan peledak, dan berbagai produk kimia lainnya.

Contoh;



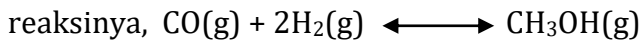
$$K_p = \frac{[P_{\text{NH}_3}]^2}{[P_{\text{N}_2}][P_{\text{H}_2}]^3}$$

Dengan memahami dan mengontrol nilai K_p , industri dapat mengoptimalkan kondisi operasi untuk memaksimalkan produksi amonia, yang sangat penting untuk efisiensi proses dan biaya produksi. Penyesuaian suhu dan tekanan dengan tepat, serta penggunaan katalisator, memungkinkan produksi amonia dalam skala besar dengan hasil yang optimal.

B. Desain Reaktor

Desain reaktor kimia sering kali membutuhkan pemahaman yang mendalam tentang kesetimbangan untuk mengoptimalkan kondisi reaksi. Memahami K_c dan K_p membantu insinyur kimia dalam menentukan kondisi yang akan menghasilkan hasil yang paling efisien.

Contoh: Produksi Metanol (CH_3OH) dari Gas Sintesis
Produksi metanol adalah proses penting dalam industri kimia, sering kali dilakukan dengan mereaksikan gas sintesis (campuran CO dan H_2) dalam sebuah reaktor kimia.



Tetapan Kestimbangan K_c dan K_p merupakan tetapan yang akan memberikan informasi penting tentang kondisi yang perlu dikontrol untuk memaksimalkan hasil metanol dimana

- K_c : Menggambarkan rasio konsentrasi molar produk terhadap reaktan pada kesetimbangan.
- K_p : Menggambarkan rasio tekanan parsial gas produk terhadap reaktan pada kesetimbangan.

C. Relevansi dalam Pendidikan dan Penelitian

1. Dalam bidang pendidikan pembelajaran konsep dasar kimia tentang Konsep kesetimbangan K_c dan K_p adalah bagian penting dari kurikulum kimia. Pemahaman ini membantu siswa dalam

mempelajari dasar-dasar termodinamika, kinetika kimia, dan dinamika reaksi.

Didalam mata kuliah termodinamika, siswa belajar tentang energi dan bagaimana reaksi kimia cenderung mencapai kestimbangan, di mana energi bebas Gibbs (ΔG) minimum. Konsep K_c dan K_p menjadi alat penting untuk memprediksi arah reaksi dan kondisi di mana reaksi akan mencapai kestimbangan

Contoh Soal:

Dalam reaksi berikut;



Pada suhu tertentu, K_p untuk reaksi ini adalah 0,05. Jika tekanan parsial nitrogen adalah 1 atm, hidrogen adalah 3 atm, dan amonia adalah 0,5 atm, apakah sistem ini berada dalam kestimbangan?

Penyelesaian;

Langkah pertama harus dihitung Q_p (Quotient reaksi parsial) adalah rasio antara tekanan parsial produk dan reaktan dalam sebuah reaksi kimia pada kondisi tertentu yang belum tentu dalam keadaan kestimbangan. Ini adalah perbandingan yang serupa dengan tetapan kestimbangan K_p , tetapi digunakan untuk menggambarkan keadaan sistem yang mungkin tidak dalam kestimbangan. Setelah didapat harga Q_p bandingkan harga Q_p tersebut dengan K_p , kalau

- ~ Jika $Q_p < K_p$, reaksi akan bergeser ke kanan (menuju produk) untuk mencapai kesetimbangan.
- ~ Jika $Q_p > K_p$, reaksi akan bergeser ke kiri (menuju reaktan) untuk mencapai kesetimbangan.
- ~ Jika $Q_p = K_p$, sistem berada dalam kesetimbangan, dan tidak ada pergeseran reaksi yang diperlukan.

Dari persamaan reaksi ke (13) besarnya:

$$Q_p = \frac{[P_{NH_3}]^2}{[P_{N_2}][P_{H_2}]^3} = \frac{[0,5]^2}{[1][3]^3} = \frac{0,25}{27} \approx 0,0093,$$

selanjutnya Q_p dibandingkan dengan K_p , ternyata $Q_p < K_p$ dengan demikian reaksi akan bergeser ke arah pembentukan ammonia sampai mencapai kesetimbangan.

2. Dalam bidang penelitian, baik di laboratorium maupun dalam pengembangan produk, pemahaman mendalam tentang kesetimbangan sangat penting untuk merancang eksperimen dan memahami hasil reaksi.

Contoh, seorang peneliti di laboratorium sedang mempelajari sintesis ammonia (NH_3) dari nitrogen (N_2) dan hidrogen (H_2) melalui reaksi berikut: $N_2(g) + 3H_2(g) \longleftrightarrow 2NH_3(g)$ reaksi ini merupakan reaksi eksotermik pada pembentukan ammonia. Dari reaksi tersebut peneliti ingin menentukan kondisi optimal (tekanan dan suhu) untuk memaksimalkan produksi ammonia.

Catatan: ***Tekanan:** Menurut prinsip Le Chatelier, peningkatan tekanan akan menggeser kesetimbangan ke arah yang menghasilkan lebih sedikit molekul gas, yaitu ke arah produk (amonias). Oleh karena itu, untuk memaksimalkan hasil amonia, peneliti harus menggunakan tekanan tinggi.

- * **Suhu:** Karena reaksi eksotermik, peningkatan suhu akan menggeser kesetimbangan ke arah reaktan. Namun, suhu tinggi diperlukan untuk meningkatkan laju reaksi. Oleh karena itu, suhu harus dipilih sedemikian rupa sehingga cukup tinggi untuk laju reaksi yang cepat tetapi tidak terlalu tinggi sehingga kesetimbangan terlalu jauh bergeser ke arah reaktan.

Dari hasil penelitian proses dilakukan pada suhu 450°C dan tekanan 200 atm sehingga didapat bahwa pada kondisi ini, produksi amonia didapatkan dengan hasil maksimal sekitar 15% amonia dalam campuran gas.

D. Aplikasi dalam Kehidupan Sehari-hari

- **Contoh dalam Biologi dan Lingkungan**

Banyak proses biologis dan lingkungan yang melibatkan reaksi kesetimbangan. Sebagai contoh, kesetimbangan antara karbon dioksida dan asam karbonat dalam darah

manusia adalah kunci dalam pengaturan pH tubuh.

Hemoglobin dalam darah mengikat oksigen dalam paru-paru dan melepaskannya dalam jaringan tubuh berdasarkan prinsip kesetimbangan kimia. Di paru-paru, kesetimbangan bergeser ke arah pengikatan oksigen karena tingginya konsentrasi oksigen. Sebaliknya, di jaringan tubuh di mana konsentrasi oksigen rendah, kesetimbangan bergeser ke arah pelepasan oksigen.

- **Produksi dan Penggunaan Bahan Kimia**

Pemahaman kesetimbangan sangat penting dalam penggunaan sehari-hari bahan kimia, seperti dalam reaksi asam-basa, produksi makanan, pengolahan air, dan banyak lagi.

Dalam mengawetkan makanan biasanya banyak digunakan asam seperti asam sitrat atau asam benzoat sebagai pengawet. Asam-asam ini menjaga makanan agar tetap segar dengan menciptakan kondisi asam yang mencegah pertumbuhan bakteri. Keseimbangan kimia antara asam dan basa dalam makanan penting untuk memastikan bahwa pH tetap rendah, sehingga makanan tidak mudah rusak.

Penggunaan Baking Soda dalam Proses Pengembangan Kue. Ketika baking soda (natrium bikarbonat) dipanaskan atau bereaksi dengan asam (seperti cuka atau

yogurt), ia menghasilkan karbon dioksida (CO_2) yang menyebabkan adonan kue mengembang. Reaksi ini melibatkan keseimbangan kimia di mana bikarbonat berubah menjadi karbonat dengan pelepasan CO_2 , yang penting untuk tekstur kue yang ringan dan mengembang.

DAFTAR PUSTAKA

- Erti Suherti (2016) 'Paket Keahlian Kimia Kesehatan Sekolah Menengah Kujuruan (SMK)', Jakarta.
- Fatmawati (2024) 'KIMIA DASAR', in. Widina Media Utama.
- Haryono, H. E. (2019) *Kimia Dasar*. Deepublish.
- Kiki Yuliza (2018) *PENELITIAN PEMBELAJARAN KIMIA TENTANG "TETAPAN KESETIMBANGAN*.
- KIMIA, T. K. (2003) *Keseimbangan Kimia*. Bandung.
- Lestari, R. D. (2017) *KIMIA 2A Peminatan untuk SMA/MA Kelas XI*. PT. Putra Nugraha Sentosa.
- Lopez, Y. F. da (2023) *Konsep Keseimbangan Kimia dan Tetapan Keseimbangan*.
- Manurung, H. M. (2022) *Kimia Umum*.
- Marwati, E. (2018) *Mempertahankan Kualitas Produk Bahan dan Optimalisasi Produk Pada Reaksi Kimia Melalui Pengendalian Laju Reaksi*. Jakarta.
- Maulida, S. R. (2015) 'TETAPAN KESETIMBANGAN', in.
- Nursa, N. N. (2022) *Ensiklopedia Keseimbangan Kimia, Kimia SMA/MA kelas XI*.
- Rumape, O. (2017) 'Kimia Dasar I', in. Gorontalo.
- Subhan (2013) *KIMIA DASAR II*. DUA SATU PRESS Sulawesi Selatan.
- Sudarmo, U. (2017) . *Kimia untuk SMA/MA Kelas XI*. Erlangga.
- Swawikanti, K. (2021) *Keseimbangan Kimia: Jenis-Jenis, Persamaan Reaksi, dan Tetapan*.
- Utami, B. (2009) 'KIMIA 2 untuk SMA/MA Kelas XI Program Ilmu Alam', in.

BAB 6

PRINSIP LE CHATELIER

Oleh Wiwit Sepvianti

6.1 Henry Louis Le Chatelier dan Prinsip Keseimbangan Kimia

Henry Luois Le Chatelier lahir di Paris pada 08 Oktober 1851. Ia berasal dari keluarga ilmuwan ternama di Paris-Perancis, yaitu Louis Le Chatelier dan Louise Durand. Sang ayah merupakan tokoh yang berpengaruh dan berperan penting pada lahirnya industri Aluminium di Perancis, melalui pengenalan proses Martin-Siemens ke dalam industri besi dan baja dan kebangkitan transportasi kereta api. Ayah Le Chatelier sangat mempengaruhi masa depan putranya. Henry Louis memiliki satu saudara perempuan, Marie, dan empat saudara laki-laki, Louis (1853–1928), Alfred (1855–1929), George (1857–1935), dan André (1861–1929). Ibunya, Louise Durand membesarkan anak-anaknya dengan aturan yang ketat. Anak-anak harus selalu bangun tepat waktu, tertib menyelesaikan tugas sekolah hingga tugas rumah serta harus menghabiskan makanan yang telah disediakan di piring tanpa menyisakan sedikitpun. Aturan-aturan ketat yang diberlakukan ibunya, membuat Henry memiliki etos kerja yang tinggi. Meskipun mendapat pelatihan sebagai insinyur, dan bahkan tertarik pada masalah industri, Le Chatelier memilih untuk mengajar

kimia daripada mengejar karir di industri. Pada tahun 1887, dia diangkat menjadi kepala kimia umum untuk kursus persiapan École des Mines di Paris. Dia gagal mencoba mendapatkan posisi mengajar kimia di politeknik École pada tahun 1884 dan lagi pada tahun 1897 (Cooper, 2017; Paul *et al.*, 2009).

Kecintaannya pada bidang kimia menghantarkan Le Chatelier menemukan karakter pada sistem reaksi kesetimbangan yang dikenal secara luas yaitu **Prinsip Le Chatelier**. Dalam prinsipnya dinyatakan bahwa jika suatu tegangan diterapkan pada sistem kesetimbangan, suatu perubahan akan terjadi sedemikian rupa sehingga kesetimbangan akan bergeser ke arah yang cenderung menghilangkan pengaruh tegangan tersebut. Terdapat empat faktor yang memberi pengaruh terhadap pergeseran kesetimbangan diantaranya yaitu:

- a) Perubahan Konsentrasi
- b) Perubahan Tekanan
- c) Perubahan Volume
- d) Perubahan Suhu

Rangkuman sederhana dari kerja prinsip Le Chatelier terhadap reaksi kesetimbangan disajikan pada Tabel berikut

Tabel 6. 1. Prinsip Le Chatelier

BAH-RANG	Ke PASAR	VOCIL MOCIL	NAIK ENDONG
Konsentrasi	Tekanan	Volume	Suhu
Jika konsentrasi reaktan diTAMBAHkan maka akan terjadi	Tekanan dan Volume saling terkait. Saat tekanan sistem diperbesar maka akan ada impact pada volume sistem,		Pengaruh suhu suatu pada suatu sistem bergantung pada

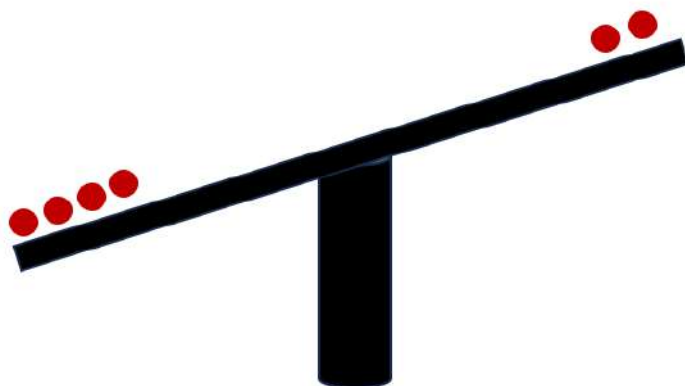
BAH-RANG	Ke PASAR	VOCIL MOCIL	NAIK ENDONG
PENGURANGAN diarea reaktan karena reaksi bergeser ke arah produk.	yaitu secara tidak langsung volume sistem mengecil.		sifat termokimia dari sistem kimia itu sendiri.
BAH-RANG-> yang ditambah akan berkurang	Saat tekanan di perbesar (PASAR) atau Volume diperkecil (VOCIL) maka reaksi kesetimbangan akan bergeser pada area berkoefisien zat kecil (MOCIL)		Jika suhu dinaikkan maka reaksi akan bergeser ke arah ENDOTERM dan sebaliknya jika suhu diturunkan reaksi akan bergeser ke arah EKSOTERM
*berlaku untuk sistem berfasa gas dan aqueous	*Berlaku untuk sistem dengan fasa zat gas saja.		

6.2 Pengaruh Perubahan Konsentrasi

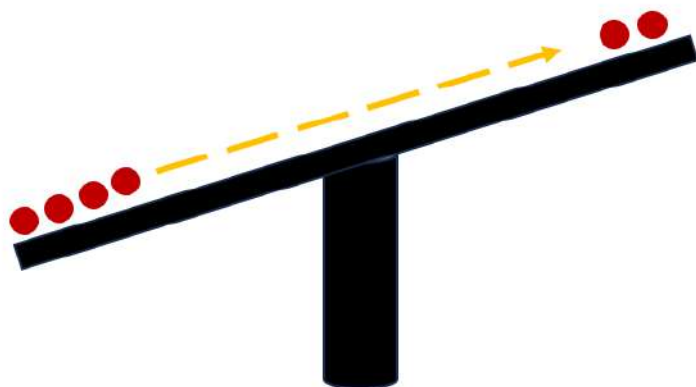
Untuk menjadi pengantar pada bagian ini, silakan memperhatikan ilustrasi reaksi yang disajikan pada Gambar 6.1. Jika suatu reaksi kesetimbangan diibaratkan sebuah neraca, keseimbangan neraca akan tercapai saat massa benda di sisi kiri dan kanan adalah sama (a), namun jika massa benda di sisi kiri lebih besar maka akan nampak neraca tidak seimbang karena lebih berat massa di sisi kiri (b). Dalam sebuah reaksi kesetimbangan saat hal tersebut terjadi maka sistem akan berusaha mengembalikan kesetimbangan reaksi dengan menggeser reaksi ke arah produk maupun reaktan (c-d) (Malopheyev *et al.*, 2023; Tretyakova *et al.*, 2021).



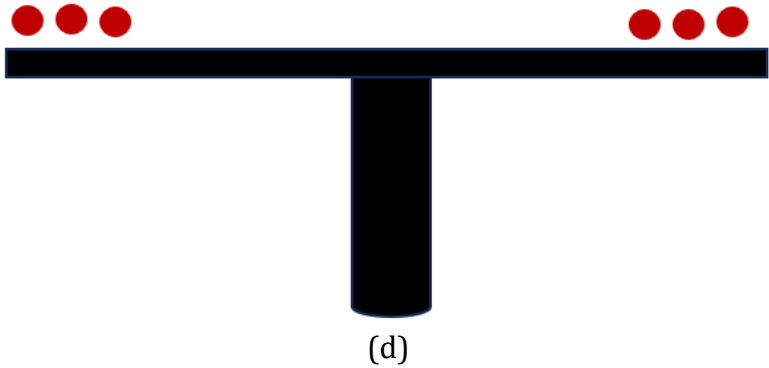
(a)



(b)



(c)



Gambar 6. 1. Ilustrasi pergeseran kesetimbangan reaksi karena perubahan konsentrasi

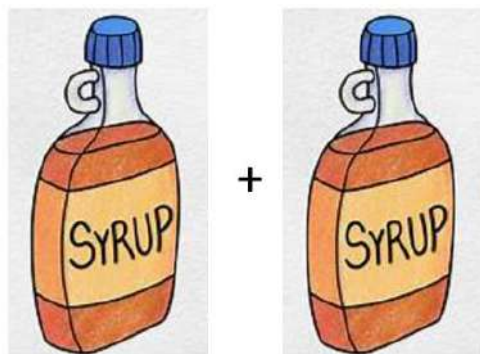
a) Efek Peningkatan Konsentrasi

Pergeseran reaksi kesetimbangan akibat penambahan konsentrasi zat hanya berlaku untuk sistem reaksi dengan fasa zat aqueous (aq)/ larutan dan gas (g) (Hsu *et al.*, 2023). Oleh karena itu, peningkatan konsentrasi dapat berupa penambahan zat. Karena pada fasa aqueous (aq) dan gas (g) penambahan zat berpeluang menambahkan konsentrasi reaktan namun pada fasa zat padat (s) maupun liquid (l) penambahan zat tidak mengubah konsentrasi. Perhatikan ilustrasi pada Gambar 6.2.



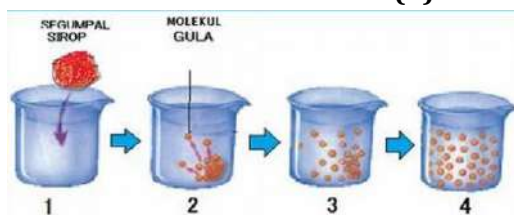
(a)

Sistem padatan/
solid (s) : gula
ditambah gula=
Konsentrasi tidak
bertambah.



(b)

Sistem cairan/ liquid
(l) : sirup ditambah
sirup= Konsentrasi
tidak bertambah.



(c)

Sistem larutan/
aqueous (l) : air
ditambah sirup=
Konsentrasi
bertambah.

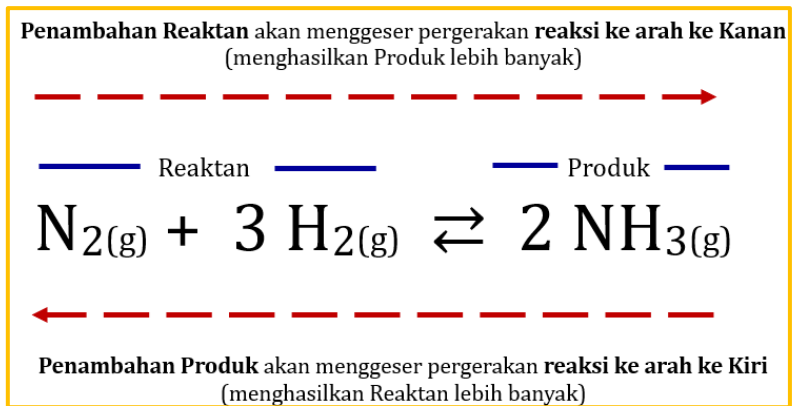
Gambar 6. 2. Ilustrasi penambahan konsentrasi berdasarkan fasa zat

Perhatikan reaksi- reaksi kesetimbangan berikut ini:

1. $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
2. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
3. $\text{C}_2\text{H}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{O}(\text{g}) + \text{HCO}(\text{g})$
4. $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
5. $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$

Bagaimana pergeseran reaksi kesetimbangan?

1. Jika terjadi penambahan konsentrasi Nitrogen (N_2) pada reaksi 1. Penambahan Nitrogen yang merupakan reaktan akan mengganggu sistem kesetimbangan reaksi sehingga untuk mengembalikan kesetimbangannya sistem akan berusaha menggeser reaksi ke arah sebaliknya yaitu ke arah produk (kanan). Adapun jika yang ditambahkan ke dalam sistem adalah amonia (NH_3) yang merupakan produk reaksi maka saat ketidaksetimbangan terjadi sistem akan bergerak menghilangkan ketidaksetimbangan itu dengan bergeser ke arah reaktan (kiri) (Gambar 6.3).



Gambar 6. 3. Pergeseran reaksi akibat penambahan konsentrasi zat

2. Jika terjadi penambahan serbuk kalsium karbonat ($CaCO_3$) sebanyak 1 gram pada reaksi 2. Penambahan serbuk kalsium karbonat tidak menggeser reaksi ke arah manapun sebab zat tersebut berfasa padat/ solid.

3. Jika terjadi penambahan gas C_2H_3 pada reaksi 3. Penambahan gas C_2H_3 akan menggeser reaksi ke arah kanan (Mendiburu *et al.*, 2020).
4. Bagaimana jika terjadi penambahan gas oksigen (O_2) ke dalam sistem reaksi 4? Uraikan pendapat Anda!
5. Bagaimana jika terjadi penambahan serbuk natrium bikarbonat $NaHCO_3$ ke dalam sistem reaksi 5? Uraikan pendapat Anda!

b) Efek Penurunan Konsentrasi

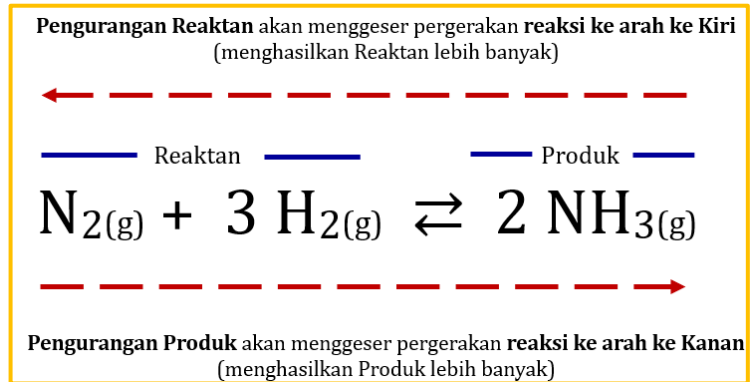
Pergeseran reaksi keseimbangan akibat penurunan konsentrasi dapat dilakukan melalui pengenceran atau pemindahan produk reaksi ke wadah yang lain.

Perhatikan reaksi- reaksi keseimbangan berikut ini:

1. $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
2. $CoWO_4(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons Co(OH)_2(aq) + WO_4^{2-}(aq)$
3. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$
4. $2 SO_3(g) \rightleftharpoons 2 SO_2(g) + O_2(g)$

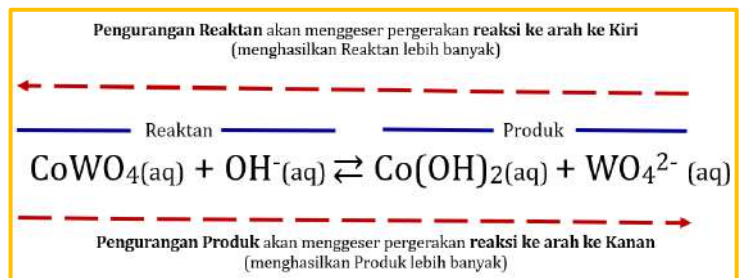
Bagaimana pergeseran reaksi keseimbangan?

1. Jika gas amonia (NH_3) yang terbentuk dipindahkan ke wadah lain. Hal ini sama dengan mengurangi jumlah amonia pada sistem, yang menyebabkan ketidakseimbangan sistem. Ketidakseimbangan sistem saat amonia dikurangi atau dipindahkan akan berimbas perlawanan sistem dengan menggeser reaksi ke arah produk atau kanan (Gambar 6.4).



Gambar 6. 4. Pergeseran reaksi pembentukan amonia akibat perubahan konsentrasi

2. Jika basa pada reaktan diencerkan, hal ini berarti konsentrasi OH^- pada reaktan dikurangi. Hal ini akan menyebabkan sistem memberi respon dengan bergeser ke arah reaktan (kiri) karena ketidakseimbangan zat-zat (Zhou *et al.*, 2024) (Gambar 6.5).



Gambar 6. 5. Pergeseran reaksi akibat perubahan konsentrasi

3. Bagaimana jika asam klorida yang terbentuk dipindahkan ke wadah lain? Uraikan pendapat Anda!

4. Bagaimana jika konsentrasi SO_3 dikurangi? Uraikan pendapat Anda!

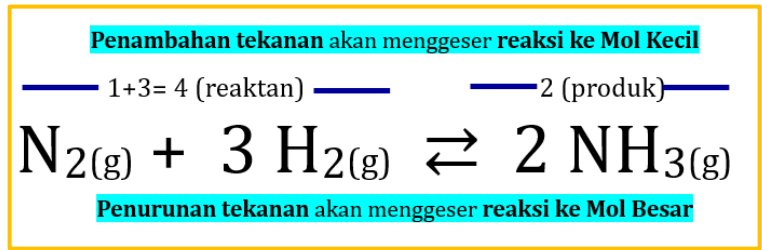
a. Pengaruh Perubahan Tekanan dan Volume

Jika tekanan diperbesar dengan menurunkan volume maka kesetimbangan bergeser ke koefisien (jumlah mol) yang lebih kecil. Sebaliknya, jika tekanan diperkecil dengan meningkatkan volume maka kesetimbangan bergeser ke koefisien reaksi (jumlah mol) yang lebih besar. Dalam hal ini fasa zat yang hitung hanya gas saja. Koefisien dari faza lain tidak dihitung. (Bakare *et al.*, 2023; Guillermin *et al.*, 2023; Portarapillo *et al.*, 2023). **Perhatikan reaksi- reaksi kesetimbangan berikut ini:**

1. $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
2. $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$
3. $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
4. $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

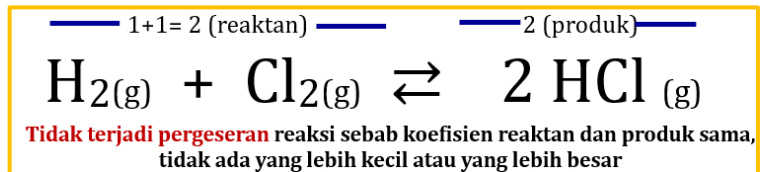
Bagaimana pergeseran reaksi kesetimbangan?

1. Jika tekanan diperbesar (volume diperkecil), kesetimbangan reaksi akan bergeser ke arah koefisien (jumlah mol) yang lebih kecil. **PASAR VOCIL MOCIL.** Pada reaksi pembentukan amonia (NH_3) reaksi akan bergeser ke arah produk sebab memiliki jumlah koefisien yang lebih kecil (Gambar 6.6).



Gambar 6. 6. Pergeseran reaksi pembentukan amonia akibat perubahan tekanan

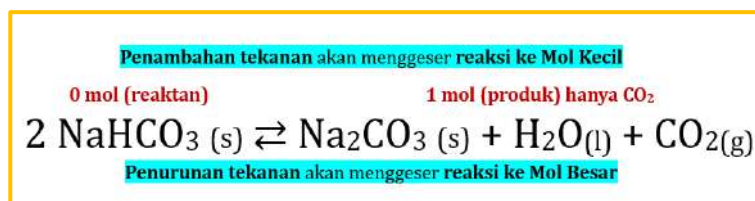
2. Jika tekanan diperkecil (volume diperbesar), keseimbangan reaksi akan bergeser ke arah koefisien (jumlah mol) yang lebih besar. Kebalikan dari **PASAR VOCIL MOCIL**. Pada reaksi pembentukan asam klorida (HCl) tidak terjadi pergeseran reaksi sebab koefisien reaktan dan produk sama. Gambar 6.7



Gambar 6. 7. Perubahan tekanan dan volume tidak terjadi pada reaksi kimia berkoefisien sama

3. Jika tekanan diperbesar (volume diperkecil), keseimbangan reaksi akan bergeser ke arah koefisien (jumlah mol) yang lebih kecil. **PASAR VOCIL MOCIL**. Pada reaksi penguraian natrium bikarbonat (NaHCO_3) reaksi akan bergeser ke arah reaktan sebab memiliki jumlah koefisien yang lebih kecil. Koefisien reaktan adalah nol sebab natrium bikarbonat berfasa solid

sehingga mol-nya atau koefisiennya tidak dihitung. Koefisien produk sejumlah satu berasal dari koefisien karbon dioksida sejumlah 1. Gambar 6.8



Gambar 6.8. Pergeseran reaksi penguraian natrium bikarbonat akibat perubahan tekanan

4. Jika tekanan diperkecil, apakah yang akan terjadi pada sistem reaksi 4? Uraikan pendapat Anda!

b. Pengaruh Perubahan Suhu

Jika suhu dinaikkan, sistem akan berupaya untuk menurunkan kembali suhu menjadi normal dan menghasilkan reaksi eksoterm. Sebaliknya, jika suhu diturunkan, sistem akan berusaha untuk menaikkan suhu dan menghasilkan reaksi endoterm.

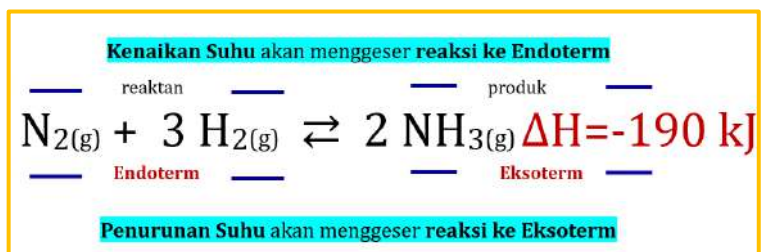
Dengan kata lain jika suhu dinaikkan maka keseimbangan akan bergeser ke arah pembentukan senyawa-senyawa yang menyerap panas (endoterm). Ciri reaksi ini adalah harga ΔH nya positif (+). ΔH adalah harga perubahan panas atau kalor. Sebaliknya, jika suhu diturunkan maka keseimbangan akan bergeser ke arah pembentukan senyawa-senyawa yang melepas panas (eksoterm). Ciri reaksi ini adalah harga ΔH nya negatif (-)

(Lopez Yos F., 2023). Perhatikan reaksi- reaksi kesetimbangan berikut ini:

1. $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \Delta\text{H} = -190 \text{ KJ}$
2. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \Delta\text{H} = +178 \text{ kJ}$

Bagaimana pergeseran reaksi kesetimbangan?

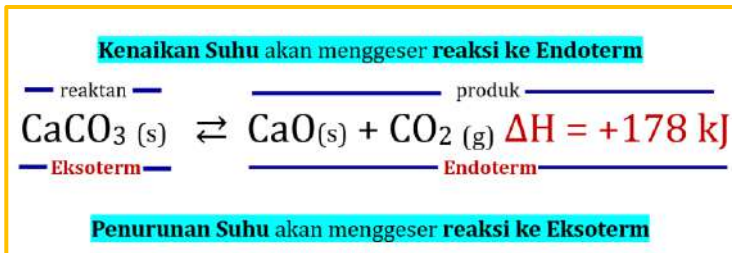
1. Jika suhu diturunkan pada suatu sistem maka reaksi akan bergeser ke arah eksoterm yang bersifat menghasilkan panas/ kalor. Pada reaksi pembentukan amonia yang bersifat eksoterm saat suhu sistem diturunkan maka reaksi akan bergeser ke arah pembentukan amonia yang bersifat eksoterm dan sebaliknya saat suhu dinaikkan maka reaksi akan bergeser ke arah penguraian amonia yang bersifat endoterm/ menyerap kalor. Ilustrasi reaksi disajikan pada Gambar 6.9.



Gambar 6. 9. Pergeseran reaksi pembentukan amonia akibat perubahan suhu

2. Jika suhu dinaikkan pada suatu sistem maka reaksi akan bergeser ke arah endoterm untuk menyerap panas yang diberikan. Pada reaksi penguraian kalsium

karbonat menjadi kalsium oksida dan karbon dioksida pergeseran reaksi disajikan pada Gambar 6.10.

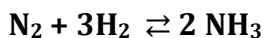


Gambar 6. 10. Pergeseran reaksi penguraian kalsium karbonat akibat perubahan suhu

c. Pengaruh Penambahan Katalis

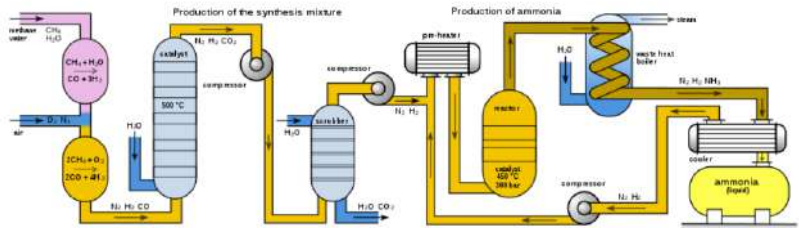
Suatu katalis mampu meningkatkan laju reaksi dan akan diperoleh dari jumlah yang sama kembali diakhir reaksi. Kondisi ini sering membuat katalis dianggap meningkatkan laju reaksi namun tidak terlibat dalam reaksi tersebut, pada katalis tentu terlibat dalam reaksi hanya saja diakhir reaksi katalis akan melepaskan diri dari substratnya.

Penggunaan katalis tidak mempengaruhi posisi dan komposisi kesetimbangan reaksi, karena baik reaksi maju dan reaksi mundur keduanya dipercepat dengan faktor yang sama. Sebagai contoh, perhatikan proses Haber-Bosch untuk sintesis amonia (NH_3) (Lin *et al.*, 2024; Mohan and Ramanujam, 2024):



Pada reaksi pembentukan amoniak, besi (Fe) dan molibdenum (Mo) akan berfungsi sebagai katalis jika

digunakan. Mereka akan mempercepat reaksi apapun, tetapi mereka tidak mempengaruhi keadaan kesetimbangan (Gambar 6.11).



Gambar 6. 11. Proses Haber- Bosch dalam sintesis Amonia

DAFTAR PUSTAKA

- Bakare, F., Jiang, L., Langan, T., Weiss, M., & Dorin, T. (2023). Impact of dispersoids' distribution on portevin-le-chatelier effect and surface quality in Al-Mg-Sc-Zr alloys. *Materials Science and Engineering: A*, 875(March).
<https://doi.org/10.1016/j.msea.2023.145108>
- Cooper, A. J. L. (2017). A brief history of Analytical Biochemistry: An appreciation for Dr. William Jakoby, Editor-in-Chief from 1986 to 2017. *Analytical Biochemistry*, 533(July), A1.
<https://doi.org/10.1016/j.ab.2017.07.002>
- Guillermin, N., Besson, J., Köster, A., Lacourt, L., Mazière, M., Chalons, H., & Forest, S. (2023). Experimental and numerical analysis of the Portevin–Le Chatelier effect in a nickel-base superalloy for turbine disks application. *International Journal of Solids and Structures*, 264(December 2022).
<https://doi.org/10.1016/j.ijsolstr.2022.112076>
- Hsu, W. C., Shen, T. E., Liang, Y. C., Yeh, J. W., & Tsai, C. W. (2023). In situ analysis of the Portevin-Le Chatelier effect from low to high-entropy alloy in equal HfNbTaTiZr system. *Acta Materialia*, 253(April).
<https://doi.org/10.1016/j.actamat.2023.118981>
- Lin, L., Lin, Z., Xia, Q., Qiu, H., Sajid Khan, M., Jin, W., & Chen, C. (2024). Full-spectrum solar energy utilization for green ammonia production via solid oxide electrolysis cell coupled with Haber-Bosch process. *Energy Conversion and Management*, 310(April).
<https://doi.org/10.1016/j.enconman.2024.118488>

- Lopez Yos F. (2023). Pergeseran Keseimbangan Kimia. *Jurnal Pendidikan*, 2(8), 1–9.
- Malopheyev, S., Mironov, S., & Kaibyshev, R. (2023). Portevin-Le Chatelier effect in heterogeneous microstructural condition produced by friction-stir processing of Al[Mg] alloy. *Materials Characterization*, 200(March), 1–5. <https://doi.org/10.1016/j.matchar.2023.112909>
- Mendiburu, A. Z., Coronado, C. R., & de Carvalho, J. A. (2020). Difficulties on the determination of the flammability limits of fuel mixtures by the Law of Le Chatelier. *Process Safety and Environmental Protection*, 142, 45–55. <https://doi.org/10.1016/j.psep.2020.05.047>
- Mohan, N. G., & Ramanujam, K. (2024). Electrocatalysts for ammonia synthesis: How close are we to the Haber-Bosch process? *Current Opinion in Electrochemistry*, 45. <https://doi.org/10.1016/j.coelec.2024.101520>
- Paul, A., Besson, J., Strudel, J. L., Graff, S., Wang, H., Berdin, C., & Dierke, H. (2009). Alfred Le Chatelier Et La'Atelier De Glantigny. In *Universiti de Salento* (pp. 171–179).
- Portarapillo, M., Sanchirico, R., Luciani, G., & Di Benedetto, A. (2023). Flame propagation of combustible dusts: A Mallard-Le Chatelier inspired model. *Combustion and Flame*, 251. <https://doi.org/10.1016/j.combustflame.2023.112737>
- Tretyakova, T., Tretyakov, M., & Feklistova, E. (2021). Complex study of the Portevin-Le Chatelier effect by uniaxial tension of axisymmetric specimens with ring concentrators of various geometries. *Procedia Structural Integrity*, 33(C), 1013–1018. <https://doi.org/10.1016/j.prostr.2021.10.112>

Zhou, M., Shen, J., Duan, Y., Zuo, Y., Xing, Z., & Liu, R. (2024). The Le Chatelier's principle enables closed loop regenerating ternary cathode materials for spent lithium-ion batteries. *Energy Storage Materials*, 67(December 2023). <https://doi.org/10.1016/j.ensm.2024.103250>

BAB 7

PERHITUNGAN DALAM KESETIMBANGAN KIMIA

Oleh Johnson Nune Naat

7.1 Pengantar Perhitungan dalam kesetimbangan Kimia

Keseimbangan kimia adalah kondisi di mana laju reaksi ke arah produk dan laju reaksi kembali ke arah reaktan dalam suatu reaksi kimia mencapai titik di mana tidak ada perubahan bersih dalam konsentrasi reaktan dan produk. Dalam kondisi ini, sistem dikatakan berada dalam keadaan keseimbangan dinamis. Memahami dan menghitung keseimbangan kimia sangat penting dalam berbagai aplikasi kimia, termasuk industri, biologi, dan lingkungan. Perhitungan dalam keseimbangan kimia melibatkan beberapa konsep kunci, seperti:

1. Konstanta keseimbangan adalah rasio konsentrasi produk terhadap reaktan pada keseimbangan, masing-masing dipangkatkan dengan koefisien stoikiometrinya. Untuk reaksi umum $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, konstanta keseimbangan (K_C) dinyatakan dalam bentuk:

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

2. Hukum aksi massa: hukum ini menyatakan bahwa pada keseimbangan, rasio produk dan reaktan, seperti yang

dinyatakan oleh konstanta kesetimbangan, tetap konstan pada suhu tertentu.

3. Quotient Reaksi (Q_c): Quotient reaksi adalah rasio konsentrasi produk terhadap reaktan pada kondisi non-kesetimbangan. Dengan membandingkan Q_c dengan K_c , kita dapat menentukan arah reaksi untuk mencapai kesetimbangan:

Jika $Q_c < K_c$, reaksi akan bergerak ke arah produk.

Jika $Q_c > K_c$, reaksi akan bergerak ke arah reaktan.

Jika $Q_c = K_c$, sistem berada dalam kesetimbangan.

4. Perubahan Konsentrasi (ICE Table): Untuk memudahkan perhitungan, tabel ICE yang merupakan singkatan dari initial (awal), change (bereaksi), dan equilibrium (setimbang) digunakan untuk melacak perubahan konsentrasi reaktan dan produk selama reaksi berlangsung hingga mencapai kesetimbangan.
5. Pengaruh Faktor Eksternal: Prinsip Le Chatelier menyatakan bahwa jika suatu sistem dalam kesetimbangan mengalami perubahan dalam konsentrasi, tekanan, atau suhu, sistem akan bergeser untuk melawan perubahan tersebut dan mencapai kesetimbangan baru.
6. Kestimbangan dalam Sistem Gas: Untuk reaksi yang melibatkan gas, kesetimbangan juga bisa dinyatakan dalam tekanan parsial dengan menggunakan konstanta kesetimbangan tekanan (K_p). Hubungan antara K_p dan K_c (konstanta kesetimbangan dalam konsentrasi) diberikan oleh persamaan: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, dimana Δn : perubahan jumlah mol gas, R : konstanta gas, dan T : suhu dalam Kelvin.

Bagian ini membahas perhitungan-perhitungan kimia yang terdiri dari empat bagian yaitu perhitungan konsep dan hukum kesetimbangan kimia, konstanta kesetimbangan, prediksi arah perubahan kesetimbangan dan kesetimbangan dalam sistem heterogen.

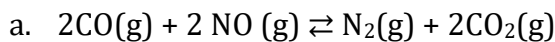
7.2 Perhitungan-Perhitungan Kimia

7.2.1 Perhitungan Konsep dan Hukum Kestimbangan Kimia

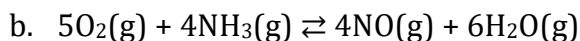
Dalam konsep dan hukum kesetimbangan membahas tentang konsep reaksi kesetimbangan, penulisan konstanta kesetimbangan K_c dan K_p , serta hubungan antara K_c dan K_p . Perhitungan dijabarkan dalam pertanyaan dan jawaban di bawah ini:

1. Tuliskan tetapan kesetimbangan (K_c) untuk setiap reaksi reversibel berikut ini:
 - a. Gas karbon monoksida mereduksi gas nitrogen monoksida menghasilkan gas nitrogen dan gas karbon dioksida
 - b. Gas oksigen mengoksidasi gas amonia menjadi gas nitrogen monoksida dan uap air
 - c. Natrium hidrogen karbonat padat terurai membentuk padatan natrium karbonat, uap air, dan gas karbon dioksida.

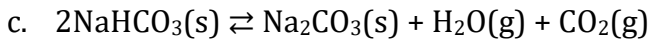
Jawaban:



$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2[\text{CO}_2]^2}$$

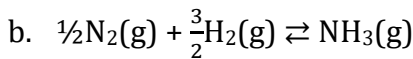


$$K_c = \frac{[\text{NO}]^4[\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{O}_2]^5[\text{NH}_3]^4}$$



$$K_c = [\text{H}_2\text{O}][\text{CO}_2]$$

2. Dalam sebuah bejana pada temperatur tetap terdapat gas NH_3 , N_2 dan H_2 . Konsentrasi pada kesetimbangan $[\text{NH}_3] = 0,25 \text{ M}$, $[\text{N}_2] = 0,11 \text{ M}$ dan $[\text{H}_2] = 1,19 \text{ M}$. Hitung konstanta kesetimbangan (K_c) untuk pembentukan gas amonia jika reaksi berlangsung dalam pada kondisi:

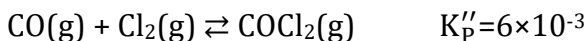
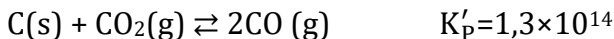


Jawaban:

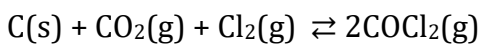
a. $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$, $K_c = \frac{(0,25)^2}{(0,11)(1,19)^3}$, **$K_c = 0,082$**

b. $K_c = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2]^{1/2}[\text{H}_2]^{3/2}}$, $K_c = \frac{(0,25)}{(0,11)^{1/2}(1,19)^{3/2}}$, **$K_c = 0,29$**

3. Konstanta kesetimbangan ditentukan pada suhu 1123 K adalah sebagai berikut:



Tuliskan konstanta kesetimbangan K_p dan hitung konstanta kesetimbangan pada 1123 K untuk reaksi:



Jawaban:

$$K'_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = 1,3 \times 10^{14} \quad K''_p = \frac{P_{\text{COCl}_2}}{P_{\text{CO}}P_{\text{Cl}_2}} = 6 \times 10^{-3}$$

Reaksi Total:

$$\Rightarrow K_p = \frac{P_{\text{COCl}_2}^2}{P_{\text{CO}_2}P_{\text{Cl}_2}^2} = K'_p(K''_p)^2 = (1,3 \times 10^{14})(6 \times 10^{-3})$$

$$\Rightarrow \mathbf{K_p = 4,7 \times 10^9}$$

4. Hitung nilai K_c berdasarkan persamaan reaksi dan dengan nilai K_p berikut:
- $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, $K_p = 2,9 \times 10^{-2}$ pada suhu 303K
 - $2\text{NO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, $K_p = 0,275$ pada suhu 700K
 - $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, $K_p = 22,5$ pada suhu 395 °C

Jawaban:

Dalam setiap pertanyaan, carilah perubahan jumlah mol gas antara produk dan reaktan, kemudian gunakan hubungan $K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n}$, dengan T dalam K dan R = 0,0821 L·atm/mol·K

- $\Delta n = [1+1] - [1] = 1$
 $K_p = 2,9 \times 10^{-2}$ pada 303 K, sehingga

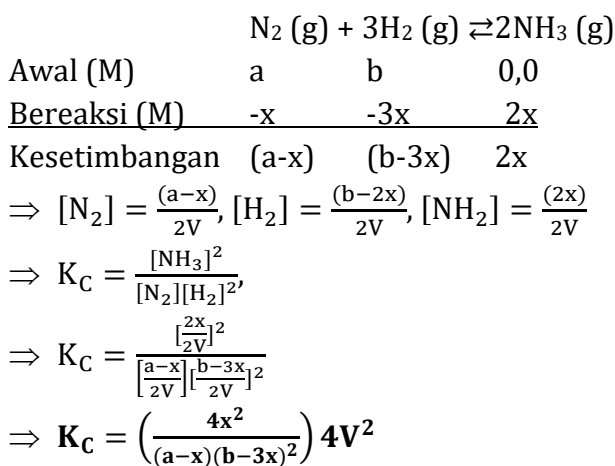
$$K_c = \frac{K_p}{(\text{RT})^1} = \frac{2,9 \times 10^{-2}}{(0,0821 \times 303)^1} = \mathbf{1,2 \times 10^{-3}}$$
- $\Delta n = [2+1] - [2] = 1$
 $K_p = 0,275$ pada 700 K, sehingga

$$K_c = \frac{K_p}{(\text{RT})^1} = \frac{0,275}{(0,0821 \times 700)^1} = \mathbf{4,8 \times 10^{-3}}$$
- $\Delta n = [1] - [1+1] = -1$
 $K_p = 22,5$ pada 395 °C, sehingga

$$K_c = \frac{K_p}{(\text{RT})^{-1}} = K_p \text{RT}^1 = 22,5(0,0821 \times 668)^1 = \mathbf{1,23 \times 10^3}$$

5. Dalam ruang tertutup dengan volume 2V sebanyak a mol gas nitrogen dan b mol gas hidrogen dicampur sehingga terjadi reaksi pembentukan ammonia : $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ Saat tercapai kesetimbangan terdapat 2x mol gas NH_3 . Hitunglah nilai tetapan kesetimbangan reaksi tersebut !

Jawaban:



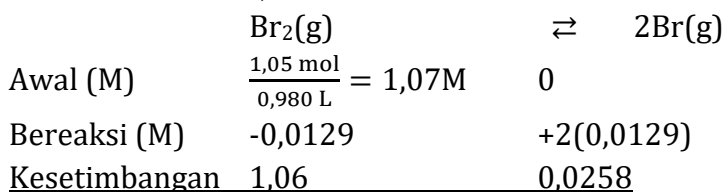
7.2.2 Perhitungan Konstanta Kestimbangan

Pada perhitungan konstanta kestimbangan, akan dibahas perhitungan terkait nilai K_c dari konsentrasi reaktan dan produk pada kestimbangan, menghitung K_p dari tekanan parsial dan mengonversi antara K_c dan K_p . Perhitungan dijabarkan dalam pertanyaan dan jawaban berikut:

- Perhatikan reaksi berikut pada 1600°C : $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Br}(\text{g})$. Ketika 1,05 mol Br_2 dimasukkan ke dalam labu 0,980 L dan 1,20% Br mengalami disosiasi. Hitung tetapan kestimbangan K_c untuk reaksi tersebut.

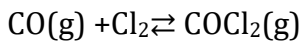
Jawaban:

$$[\text{Br}_2] = 0,0120 \times \frac{1,05 \text{ mol}}{0,980 \text{ L}} = 0,0129 \text{ M}$$



$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{\text{Br}_2} = \frac{(0,0258)^2}{1,06} = 6,3 \times 10^{-4}$$

2. Gas fosgen murni (COCl_2) adalah 3×10^{-2} mol ditempatkan dalam wadah 1,5 L. Gas tersebut dipanaskan hingga 800K, dan pada kestimbangan tekanan ditemukan gas CO 0,497 atm. Hitung konstanta kestimbangan K_p untuk reaksi:



Jawaban:

Tekanan awal gas fosgen dapat dicari menggunakan rumus gas ideal:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(3 \times 10^{-2} \text{ mol})(0,0821 \text{ L} \cdot \frac{\text{atm}}{\text{mol}} \cdot \text{K})(800\text{K})}{(1,50 \text{ L})}$$

$$P = 1,31 \text{ atm}$$

Karena perbandingan mol antara fosgen dan CO adalah 1:1, maka tekanan parsial CO yang terbentuk (0,497 atm) sama dengan tekanan parsial fosgen yang bereaksi. Tekanan fosgen pada kestimbangan adalah:

	$\text{CO(g)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$		
Awal (atm)	0	0	1,31
Bereaksi (atm)	+0,497	+0,497	-0,497
Kestimbangan	0,497	0,497	0,81

Nilai K_p -nya adalah:

$$K_p = \frac{P_{\text{COCl}_2}}{P_{\text{CO}}P_{\text{Cl}_2}} = \frac{0,81}{(0,497)^2} = 3,3$$

3. Perhatikan reaksi berikut: $\text{AB}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{A}(\text{aq}) + 2\text{B}(\text{aq})$, dimana $K_{\text{eq}} = 3,5 \times 10^{-5}$. Jika pada kestimbangan

konsentrasi AB_2 adalah 1M, berapakah konsentrasi kesetimbangan A?

Jawaban:

$$K_{eq} = \frac{[A][B]^2}{[AB_2]}$$

Dengan menggunakan model konsentrasi awal, bereaksi dan setimbang diperoleh konsentrasi $[A] = x$, $[B]=2x$ dan $[AB_2] = 1$

$$\Rightarrow 3,5 \times 10^{-5} = \frac{x(2x)^2}{1}, \text{ disederhanakan menjadi:}$$

$$\Rightarrow 3,5 \times 10^{-5} = \frac{x(4x^2)}{1}, 3,5 \times 10^{-5} = 4x^3$$

$$\Rightarrow \sqrt[3]{\frac{3,5 \times 10^{-5}}{4}} = x, x = 0,0206 \text{ M atau } x = 2,06 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Maka konsentrasi $[A]$ adalah **$2,06 \times 10^{-2} \text{ M}$**

4. Campuran 0,5 mol H_2 and 0,5 mol I_2 dalam labu 1 Liter pada 430 °C. Tetapan kesetimbangan (K_c) untuk reaksi $H_2(g) + I_2 \rightleftharpoons 2HI(g)$ adalah 54,3 pada temperatur tersebut. Hitung konsentrasi H_2 , I_2 dan HI pada saat kesetimbangan.

Jawaban:

Diketahui:

	$H_2(g)$	$+ I_2(g)$	$\rightleftharpoons 2HI(g)$
Awal (M)	0,5	0,5	0,0
Bereaksi (M)	-x	-x	+2x
Kesetimbangan	(0,5-x)	(0,5-x)	2x

$$\text{Persamaan kesetimbangan, } K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$\Rightarrow 54,3 = \frac{[2x]^2}{[0,5-x][0,5-x]}$$

$$\Rightarrow 7,37 = \frac{2x}{0,5-x}$$

$$\Rightarrow x = 0,393 \text{ M}$$

Pada saat kesetimbangan, konsentrasi masing-masing zat adalah:

$$[H_2] = (0,5 - 0,393) \text{ M} = \mathbf{0,107 \text{ M}}$$

$$[I_2] = (0,5 - 0,393) \text{ M} = \mathbf{0,107 \text{ M}}$$

$$[HI] = (2 \times 0,393) \text{ M} = \mathbf{0,786 \text{ M}}$$

5. Amonium hidrogen sulfida terdisosiasi menghasilkan gas amonia dan gas hidrogen sulfida. Jika sampel $NH_4HS(s)$ murni pada suhu $25^\circ C$, tekanan total gas-gas tersebut adalah $0,658 \text{ atm}$ ketika kesetimbangan tercapai. Tuliskan persamaan reaksi disosiasi dan tentukan nilai K_p

Jawaban:

$$K_p = P_{NH_3} \cdot P_{H_2S}$$

Gunakan persamaan kesetimbangan:

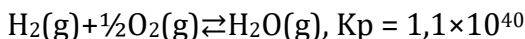
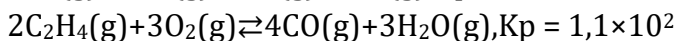
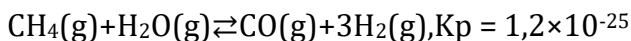
	$NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$		
Awal	?	0	0
Bereaksi	-x	+x	+x
Setimbang	-x	x	x

Jumlah tekanan parsial (hukum tekanan parsial Dalton).

Jadi, $0,658 \text{ atm} = x + x = 2x$, atau $x = 0,329 \text{ atm}$.

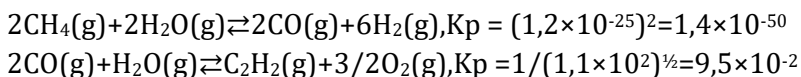
$$K_p = (x)(x) = x^2 = (0,329)^2 = \mathbf{0,108}$$

6. Tentukan K_c pada 298 K untuk reaksi $2CH_4(g) \rightleftharpoons C_2H_2(g) + 3H_2(g)$, berdasarkan data persamaan reaksi berikut pada 298 K .

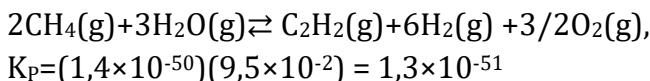


Jawaban:

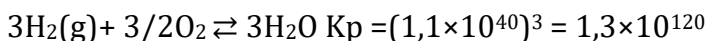
Petunjuk: Cari K_p untuk reaksi target menggunakan Hukum Kestimbangan Berganda. Kemudian gunakan hubungan $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ untuk mencari nilai K_c .



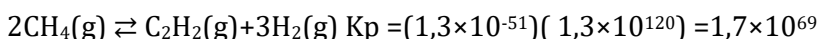
Jumlahkan kedua reaksi di atas dan mencoret $\text{CO}(\text{g})$. K_p untuk reaksi yang dijumlahkan diperoleh dengan mengalikan kedua konstanta kesetimbangan:



Ini bukanlah reaksi yang ditargetkan. Untuk mencapai target, reaksi ketiga yang diberikan di atas harus digunakan dengan seluruh koefisien stoikiometrinya dikalikan tiga. Artinya konstanta kesetimbangan harus dikuadratkan.



Sekarang, menambahkan dua reaksi terakhir akan menghasilkan reaksi target. K_p untuk reaksi target diperoleh dengan mengalikan konstanta kesetimbangan.



Nilai K_c reaksi akhir:

$$\Rightarrow \Delta n = [1+3] - [2] = 2,$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{(1,7 \times 10^{69})}{(0,0821 \times 298)^2}$$

$$\Rightarrow K_c = 2,8 \times 10^{66}$$

7.2.3 Perhitungan Prediksi Arah Perubahan Kestimbangan

1. Nilai K_c untuk reaksi pembentukan amoniak adalah 0,297 menurut persamaan reaksi $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Pada keadaan setimbang, $[N_2] = 2,05 \text{ M}$, $[H_2] = 1,56 \text{ M}$, dan $[NH_3] = 1,52 \text{ M}$. Jika ditambahkan $N_2(g)$ menjadi $[N_2] = 3,00 \text{ M}$. Apa yang terjadi?

Jawaban:

$$Q_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(1,52)^2}{(3)(1,56)^3} = 0,203$$

Nilai $Q_c < K_c$ ($0,203 < 0,297$) maka reaksi bergeser ke arah kanan atau produk atau terjadi peningkatan gas amoniak.

2. Diketahui reaksi disosiasi berikut: $SO_2Cl_2(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + Cl_2(g)$ dengan $K_c = 0,078$ at 100°C . Jika 0,035 mol SO_2 , 0,500 mol SO_2Cl_2 , dan 0,080 mol Cl_2 digabungkan dalam labu 5L dan dipanaskan hingga 100°C . Berdasarkan data tersebut: a). Berapakah nilai Q_c sebelum reaksi dimulai?, b). Ke arah mana reaksi akan berlangsung untuk mencapai keseimbangan?.

Jawaban:

$$\text{a. Mencari nilai } Q_c = \frac{[SO_2][Cl_2]}{[SO_2Cl_2]}$$

Karena K_c dinyatakan dalam mol per liter (molaritas), maka Q_c perlu dikonversi ke molaritas, yaitu:

$$\Rightarrow [SO_2Cl_2] = \frac{0,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,1 \text{ M},$$

$$\Rightarrow [SO_2] = \frac{0,035 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,07 \text{ M},$$

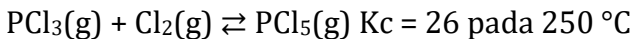
$$\Rightarrow [Cl_2] = \frac{0,08 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,016 \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{Nilai } Q_c = \frac{(0,07)(0,016)}{(0,1)} = \mathbf{0,011}$$

b. Nilai $0,078 (K_c) > 0,011 (Q_c)$ atau $Q_c < K_c$

Karena $K_c > Q_c$, reaksi akan berjalan ke arah kanan atau produk untuk meningkatkan konsentrasi SO_2 dan Cl_2 dan menurunkan konsentrasi SO_2Cl_2 hingga $Q_c = K_c$.

3. Diketahui kesetimbangan reaksi pada suhu 250°C :



Masing-masing $0,100 \text{ mol PCl}_3$ dan Cl_2 serta $0,0100 \text{ mol PCl}_5$ dimasukkan ke dalam labu reaksi $6,40 \text{ L}$. Berapa mol masing-masing gas yang ada pada saat kesetimbangan?

Jawaban:

$$\begin{array}{ccccc} \text{PCl}_3(\text{g}) & + & \text{Cl}_2(\text{g}) & \rightleftharpoons & \text{PCl}_5(\text{g}), \\ \text{Awal} & \frac{1}{6,40} = 0,0156 & \frac{1}{6,40} = 0,0156 & & \frac{0,1}{6,40} = \\ & 0,00156 & & & \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccc} \text{Bereaksi} & -x & & -x & +x \\ \text{Setimbang} & 0,0156-x & & 0,0156-x & 0,00156 + x \end{array}$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3][\text{PCl}_2]} = 26$$

$$\Rightarrow 26 = \frac{[0,00156 + x]}{[0,0156-x][0,0156-x]}$$

$$\Rightarrow 0,006327 - 0,8112x + 26x^2 = 0,00156 + x$$

$$\Rightarrow 26x^2 - 1,8112x + 0,004767 = 0$$

Penyelesaian menggunakan persamaan kuadrat menghasilkan:

$$\Rightarrow x = 0,067 \text{ atau } x = 0,0027 \text{ (2 angka penting karena } K_c)$$

Karena x harus lebih kecil dari $0,0156$ (agar konsentrasi PCl_3 dan Cl_2 positif pada kesetimbangan), nilai x yang digunakan adalah $0,0027$. Jadi:

$$\Rightarrow [\text{PCl}_3] = 0,0156 - 0,0027 = 0,0129 \text{ M,}$$

$$\Rightarrow [\text{Cl}_2] = 0,0156 - 0,0027 = 0,0129 \text{ M,}$$

$$\Rightarrow [\text{PCl}_5] = 0,00156 + 0,0027 = 0,0043 \text{ M.}$$

Jumlah mol masing-masing komponen diperoleh dengan mengalikan molaritas masing-masing dengan volume reaksi, sehingga jumlah dalam mol menjadi:

$$\Rightarrow \text{PCl}_3: 0,0129 \times 6,40 = \mathbf{0,0826 \text{ mol}}$$

$$\Rightarrow \text{Cl}_2: 0,0129 \times 6,40 = \mathbf{0,0826 \text{ mol}}$$

$$\Rightarrow \text{PCl}_5: 0,0043 \times 6,40 = \mathbf{0,028 \text{ mol}}$$

4. Konstanta kesetimbangan (K_c) pada suhu Pada 2300 adalah $1,7 \times 10^{-3}$ untuk reaksi $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$. Campuran ketiga gas pada 2300 K memiliki konsentrasi $[\text{N}_2] = 0,17 \text{ mol dm}^{-3}$, $[\text{O}_2] = 0,17 \text{ mol dm}^{-3}$, dan $[\text{NO}] = 0,034 \text{ mol dm}^{-3}$. Hitung:
- Apakah sistem berada dalam keadaan setimbang?
 - Ke arah manakah reaksi harus terjadi untuk mencapai kesetimbangan?
 - Berapakah konsentrasi kesetimbangan N_2 , O_2 , dan NO ?

Jawaban:

$$Q = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}, Q = \frac{[0,034 \text{ mol dm}^{-3}]^2}{[0,17 \text{ mol dm}^{-3}][0,17 \text{ mol dm}^{-3}]}, = 4 \times 10^{-2}$$

- Q_c lebih besar dari K_c , sehingga reaksi **tidak berada pada kesetimbangan**.
- Karena Q_c lebih besar dari K_c , maka konsentrasi produk, NO , lebih besar dari konsentrasi kesetimbangannya dan konsentrasi reaktan, N_2 dan O_2 , lebih kecil dari konsentrasi kesetimbangannya. Sehingga, sebagian produk NO , akan terpakai dan lebih banyak reaktan, N_2 dan O_2 , yang akan terbentuk.
- Konsentrasi pada saat kesetimbangan dihitung menggunakan:

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$
$2\text{NO}(\text{g}),$				
Awal (mol/dm^3)	0,17		0,17	0,034
Bereaksi (mol/dm^3)	x		x	-2x
Setimbang (mol/dm^3)	0,17+x		0,17+x	0,034-2x

$$\Rightarrow K_c = 1,7 \times 10^{-3} = \frac{[0,034-2x]^2}{[0,17+x][0,17+x]}$$

$$\Rightarrow \sqrt{1,7 \times 10^{-3}} = 0,0412 = \frac{[0,034-2x]}{[0,17+x]}$$

Mengalikan kedua ruas dengan 0,17 + x menghasilkan

$$\Rightarrow 0,0070 + 0,412x = 0,034 - 2x$$

$$\Rightarrow 2x + 0,412x = 0,034 - 0,0070$$

$$\Rightarrow x = \frac{0,0270}{2,412} = 0,0132$$

$$\Rightarrow [\text{N}_2] = [\text{O}_2] = 0,17 + 0,013 = 0,183 \text{ mol}/\text{dm}^3$$

$$\Rightarrow [\text{NO}] = 0,034 - 2(0,0132) = 0,0076 \text{ mol}/\text{dm}^3$$

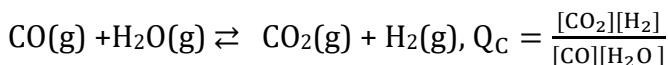
Memeriksa ulang dengan cara mensubstitusi konsentrasi tersebut ke dalam K_c .

$$\Rightarrow K_c = \frac{[0,0076]^2}{[0,183][0,183]} = 1,8 \times 10^{-3}$$

Hal ini sesuai dengan nilai K_c sebesar $1,7 \times 10^{-3}$.

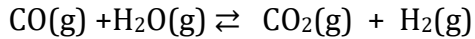
5. Seorang engineer mereaksikan CO dan H_2O membentuk CO_2 dan H_2 . Jika 0,250 mol CO dan 0,250 mol H_2O dimasukkan ke dalam labu 125 mL pada suhu 900 K, berapakah komposisi campuran kesetimbangannya?, jika pada suhu ini, K_c reaksi tersebut adalah 1,56.

Jawaban:



Konsentrasi awal reaktan:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{250 \text{ mol}}{0,125 \text{ L}} = 2 \text{ M}$$



Awal (M)	2	2	0	0
Bereaksi (M)	-x	-x	+x	+x
Setimbang (M)	2-x	2-x	x	x

Mencari nilai Q_c :

$$Q_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(x)(x)}{(2-x)(2-x)} = \frac{x^2}{(2-x)^2}$$

Pada kesetimbangan:

$$\Rightarrow Q_c = K_c = 1,56 = \frac{x^2}{(2-x)^2}$$

$$\Rightarrow \sqrt{1,56} = \frac{x}{2-x} = \pm 1,25$$

$$\Rightarrow 1,25 = \frac{x}{2-x} \text{ atau } 2,50 - 1,25x = x$$

$$\Rightarrow 2,50 = 2,25x$$

$$\Rightarrow x = 1,11 \text{ M}$$

Konsentrasi pada kesetimbangan:

$$\Rightarrow [\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 2 \text{ M} - x = (2 - 1,1) \text{ M} = \mathbf{0,89 \text{ M}}$$

$$\Rightarrow [\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = x = \mathbf{1,11 \text{ M}}$$

7.2.4 Perhitungan Kestimbangan dalam Sistem Heterogen

1. Perhatikan kesetimbangan heterogen berikut:

$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$. Pada 800°C , tekanan CO_2 0,236 atm. Hitung (a) K_p , (b). K_c untuk reaksi pada suhu tersebut.

Jawaban:

$$\text{a. } K_p = P_{\text{CO}_2}$$

$$\Rightarrow \mathbf{K_p = 0,236}$$

$$b. K_p = K_c(0,0821 T)^{\Delta n}$$

$$\Rightarrow T=800+273 = 1073 \text{ K dan } \Delta n = 1, \text{ maka:}$$

$$\Rightarrow 0,236 = K_c(0,0821 \times 1073)$$

$$\Rightarrow K_c = 2,68 \times 10^{-3}$$

2. Pada suhu 127°C, sebanyak 10,2 gr padatan amonium hidrogen sulfida (NH_4HS) dalam wadah tertutup berukuran 4 L terurai menjadi gas amonia dan hidrogen sulfida melalui proses endotermik. Berapa persentasi padatan yang tidak terurai jika pada kesetimbangan diperoleh tekanan total sebesar 1,64 atm ($R = 0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Ar N = 14; H = 1; S = 32).

Jawaban:

Reaksi kesetimbangan yang terjadi:



Mencari mol total menggunakan rumus gas ideal:

$$\Rightarrow pV=nRT$$

$$\Rightarrow n = \frac{RT}{pV} = \frac{(0,082 \text{ L atm/mol.K}) (400 \text{ K})}{(1,64 \text{ atm})(4 \text{ L})} = \frac{6,56 \text{ mol}}{32,8}$$

$$\Rightarrow n=0,2 \text{ mol}$$

Tekanan total dalam wadah saat kesetimbangan hanya disumbangkan oleh 2 macam gas, yaitu NH_3 dan H_2S . Karena perbandingan koefisien antara kedua gas adalah 1:1, maka mol kedua gas saat kesetimbangan sama, yaitu:

$$\Rightarrow n(\text{NH}_3) = \frac{\text{koefisien } \text{NH}_3}{\text{koefisien total gas}} \times \text{mol total gas}$$

$$\Rightarrow n(\text{NH}_3) = \frac{1}{2} \times 0,2 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \text{Jumlah mol } \text{NH}_4\text{HS mula-mula} = \frac{10,2 \text{ gr}}{51 \text{ gr/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$



Awal (mol)	0,2	0	0
Bereaksi (mol)	0,1	0,1	0,1

Setimbang (mol) 0,1 0,1 0,1

$$\Rightarrow \text{Massa NH}_4\text{HS yang tidak terurai} = 0,1 \text{ mol} \times \frac{51 \text{ gr}}{\text{mol}} = 5,1 \text{ gr}$$

$$\Rightarrow \text{Persentasi NH}_4\text{HS yang tidak terurai} = \frac{5,1 \text{ gr}}{10,2 \text{ gr}} \times 100\% = \mathbf{50\%}$$

3. Jika konsentrasi larutan HCN 0,15 M mengalami hidrolisis menurut persamaan reaksi: $\text{HCN} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{CN}^- (aq)$. Berapakah konsentrasi masing-masing zat pada saat kesetimbangan?, diketahui $K_c = 4.9 \times 10^{-10}$

Jawaban:

$\text{HCN} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{CN}^- (aq)$				
Awal (M)	0,15	-	0	0
Bereaksi (M)	-x	-	+x	+x
Setimbang (M)	0,15-x	-	+x	+x

$$\Rightarrow K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{(x)(x)}{(0,15-x)}$$

$$\Rightarrow x^2 + (4,9 \times 10^{-10}x) - (7,35 \times 10^{-11}) = 0$$

$$\Rightarrow x = 8,56 \times 10^{-6} \text{ M dan } 8,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Sehingga konsentrasi masing-masing zat:

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{8,56 \times 10^{-6} \text{ M}}$$

$$\Rightarrow [\text{CN}^-] = \mathbf{8,56 \times 10^{-6} \text{ M}}$$

$$\Rightarrow [\text{HCN}] = 0,15 - x = \mathbf{0,15 \text{ M}}$$

Karena x sangat kecil maka dapat diabaikan. Dimana $x \ll 0,15$, maka $0,15 - x \approx 0,15$.

$$\Rightarrow K_c = \frac{(x)(x)}{(0,15-x)} \approx \frac{x^2}{0,15}$$

$$\Rightarrow 4,9 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,15}$$

$$\Rightarrow x^2 = (0,15)(4,9 \times 10^{-10}) = 7,4 \times 10^{-11}$$

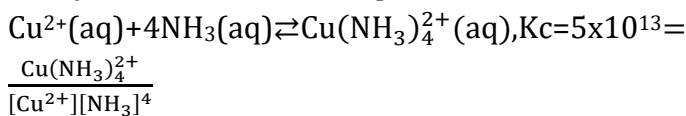
$$\Rightarrow x = \sqrt{7,4 \times 10^{-11}} = 8,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Kita memasukan nilai x dan persentasi dibawah 5% maka kita menganggap $(0,15 - x) \approx 0,15$.

$$\Rightarrow \frac{x}{0,15} \times 100\% = \frac{8,6 \times 10^{-6}}{0,15} \times 100\% = 0,006\%$$

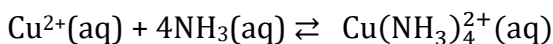
Kurang dari 5%, sehingga kita menggang $(0,15 - x) \approx 0,15$.
valid. Penyelesaian demikian merupakan solusi yang valid.

4. Ion tembaga(II) membentuk ion kompleks dengan adanya ammonia menurut persamaan reaksi:



Jika 0,010 mol Cu^{2+} ditambahkan ke dalam 1L larutan yang mengandung 1M NH_3 , berapa konsentrasinya ketika sistem mencapai kestimbangan?

Jawaban:



Awal (M)		0	0,96	0,010
----------	--	---	------	-------

Bereaksi (M)	+x	+4x	-x	
--------------	----	-----	----	--

Setimbang (M)	+x	0,96+4x	0,010-x	
---------------	----	---------	---------	--

Karena kita mulai mendekati kestimbangan, x harusnya kecil sehingga:

$$\Rightarrow 0,96 + 4x \approx 0,96 \text{ M}$$

$$\Rightarrow 0,010 - x \approx 0,010 \text{ M}$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{(0,01-x)}{x(0,96-4x)^4} \approx \frac{(0,01)}{x(0,96)^4} = 5 \times 10^{13}$$

$$\Rightarrow x = \frac{(0,01-x)}{K_c(0,96)^4} = 2,4 \times 10^{-16} \text{ M}$$

Pilih konsentrasi terkecil untuk aturan 5% dengan membagi nilai sekecil mungkin akan menghasilkan kemungkinan kesalahan terbesar untuk benar-benar melalui aturan 5%.

$$\Rightarrow \frac{2,4 \times 10^{-16}}{0,010} \times 100\% = 2 \times 10^{-12}\%$$

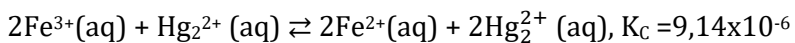
Angka tersebut kurang dari 5%, sehingga valid. Konsentrasi pada kesetimbangan:

$$[\text{Cu}^{2+}] = x = \mathbf{2.4 \times 10^{-16} \text{ M}}$$

$$[\text{NH}_3] = 0.96 - 4x = \mathbf{0.96 \text{ M}}$$

$$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 0.010 - x = \mathbf{0.010 \text{ M}}$$

5. Diketahui reaksi kesetimbangan sebagai berikut pada 25°C:



Konsentrasi mula-mula dari $[\text{Fe}^{3+}]$ dan $[\text{Hg}_2^{2+}]$ masing-masing adalah 0,5 M dan konsentrasi mula-mula dari $[\text{Fe}^{2+}]$ dan $[\text{Hg}_2^{2+}]$ masing-masing adalah 0,03 M. Hitung konsentrasi masing-masing ion pada saat setimbang.

Jawaban:

$$Q_c = \frac{(\text{Fe}^{2+})^2(\text{Hg}_2^{2+})^2}{(\text{Fe}^{3+})^2(\text{Hg}_2^{2+})} = \frac{(0,03)^2(0,03)^2}{(1,25)^2(0,5)} = \frac{8,1 \times 10^{-7}}{8,1 \times 10^{-1}}$$

$$Q_c = 6,84 \times 10^{-6}$$

Karena $Q_c (6,84 \times 10^{-6}) < K_c (9,14 \times 10^{-6})$, maka reaksi bergeser ke kanan. Tentukan x sebagai perubahan dengan menggunakan konsentrasi dalam mol/L (molaritas) untuk Fe^{2+} , Fe^{3+} , dan Hg_2^{2+} . Karena hanya setengah dari Hg_2^{2+} yang dikonsumsi untuk setiap Fe^{3+} , maka perubahan konsentrasi

adalah $\frac{x}{2}$. Dengan mengetahui bahwa arah reaksi total adalah ke kanan, maka perubahan untuk semua reagen di sebelah kiri persamaan adalah negatif, dan perubahan semua reagen di sebelah kanan persamaan adalah positif.

	$2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$			
Awal (M)	0,5	0,5	0,030	0,03
Bereaksi (M)	-x	-x/2	+x	+x
Setimbang (M)	0,5-x	$0,5-\frac{x}{2}$	0,03+x	(0,03+x)

$$\Rightarrow K_C = \frac{(\text{Fe}^{2+})^2(\text{Hg}_2^{2+})^2}{(\text{Fe}^{3+})^2(\text{Hg}_2^{2+})} = \frac{(0,03+x)^2(0,03+x)^2}{(0,5-x)^2(0,5-x/2)}$$

$$\Rightarrow K_C = 9,14 \times 10^{-6}$$

Untuk menyelesaikan perhitungan ini, dapat dilakukan penyederhanaan dengan melakukan asumsi, dan kalau asumsi tersebut terbukti benar. Kalau x jauh lebih kecil dari 0,05, maka $(0,05 - x) \approx 0,05$, dan $(0,05 - \frac{x}{2}) \approx 0,05$.

Asumsi ini membuat persamaan di atas menjadi:

$$\Rightarrow K_C = \frac{(0,03+x)^2(0,03+x)^2}{(0,5)^2(0,5)} = \frac{(0,03+x)^4}{0,125} = 9,14 \times 10^{-6}$$

$$\Rightarrow (0,03 + x)^4 = (0,125)(9,14 \times 10^{-6}) = 1,14 \times 10^{-6}$$

Lakukan akar pangkat 4 untuk kedua sisi (dua kali akar pangkat dua)

$$\Rightarrow (0,03 + x)^2 = (10,7 \times 10^{-4})$$

$$\Rightarrow (0,03 + x) = (10,7 \times 10^{-2})$$

$$\Rightarrow x = (3,27 \times 10^2) - 0,03 = (2,7 \times 10^{-3})$$

Hasil ini membuktikan bahwa asumsi yang dilakukan memang benar, karena $2,7 \times 10^{-3}$ sangat kecil dibandingkan dengan 0,5. Pada saat setimbang:

$$[\text{Fe}^{2+}] = 0,03 + x = 0,03 + (2,7 \times 10^{-3}) = \mathbf{3.27 \times 10^{-2} \text{ M}}$$

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = 0,03 + x = 0,03 + (2,7 \times 10^{-3}) = \mathbf{3.27 \times 10^{-2} \text{ M}}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 0,5 - x = 0,5 - (2,7 \times 10^{-3}) = 4,93 \times 10^{-1} \text{ M} = \mathbf{0,493 \text{ M}}$$

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = 0,5 - x/2 = 0,5 - (1,4 \times 10^{-3}) = 4,986 \times 10^{-1} \text{ M} = \mathbf{0,4986 \text{ M}}$$

Untuk memeriksa hasil kalau perhitungan dilakukan dengan benar, maka harga K_c akan sama atau hampir sama apabila harga-harga konsentrasi pada saat setimbang digunakan untuk menghitung hasil pembagian, Q_c

$$K_c = \frac{(\text{Fe}^{2+})^2 (\text{Hg}_2^{2+})^2}{(\text{Fe}^{3+})^2 (\text{Hg}_2^{2+})} = \frac{(3,27 \times 10^{-2})^2 (3,27 \times 10^{-2})^2}{(0,497)^2 (0,497)}$$

$$K_c = 9,27 \times 10^{-6}$$

Harga $9,27 \times 10^{-6}$ hanya berbeda sangat sedikit dengan $9,14 \times 10^{-6}$, oleh karena itu dapat dikatakan bahwa perhitungan yang dilakukan benar.

DAFTAR PUSTAKA

- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P. 2017. Kimia: Ilmu Dasar. Jakarta: Penerbit Salemba.
- Brady, James E. 1999. Kimia Universitas Asas & Struktur Jilid 1, Edisi Ke-5, Jakarta: Binarupa Aksara
- Chang, R. 2010. Chemistry 10th edition. New York: McGraw-Hill.
- Coles. 1996. Kimia Untuk Universitas. Jakarta: Rineka Cipta.
- Farah, M. H. 2019. Basic Chemistry Book (First Edition). United States: Lulu Press, Inc
- Petrucci, Ralph H. 1987. Kimia Dasar, Jilid 2, Cet. Ke4, terj. Suminar Achmadi, Jakarta: Erlangga.
- Silberberg, Martin S. 2007. Principles of General Chemistry, Published by McGraw-Hill.

BIODATA PENULIS



Ir. Herlina Rahim, ST., M.Si

Penulis Lahir di Rappang pada 26 Juni 1976. Penulis adalah Dosen di Program Studi Teknik Kimia Mineral Politeknik ATI Makassar yang merupakan salah satu institusi Pendidikan Vokasi di bawah Kementerian Perindustrian yang berlokasi di Kota Makassar, Sulawesi Selatan. Penulis menyelesaikan Pendidikan Sarjana Tahun 1999 di Universitas Muslim Indonesia program studi Teknik Kimia dan Pendidikan Magister tahun 2005 di Universitas Hasanuddin dalam bidang Kimia. Penulis aktif dalam kolaborasi penelitian bidang Proses Kimia dan Kimia Analisis, dengan fokus utama dalam bidang proses mineral. Penulis juga aktif dalam organisasi profesi Cabang Sulawesi Selatan yakni Himpunan Kimia Indonesia (HKI), Ikatan Asesor Profesional Indonesia (IASPRO) dan Persatuan Insinyur Indonesia (PII). Artikel ilmiah hasil penelitian penulis dapat diakses melalui ID SINTA 6797470, ID Google Scholar rsBo98AAAAJ&hl

BIODATA PENULIS



Muhamad Jalil Baari, S.Pd., M.Si.

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Sains dan Teknologi
Universitas Sembilanbelas November Kolaka

Penulis lahir di Baubau tanggal 12 April 1992. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi, Universitas Sembilanbelas November Kolaka. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Pendidikan Kimia di Universitas Halu Oleo dan melanjutkan S2 pada Program Studi Kimia di Institut Teknologi Bandung. Penulis menekuni bidang Menulis dan Olahraga.

Penulis telah menghasilkan sejumlah artikel penelitian dan pengabdian kepada masyarakat di Jurnal Nasional Terakreditasi hingga Jurnal Internasional bereputasi sesuai dengan bidang keahlian penulis di bidang kimia khususnya kimia fisik dan organik serta kimia komputasi.

Riwayat Jabatan Profesional Penulis yaitu Pelaksana Tugas Ketua Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi Universitas Sembilanbelas November Kolaka (2022-2023) dan Ketua Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi Universitas Sembilanbelas November Kolaka (2023-sekarang).

BIODATA PENULIS

Fraulein Intan Suri, M.Si.

Dosen Program Studi Kimia

Fakultas Sains dan Teknologi UIN Raden Intan Lampung

Penulis lahir di Bandar Lampung tanggal 11 Maret 1990. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi UIN Raden Intan Lampung. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Pendidikan Kimia Universitas Lampung dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia Institut Teknologi Bandung.

BIODATA PENULIS



Penulis lahir di Surabaya tanggal 11 Juni 1964. Penulis merupakan dosen tetap Fakultas Teknik prodi Teknik Mesin Universitas Pembangunan Nasional “Veteran” Jawa Timur. Alhamdulillah penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada tahun 1990 di jurusan Teknik Kimia di UPNVJT kemudian melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia di ITS Surabaya (1997 -2001). Jenjang S3 penulis selesaikan di UNDIP Semarang jurusan Teknik Mesin dengan spesifikasi material (2015 – 2018). Semoga sedikit materi yang penulis berhasil selesaikan dapat bermanfaat

BIODATA PENULIS



Wiwit Sepvianti, S.Pd., M.Sc.

Dosen Program Studi Teknologi Bank Darah
STIKES Guna Bangsa Yogyakarta

Penulis lahir di Yogyakarta tanggal 15 September 1989. Saat ini, penulis menjalani karir sebagai dosen tetap pada Program Studi Teknologi Bank Darah, STIKES Guna Bangsa Yogyakarta. Latar belakang pendidikan S1 yaitu Jurusan Pendidikan Kimia ditempuh di Universitas Negeri Yogyakarta dan pendidikan S2 pada Jurusan Kimia yang ditempuh di Universitas Gadjah Mada. Selain aktif menulis, penulis juga aktif dalam bidang penelitian. Riset-riset yang aktif dilakukan penulis diantaranya yaitu biokimia darah, uji kualitas mutu darah pada berbagai parameter, sintesis senyawa organik (kalkon dan turunannya), uji aktivitas antibakteri senyawa kalkon pada bakteri kontaminan produk darah serta karsa cipta alat portabel agitator untuk trombosit; inkubator dan sterilizer.

BIODATA PENULIS



Johnson Nune Naat, S.Pd., M.Si.

Dosen Program Studi Pendidikan Kimia
Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan, Universitas Nusa
Cendana Kupang

Penulis lahir di Oelbubuk tanggal 20 November 1985. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan, Universitas Nusa Cendana Kupang. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Pendidikan Kimia (2003-2007) dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia FMIPA Universitas Brawijaya Malang (2012-2014) dan melanjutkan studi Doktor pada Program Doktor Kimia Universitas Gadjah Mada Yogyakarta sejak tahun 2022. Penulis Menekuni bidang Kimia Anorganik.