

BMP. UKI: LSLP-01-KF-PK-FIS-III-2020



Buku Materi Pembelajaran

KIMIA FISIKA 1

Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd



**PROGRAM STUDI PENDIDIKAN KIMIA
FAKULTAS KEGURUAN DAN ILMU PENDIDIKAN
UNIVERSITAS KRISTEN INDONESIA**

2020

BUKU MATERI PEMBELAJARAN KIMIA FISIKA I

Penulis:

Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

Editor:

Dr. Hotmaulina Sihotang, M.Pd

Elferida Sormin, S.Si., M.Pd

Indri Jatmoko, S.Si., MM

ISBN: 978-623-7256-72-4

Penerbit: UKI Press

Redaksi: Jl. Mayjen Sutoyo No.2 Cawang Jakarta

13630. Telp. (021) 8092425

Cetakan I Jakarta: UKI Press, 2020

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang mengutip atau memperbanyak sebagian atau seluruh isi buku ini tanpa izin tertulis dari penerbit.



**UKI Press
2020**

KATA PENGANTAR

Puji syukur atas berkat Tuhan Yesus Kristus, dan motivasi keluarga dan semua teman penulis sehingga modul ini dapat penulis selesaikan.

Modul Kimia Fisika 1 ini terdiri atas 12 bagian Modul. Setiap bagian modul tersusun atas dua atau tiga kegiatan pembelajaran. Setiap kegiatan pembelajaran (sub bagian modul) diuraikan tujuan pembelajaran yang akan dicapai pada pertemuan tersebut, materi pembelajaran, latihan, rangkuman, evaluasi pembelajaran, umpan balik dan tindak lanjut, serta daftar referensi.

Setiap bagian dalam modul mengacu pada kurikulum KKNI, *Strategi pembelajaran Student Centered Learning (SCL)* dan pendekatan Kontekstual. Tujuan dari penyusunan modul ini adalah untuk membantu pembelajaran agar lebih sistematis, efektif dan efisien. Setiap pembelajaran akan mengacu pada modul. Penulis berharap modul ini bermanfaat bagi pembaca, secara umum dan kepada mahasiswa Pendidikan Kimia FKIP-UKI secara khusus. Penulis menyadari modul ini masih jauh dari sempurna, dengan demikian penulis sangat masukan yang membangun untuk perbaikan modul ini kedepan.

Atas perhatian dan kerjasama seluruh pihak yang membantu dalam penyempurnaan modul ini, saya ucapkan terimakasih.

Jakarta, Juli 2020

Penulis

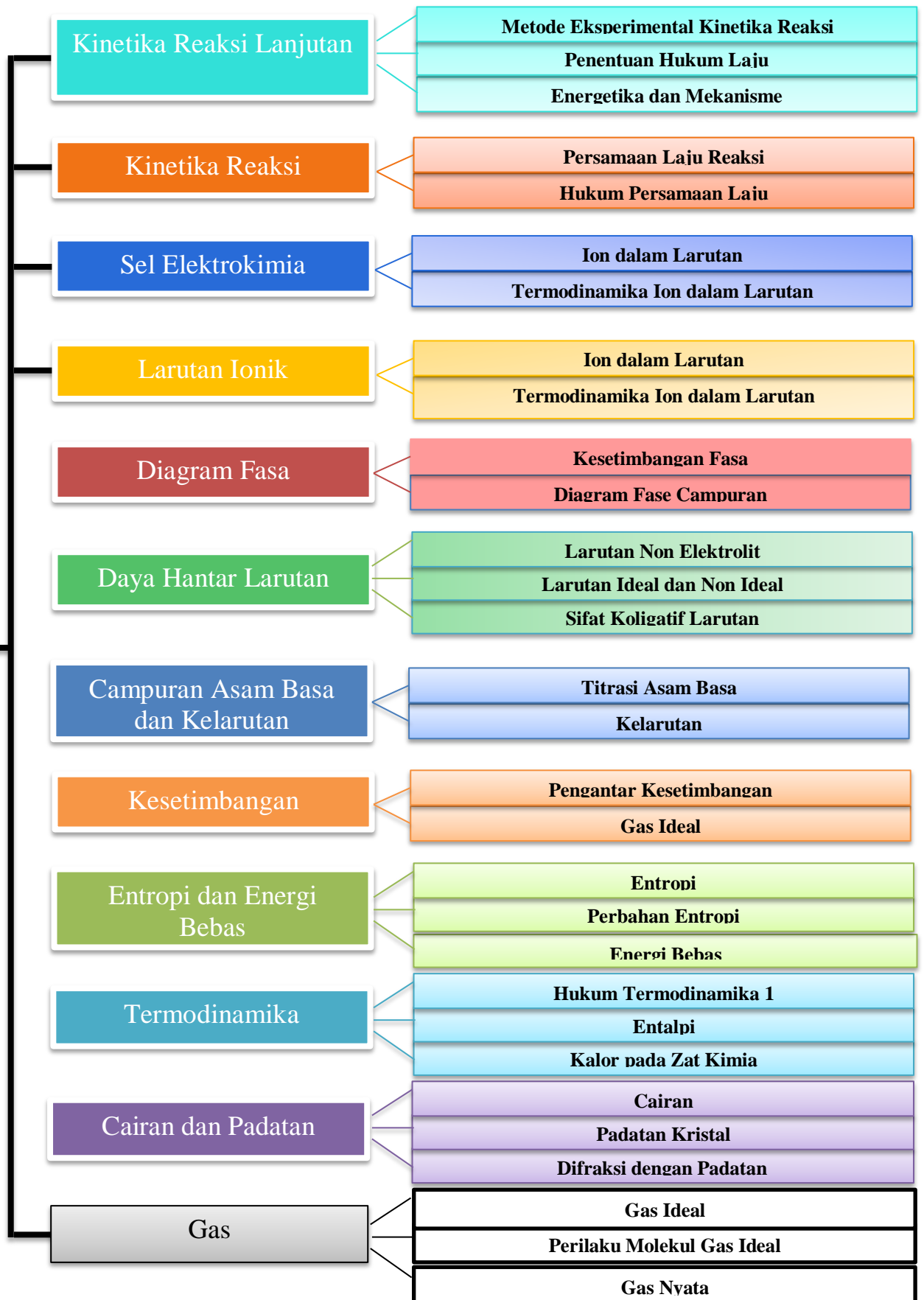
PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL KIMIA FISIKA 1

Sebelum menggunakan modul ini, maka bacalah petunjuk berikut:

1. Modul ini tersusun atas 12 bagian materi kimia fisika 1 yang telah disesuaikan dengan kurikulum KKNI dan rancangan pembelajaran semester (RPS).
2. Setiap Kegiatan Pembelajaran (Sub Modul) tersusun atas tujuan pembelajaran, materi pokok pembelajaran, latihan, rangkuman, evaluasi pembelajaran, umpan balik dan tindak lanjut serta referensi.
3. Bawa modul dalam setiap pembelajaran Kimia Fisika 1, dan lakukan pembelajaran sesuai dengan modul pada pertemuan yang sedang berlangsung.
4. Kerjakan evaluasi pembelajaran dan lembar kerja sesuai dengan modul.
5. Apabila lembar kerja adalah praktikum, maka silahkan susun jurnal praktikum, kemudian cek kesediaan alat dan bahan di laboratorium (seminggu sebelum pelaksanaan praktikum).
6. Apabila ada hal yang tidak dimengerti mengenai isi modul, boleh ditanya langsung kepada dosen pengampu.

PETA KONSEP KIMIA FISIKA 1

KIMIA FISIKA 1





RENCANA PEMBELAJARAN SEMESTER (RPS)

Universitas	:	Universitas Kristen Indonesia
Fakultas	:	Keguruan dan Ilmu Pendidikan
Program Studi	:	Pendidikan Kimia
Mata Kuliah	:	Kimia Fisika I
Bobot/Sks	:	4 sks
Kode Mata Kuliah	:	16124120
Bentuk/Sifat	:	(1) Kuliah/Teori (2) Seminar (3) Praktikum
Pra-Syarat (jika ada)	:	Kimia Dasar, Fisika Dasar, Kalkulus
Semester	:	Ganjil
Periode Kuliah	:	September 2020-Januari 2021
Jumlah Pertemuan tatap muka	:	16 x 200 menit
Jadwal Kuliah	:	
Ruang	:	R-3206
Dosen Pengampu	:	Leony Sanga Lamsari Purba

A. DESKRIPSI

Mata kuliah bertujuan agar mahasiswa memiliki pemahaman tentang teori/konsep-konsep dan gejala fisik dalam proses kimia. Mata kuliah membahas tentang satuan dan besaran, gas, termodinamika I, termodinamika II, kesetimbangan larutan. Pembelajaran akan dilaksanakan dengan menerapkan pendekatan *student center learning*, yaitu melalui pembelajaran dikelas, studi kasus dan eksperimen. Mahasiswa didorong dan difasilitasi untuk aktif mencari dan menemukan pengetahuan serta memperoleh keterampilan dan sikap.

B. CAPAIAN PEMBELAJARAN LULUSAN (CPL)

Ranah	Capaian Pembelajaran Lulusan
Sikap	<ol style="list-style-type: none"> 1. Bertaqwa kepada Tuhan Yang Maha Esa dan mampu menunjukkan sikap religius(S-1) 2. Menghargai keanekaragaman budaya, pandangan, agama dan kepercayaan, serta pendapat atau temuan original orang lain(S-5) 3. Menginternalisasi semangat kemandirian, kejuangan, dan kewirausahaan (S-10) 4. Memiliki budi pekerti yang berlandaskan nilai-nilai kristiani dalam melaksanakan tugas yang dipercayakan, antara lain:(S-11) <ol style="list-style-type: none"> a. Rendah hati (Humality, Filipi 2: 3b) b. Berbagi dan Peduli (Sharing and Caring, Ibrani 10: 24) c. Disiplin (Disipline, Efesus 5: 16) d. Profesional (Profesional, Matius 25: 21) e. Bertanggung jawab (Responsibility, Bilangan 4: 49)
Keterampilan umum	<ol style="list-style-type: none"> 1. Mampu menerapkan pemikiran logis, kritis, sistematis, dan inovatif dalam konteks pengembangan atau implementasi ilmu pengetahuan dan teknologi yang memperhatikan dan menerapkan nilai humaniora yang sesuai dengan bidang keahliannya; (KU-1) 2. Mampu menunjukkan kinerja mandiri, bermutu, dan terukur; (KU-2)
Pengetahuan	<ol style="list-style-type: none"> 1. Menguasai teori kimia fisika yang meliputi satuan dan besaran, gas, termodinamika I, termodinamika II, kesetimbangan larutan (PG-6) 2. Mampu mengembangkan materi kimia fisik secara konferensif melalui studi kasus, studi lapangan dan eksperimen (PG-11)
Keterampilan Khusus	<ol style="list-style-type: none"> 1. Mampu merancang, menerapkan, dan mengembangkan materi ajar kimia untuk tujuan atau bidang tertentu/khusus dengan baik(KK-4)

C. CAPAIAN PEMBELAJARAN MATA KULIAH (CPMK)

CPMK	SUB-CPMK
1. Mahasiswa memahami perilaku gas yang sangat dipengaruhi oleh variabel seperti temperatur, tekanan, dan lain-lain	1.1. Mahasiswa memahami satuan fisika
	1.2. Mahasiswa memahami satuan kimia
2. Mahasiswa memahami perilaku gas yang sangat dipengaruhi oleh variabel seperti temperatur, tekanan, dan lain-lain	2.1. Mahasiswa memahami gas ideal dan gas nyata
	2.2. Mahasiswa mengetahui persamaan keadaan gas
	2.3. Mahasiswa memahami hukum-hukum gas
	2.4. Mahasiswa mengetahui persamaan dan azas keadaan
	2.5. Mahasiswa memahami titik kritis
	2.6. Mahasiswa memahami teori kinetika gas
3. Memahami hubungan timbal balik panas dengan reaksi kimia atau dengan perubahan keadaan fisika	3.1. Mahasiswa memahami sistem dan lingkungan
	3.2. Mahasiswa mampu memahami jenis reaksi akibat perpindahan panas dalam sistem dan lingkungan
	3.3. Mahasiswa mampu memahami proses termokimia
	3.4. Mahasiswa mampu memahami hukum termodinamika I
	3.5. Mahasiswa mampu memahami viyste termodinamika II
4. Mampu memahami tidak semua proses di alam semesta adalah reversible yang disebabkan adanya arah pada aliran elektron	4.1. Mahasiswa memahami konsep kesetimbangan dalam larutan
	4.2. Mahasiswa mampu mengamati factor yang mempengaruhi kesetimbangan kimia
	4.3. Mahasiswa memahami aplikasi sistem kesetimbangan dalam larutan

D. MATERI

POKOK BAHASAN	SUB-POKOK BAHASAN
1. Besaran dan Satuan	1.1. Satuan Fisika 1.2. Satuan Kimia
2. Gas	2.1. Gas ideal dan nyata 2.2. Persamaan keadaan gas 2.3. Hukum-hukum gas 2.4. Persamaan dan azas gas 2.5. Titik kritis 2.6. Teori kinetika gas
3. Termokimia	3.1. Sistem dan Lingkungan 3.2. Reaksi Termokimia 3.3. Proses termokimia 3.4. Hukum dan prinsip kerja Termodinamika I 3.5. Hukum dan prinsip kerja Termodinamika II
4. Keseimbangan Larutan	4.1. Konsep dasar keseimbangan Larutan 4.2. Faktor-faktor keseimbangan larutan

E. KEGIATAN PEMBELAJARAN (METODE)

1. Kegiatan pembelajaran dilaksanakan dengan menggunakan pendekatan *student center learning* (pembelajaran berpusat pada mahasiswa). Para mahasiswa didorong dan difasilitasi untuk aktif mencari, menganalisis, membahas, mempresentasikan dan memperoleh kemampuan yang diharapkan (pengetahuan, keterampilan maupun sikap).
2. Ada lima kegiatan (metode) utama yang akan dilaksanakan dalam perkuliahan yaitu:
 - Presentasi oleh dosen (ceramah)
 - Eksperimen
 - Diskusi kelas berbasis kelompok

- Penugasan
- Studi lapangan

F. TUGAS

Ada lima tugas utama yang harus dikerjakan oleh mahasiswa selama perkuliahan (1 semester), yaitu:

1. Membuat makalah kelompok dan mempresentasikan dalam diskusi kelas,
2. Membuat resume bahan kuliah pada setiap pertemuan (tugas individu),
3. Membuat penjelasan istilah (semacam *glossary*) untuk berbagai istilah/konsep penting yang ditemukan dalam perkuliahan.
4. Melakukan dan membuat laporan eksperimen dan studi kasus.

G. PENILAIAN

1. Metode/teknik:

- Tes tulis (untuk ujian tengah dan akhir semester),
- Penilaian produk (untuk penilaian makalah, laporan hasil studi kasus, dan tugas membuat *glossary*),
- Penilaian kinerja (untuk menilai presentasi dalam diskusi kelas, dan partisipasi dalam perkuliahan),
- Penilaian sikap (untuk menilai sikap dan perilaku selama mengikuti kuliah, ketaatan terhadap aturan).

2. Instrumen

- Naskah soal ujian (untuk ujian tengah dan akhir semester),
- Skala penilaian/rubrik (untuk menilai makalah, laporan hasil studi kasus, tugas membuat *glossary* dan presentasi dalam diskusi),

- Lembar pengamatan (untuk menilai sikap dan perilaku selama mengikuti perkuliahan dan ketaatan terhadap aturan).

3. Komponen dan proporsi penilaian

1. Tugas (20%)
2. UTS (30%)
3. UAS (50%)

4. Kriteria kelulusan

TINGKAT PENGUASAAN (%)	HURUF	KETERANGAN
≥ 80	A	Lulus
$\geq 75 < 80$	A-	Lulus
$\geq 70 < 75$	B+	Lulus
$\geq 65 < 70$	B	Lulus
$\geq 60 < 65$	B-	Lulus
$\geq 55 < 60$	C+	Lulus
$\geq 50 < 55$	C	Lulus
$\geq 45 < 50$	D	Belum Lulus
< 45	E	Belum Lulus

H. PERATURAN (TATA TERTIB)

1. Dalam pelaksanaan matakuliah kimia fisika 1, mahasiswa harus:
2. Hadir paling lambat 15 menit sebelum jam pelajaran. Mahasiswa TIDAK DIPERKENANKAN masuk kelas setelah kuliah dimulai.
3. Berpenampilan dan berbusana sopan serta rapi. (Tidak diperkenankan memakai bahan jeans, kaos dalam bentuk apapun, legging).

4. Tidak menggunakan sandal atau sejenisnya, serta tidak mengoperasikan handphone, laptop, atau sejenisnya. selama proses pembelajaran (pemakaian laptop hanya saat presentasi).
5. Tidak ada ujian dan penugasan susulan atau perbaikan.
6. Tugas diberikan pada saat kuliah dan wajib dikerjakan oleh mahasiswa, dan hasilnya dikumpulkan sesuai dengan waktu yang telah ditetapkan. Pengumpulan tugas maksimal sehari sebelum jadwal kuliah kimia fisik 1 (bila tugas by email: leony51@yahoo.com). Keterlambatan pengumpulan tugas akan mengurangi nilai sebesar 10 satuan per hari dengan batas maksimum keterlambatan adalah 5 hari.

I. SUMBER (REFERENSI)

1. Atkins, P. W. (1986). *Physical Chemistry*. New York: W. H. Freeman & Co.
2. Castellan, Gilbert W., *Physical Chemistry*, 3rd ed, Addison Wisley, 1983.
3. Lusi, dkk. (2018). *Laju perubahan Oksigen Terlarut (DO) dan Derajat Keasaman (pH) Air Sekitar Muara Angke*. Jakarta: Simlibtamas

J. RINCIAN KEGIATAN (TERLAMPIR)

RINCIAN RENCANA KEGIATAN

Capaian Pembelajaran Mata Kuliah (CPMK):

1. Mahasiswa memahami perilaku gas yang sangat dipengaruhi oleh variabel seperti temperatur, tekanan, dan lain-lain
2. Mahasiswa memahami perilaku gas yang sangat dipengaruhi oleh variabel seperti temperatur, tekanan, dan lain-lain
3. Memahami hubungan timbal balik panas dengan reaksi kimia atau dengan perubahan keadaan fisika
4. Mampu memahami tidak semua proses di alam semesta adalah reversible yang disebabkan adanya arah pada aliran electron

IX.

Minggu ke-	Kemampuan Akhir yang Direncanakan (SUB-CPMK)	Bahan Kajian	Metode Pembelajaran	Pengalaman Belajar (Penugasan)	Indikator Penilaian	Bobot Penilaian	Referensi
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
1	Menyepakati RPS/ Kontrak kuliah	RPS	<i>Ceramah dan Tanya-Jawab</i>	-		0%	RPS & kontrak perkuliahan
2	1.1. Mampu mengamati gejala alam terkait gas ideal melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep gas sempurna maupun melalui percobaan. 1.2 Mampu meng-analisis perilaku molekular partikel gas ideal 1.3 .Mampu mengamati gejala alam terkait gas non ideal melalui pemahaman mahasiswa terhadap	Gas	<i>Diskusi</i>	1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi penelitian Boyle, Charles dan Gay-Lussac terkait gas. 2. Memahami konsep dasar gas ideal, molekul partikel gas dan gas non ideal. 3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia	✚ Mampu menjelaskan konsep dasar gas ideal ✚ Mampu menganalisis gejala alam terkait gas ideal ✚ Mampu mengamati sifat gas ideal melalui percobaan ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah gas di lingkungan sekitar. ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar partikel molekular gas ideal ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terkait partikel molekular gas ideal	5%	Atkins, P. W. (1986). Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.

	konsep gas non ideal			SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika. 4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan	terhadap masalah gas di lingkungan sekitar. ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar partikel molekul gas non ideal ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terkait partikel molekul gas non ideal terhadap masalah gas di lingkungan sekitar.		
3	1.1. Mampu mengamati gejala alam terkait gas ideal melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep gas sempurna maupun melalui percobaan. 1.2. Mampu menganalisis perilaku molekular partikel gas ideal. 1.3. Mampu mengamati gejala alam terkait gas non ideal melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep gas non ideal.	Cairan dan Padatan	Diskusi	1. Mampu mengamati gejala alam terkait gas ideal melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep gas sempurna maupun melalui percobaan. 2. Mampu menganalisis perilaku molekular partikel gas ideal. 3. Mampu mengamati gejala alam terkait gas non ideal melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep gas non ideal.	✚ Mampu menjelaskan konsep dasar cairan dan padatan ✚ Mampu menganalisis gejala alam terkait cairan dan padatan ✚ Mampu mengamati sifat cairan dan padatan melalui percobaan ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah cairan dan padatan di lingkungan sekitar. ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar padatan Kristal ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah gas di lingkungan sekitar yang terkait padatan kristal. ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar difraksi padatan ✚ Mampu mengamati dan memberi terhadap masalah gas di lingkungan sekitar terkait difraksi padatan.	10%	Atkins, P. W. (1986). Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.
4.	3.1. Mampu mengamati gejala alam terkait termodinamika melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep	Termodinamika	Collaborative learning	1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait termodinamika. 2. Memahami konsep	✚ Mampu menjelaskan konsep Termodinamika I ✚ Mampu mengamati prinsip kerja alat pengukur kalor melalui percobaan ✚ Mampu meneliti dan	10%	Castellan, Gilbert W., Physical Chemistry, 3rd ed, Addison

	<p>termodinamika melalui percobaan.</p> <p>3.2. Mampu menganalisis perubahan entalpi reaksi melalui sebuah miniriset yang disusun dalam sebuah kajian ilmiah.</p> <p>3.3 Mampu merancang alat dengan prinsip kerja termodinamika 1.</p>			<p>dasar termodinamika</p> <p>3.Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.</p> <p>4.Mampu mendisign alat yang menggunakan prinsip kerja termodinamika</p> <p>5.Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan</p>	<p>memberi kontribusi mengenai Termodinamika I kepada lingkungan sekitar.</p> <ul style="list-style-type: none"> ✚ Mampu mendisign alat dengan menggunakan prinsip kerja Termodinamika I ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar Entalpi ✚ Mampu melakukan miniriset terkait entalpi suatu reaksi ✚ Mampu menjelaskan konsep Kalor zat kimia ✚ Mampu mengamati dan memberi terhadap masalah di lingkungan sekitar terkait kalor pada zat kimia 		Wisley, 1983.
5.	<p>4.1. Mampu mengamati gejala alam terkait entropi</p> <p>4.2. Mampu menentukan perubahan entropi pada berbagai jenis reaksi</p> <p>4.3. Mampu mengamati gejala alam terkait energi bebas</p>	Entropi dan Energi Bebas	<i>Collaborative Learning</i>	<p>1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait Entropi, perubahan entropi dan Energi Bebas</p> <p>2. Memahami konsep dasar Entropi, perubahan entropi dan Energi Bebas</p> <p>3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.</p> <p>4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan</p>	<ul style="list-style-type: none"> ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar Entropi ✚ Mampu menganalisis gejala alam terkait entropi ✚ Mampu menentukan nilai entropi suatu reaksi melalui percobaan ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar perubahan entropi ✚ Mampu menyusun kembali informasi terkait perubahan entropi dengan mengacu pada informasi terbaru terkait perubahan entropi. ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar difraksi dengan padatan ✚ Mampu mengamati gejala alam terkait Energi bebas. 	10%	<p>Atkins, P. W. (1986). <i>Physical Chemistry</i>. New York: W. H. Freeman & Co.</p> <p>Lusi, dkk. (2018). <i>Laju perubahan Oksigen Terlarut (DO) dan Derajat Keasaman (pH) Air Sekitar Muara Angke</i>. Jakarta: Simlibitamas</p>
6	5.1. Mampu mengamati gejala alam	Keseimbangan	<i>Studi Kasus</i>	1. Bergabung dalam kelompok belajar	<ul style="list-style-type: none"> ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar pengantar 	5%	Atkins, P. W. (1986).

	<p>kesetimbangan</p> <p>5.2. Mampu menentukan derajat keasaman suatu larutan melalui percobaan</p> <p>5.3. Mampu mengamati gejala alam terkait asam basa</p>			<p>mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan larutan asam basa</p> <p>2. Memahami konsep dasar kesetimbangan dan larutan asam basa</p> <p>3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.</p> <p>4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan</p>	<p>kesetimbangan</p> <p>✚ Mampu menganalisis gejala alam kesetimbangan</p> <p>✚ Mampu menyusun sebuah peta pikiran terkait materi pengantar kesetimbangan kimia</p> <p>✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah kesetimbangan di lingkungan sekitar dan menyunyanya dalam sebuah miniriset yang di upload dalam lomba LKTI Nasional</p> <p>✚ Mampu menjelaskan konsep dasar asam basa</p> <p>✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah di lingkungan sekitar yang terkait asam basa.</p>		<p>Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.</p> <p>Castellan, Gilbert W., Physical Chemistry, 3rd ed, Addison Wisley, 1983.</p>
UJIAN TENGAH SEMESTER (UTS)							
8	<p>6.1. Mampu mengamati gejala alam campuran asam dan basa</p> <p>6.2 Mampu menentukan titik ekivalen proses titrasi melalui percobaan</p> <p>6.3 Mampu mengamati gejala alam terkait buffer</p> <p>6.4 Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap permasalahan lingkungan terkait kelarutan</p>	<p>Campuran Asam Basa dan Kelarutan</p>	<p><i>Discovery Learning</i></p>	<p>1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan larutan asam basa</p> <p>2. Memahami konsep dasar kesetimbangan dan larutan asam basa</p> <p>3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.</p> <p>4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan</p>	<p>✚ Mampu menjelaskan konsep dasar titrasi asam basa</p> <p>✚ Mampu mengelompokkan proses alam terkait titrasi asam oleh basa dan sebaliknya</p> <p>✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah titrasi di lingkungan sekitar.</p> <p>✚ Mampu menjelaskan konsep kelarutan</p> <p>✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah di lingkungan sekitar yang kelarutan melalui penelitian.</p>	10%	<p>Atkins, P. W. (1986). Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.</p>

				Penugasan			
9	<p>7.1. Mampu mengelompokkan larutan melalui percobaan</p> <p>7.2. Mampu menganalisis perilaku larutan</p> <p>7.3 Mampu mengamati gejala alam dan memberi larutan permasalahan lingkungan terkait larutan</p>	Daya Hantar Larutan	<i>Collaborative Learning</i>	<ol style="list-style-type: none"> Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan larutan asam basa Memahami konsep dasar kesetimbangan dan larutan asam basa Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan 	<ul style="list-style-type: none"> Mampu menjelaskan konsep dasar larutan melalui percobaan Mampu menciptakan alat yang mengacu pada prinsip potensial kimia Mampu menjelaskan konsep dasar larutan ideal dan non ideal Mampu memberi kontribusi terhadap masalah larutan ideal dan non ideal di lingkungan sekitar melaluia studi lapangan Mampu menjelaskan konsep sifat koligatif larutan Mampu mengamati dan memberi tanggapan terkait permasalahan yang terjadi dilingkungan sekitar terkait sifat koligatif larutan 	10%	Atkins, P. W. (1986). Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.
10	<p>8.1 Mampu mengelompokkan kesetimbangan dan diagram fasa melalui percobaan</p> <p>8.2 Mampu menggambarkan dan membaca diagram fasa</p> <p>8.3 Mampu mengamati gejala alam dan memberi larutan permasalahan lingkungan terkait fasa</p>	Diagram Fasa	<i>Example non example</i>	<ol style="list-style-type: none"> Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan diagram fasa Memahami konsep dasar kesetimbangan dan diagram fasa melalui kelompok belajar. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan 	<ul style="list-style-type: none"> Mampu menjelaskan konsep dasar kesetimbangan fasa Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap permasalahan lingkungan yang terkait kesetimbangan fasa. Mampu menjelaskan konsep dasar diagram fase campuran Mampu menggambar dan membaca diagram fase Mampu merangkai alat pemurnian air sederhana 	10%	Castellan, Gilbert W., Physical Chemistry, 3rd ed, Addison Wisley, 1983.

				dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika			
				4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan			
11	9.1. Mampu mengamati gejala alam terkait larutan ionik melalui percobaan. 9.2. Mampu mengamati gejala alam terkait larutan ionik.	Larutan Ionik	Diskusi	1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi penelitian larutan ionik. 2. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika. 3. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan	<ul style="list-style-type: none"> ✚ Mendeskripsikan materi dalam bentuk peta pikiran ✚ Menjelaskan materi dalam bentuk ✚ Mahasiswa mampu menyusun sebuah karya ilmiah terkait termodinamika dalam larutan ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah lingkungan terkait materi pada bagian ini 	10%	Castellan, Gilbert W., Physical Chemistry, 3rd ed, Addison Wisley, 1983.
12	10.1. Mampu mengelompokkan jenis reaksi yang terjadi melalui percobaan. 10.2. Mampu mengamati gejala alam dan memberi solusi terkait sel volt 10.3. Mampu mengamati gejala alam dan memberi solusi terkait sel elektrolisis	Sel Elektrokimia	Diskusi, Tanya jawab	1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi penelitian larutan ionik. 2. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika. 3. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan	<ul style="list-style-type: none"> ✚ Mampu membedakan reaksi reduksi, oksidasi dan reduksi oksidasi melalui percobaan ✚ Mampu menjelaskan jenis reaksi yang terjadi di alam terkait reduksi dan oksidasi ✚ Mampu menyusun poster terkait reaksi reduksi dan oksidasi ✚ Mampu menentukan beda potensial berbagai reaksi redoks ✚ Mampu menganalisis potensial reaksi kesetimbangan kimia ✚ Mampu mendesain sebuah alat pengisi daya alat elektronik yang menjadi pengganti baterai 	5%	Castellan, Gilbert W., Physical Chemistry, 3rd ed, Addison Wisley, 1983.

13	11.1. Mahasiswa mempresentasikan konsep dari kinetika reaksi. 11.2. Mahasiswa membuat media pembelajaran kinetika reaksi. 11.3. Mahasiswa melakukan percobaan.	Kinetika Reaksi	<i>Diskusi, Tanya jawab</i>	1. Mahasiswa mempresentasikan konsep dari kinetika reaksi. 2. Mahasiswa membuat media pembelajaran kinetika reaksi. 3. Mahasiswa melakukan percobaan.	<ul style="list-style-type: none"> ✚ Memahami konsep dasar persamaan persamaan laju reaksi ✚ Menyusun persamaan laju melalui hasil percobaan ✚ Melalui sub pokok bahasan ini mahasiswa diharapkan dapat memahami konsep dari bunyi Hukum Laju Reaksi. 	5%	Atkins, P. W. (1986). Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.
14	12.1. Mahasiswa mempresentasikan konsep kinetika reaksi lanjutan. 12.2. Mahasiswa membuat media pembelajaran kinetika reaksi lanjutan 12.3. Mahasiswa melakukan percobaan.	Kinetika Reaksi Lanjutan	<i>Diskusi, Tanya jawab</i>	Menyusun dan mempresentasikan makalah	<ul style="list-style-type: none"> ✚ Memahami penentuan tingkat reaksi melalui percobaan ✚ Menyusun sebuah karya tulis mengenai metode eksperimental kinetika reaksi ✚ Mahasiswa mampu menentukan hukum laju reaksi ✚ Mahasiswa dapat menginterpretasikan data hasil percobaan kedalam bentuk grafik. ✚ Mahasiswa mampu menganalisis informasi yang terkait dengan energenita dan mekanismenya 	5%	Atkins, P. W. (1986). Physical Chemistry. New York: W. H. Freeman & Co.
15	Praktikum	Seluruh topik	<i>Eksperimen</i>	Menyusun Jurnal dan Laporan Praktikum		5%	
UJIAN AKHIR SEMESTER (UAS)							

Rubrik Penilaian Presentasi Laporan

Dimensi	Sangat Baik	Baik	Cukup	Kurang	Sangat Kurang	Skor
<i>Laporan</i>	Presentasi terorganisasi dengan	Presentasi terorganisasi dengan baik dan menyajikan fakta yang	Presentasi mempunyai fokus dan menyajikan beberapa bukti yang	Cukup fokus, namun bukti kurang mencukupi untuk	Tidak ada organisasi yang jelas; fakta tidak digunakan	
<i>Isi</i>	Isi mampu menggugah pendengar untuk mengembangkan pikiran (14-15)	Isi akurat dan lengkap; para pendengar menambah wawasan baru tentang topik tersebut. (10-13)	<ul style="list-style-type: none"> • Isi secara umum akurat, tetapi tidak lengkap. • Para pendengar bisa mempelajari beberapa fakta yang tersirat, tetapi merakatidak menambah wawasan baru tentang topik tersebut. (6-9) 	Isinya kurang akurat, karena tidak ada data faktual; tidak menambah pemahaman pendengar. (4-5)	<ul style="list-style-type: none"> • Isinya tidak akurat atau terlalu umum. • Pendengar tidak belajar apapun atau kadang menyesatkan. (0-3) 	
<i>Presentasi</i>	Berbicara dengan semangat, menularkan semangat dan antusiasme pada pendengar. (9-10)	<ul style="list-style-type: none"> • Pembicara tenang dan menggunakan intonasi yang tepat, berbicara tanpa bergantung pada catatan, dan berinteraksi secara intensif dengan pendengar. • Pembicara selalu kontak mata dengan pendengar. (7-8) 	Secara umum pembicara tenang, tetapi dengan nada yang datar dan cukup sering bergantung pada catatan. Kadang-kadang kontak mata dengan pendengar diabaikan. (4-6)	Berpatokan pada catatan, tidak ada ide yang dikembangkan di luar catatan, suara monoton. (2-3)	<ul style="list-style-type: none"> • Pembicara cemas dan tidak nyaman, dan membaca berbagai catatan dari pada berbicara. • Pendengar sering diabaikan. Tidak terjadi kontak mata karena pembicara lebih banyak melihat kepapan tulis atau layar. (0-1) 	
<i>Skor Total</i>						

Rubrik untuk Penilaian Laporan

Nilai	Kriteria
4: Sangat Baik	Merumuskan gagasan secara jelas Mengumpulkan informasi awal yang memadai Merencanakan kegiatan penelitian secara detail Menentukan instrumen penelitian secara tepat Memilih sampel/responden yang representatif/sesuai Memilih teknik analisis secara tepat
3: Baik	Merumuskan gagasan yang akan diuji Merencanakan tahap-tahap pengumpulan data Menentukan instrumen secara tepat Memilih teknik analisis secara tepat
2: Cukup	Dengan bimbingan dosen dapat mengajukan gagasan yang akan diuji Merencanakan garis besar kegiatan Memilih instrumen secara benar Menentukan analisis secara benar
1: Kurang	Dengan bimbingan dosen dapat mengajukan gagasan yang akan diuji Terdapat banyak kelemahan dalam rencana Instrumen yang disusun kurang relevan Teknis analisis kurang sesuai
0: Sangat Kurang	Tidak dapat mengajukan gagasan secara benar Tidak merumuskan langkah-langkah penelitian Instrumen yang disusun tidak tepat Tidak mendeskripsikan teknik analisis

Rubrik Deskriptif untuk Penilaian Keaktifan Sesama Anggota Tim

Dimensi	Luar Bisa	Baik	Di bawah harapan
Kontribusi pada Tugas	<ul style="list-style-type: none"> • Sangat berkontribusi dalam hasil kerja tim. • Berkontribusi secara “adil” dalam hasil kerja tim. • Membuat beberapa kontribusi nyata dalam hasil kerja tim. 	Berkontribusi secara “adil” dalam hasil kerja tim.	Membuat beberapa kontribusi nyata dalam hasil kerja tim
Kepemimpinan	Secara rutin melakukan kepemimpinan yang baik.	Menerima “pembagian yang adil” dari tanggung jawab kepemimpinan.	Jarang atau tidak pernah berlatih tentang memimpin.
Kolaborasi	Menghargai pendapat orang lain dan berkontribusi besar dalam diskusi kelompok.	Menghargai pendapat orang lain dan berkontribusi dalam diskusi kelompok.	Tidak berkontribusi pada diskusi kelompok atau sering gagal berpartisipasi.

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	<i>i</i>
PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL	<i>ii</i>
PETA KONSEP	<i>iii</i>
RPS	<i>iv</i>
DAFTAR ISI	<i>xxii</i>
MODUL 1. GAS	1
A1. Gas Ideal	4
A2. Perilaku Molekul Gas Ideal	16
A3. Gas Non Ideal	29
MODUL 2. CAIRAN DAN PADATAN	42
B1. Cairan	44
B2. Padatan Kristal	55
B3. Difraksi dengan Padatan	68
MODUL 3. TERMODINAMIKA	81
C1. Hukum Termodinamika 1	84
C2. Entalpi	96
C3. Kalor pada Zat Kimia	105
MODUL 4. ENTROPI DAN ENERGI BEBAS	118
D1. Entropi	122
D2. Perubahan Entropi	133
D3. Energi Bebas	142
MODUL 5. KESETIMBANGAN	153
E1. Pengantar Kesetimbangan	156
E2. Asam Basa	175
MODUL 6. CAMPURAN ASAM BASA DAN KELARUTAN	191
F1. Titrasi Asam Basa	194
F2. Kelarutan	214
MODUL 7. DAYA HANTAR LARUTAN	226
G1. Larutan Non Elektrolit	228
G2. Larutan Ideal dan Non Ideal	238
G3. Sifat Koligatif Larutan	247

MODUL 8. DIAGRAM FASA	259
H1. Kesetimbangan Fasa	261
H2. Diagram Fase Campuran	271
MODUL 9. LARUTAN IONIK	287
I1. Ion dalam Larutan	289
I2. Termodinamika Ion dalam Larutan	305
MODUL 10. SEL ELEKTROKIMIA	315
J1. Reaksi Redoks	317
J2. Sel Galvani	326
J3. Sel Elektrokimia dan Termodinamika	336
MODUL 11. KINETIKA REAKSI	349
K1. Persamaan Laju Reaksi	351
K2. Hukum Laju Reaksi	363
MODUL 12. KINETIKA REAKSI LANJUTAN	377
L1. Metode Eksperimental Kinetika Reaksi	380
L2. Penentuan Hukum Laju	398
L3. Energetika dan Mekanisme	412
Daftar Pustaka	428

*Ingin menguasai
ilmu kimia fisika?
Belajarláh dengan
bepikir dia ringan
seperti gas.*

Noname

MODUL 1 GAS

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN GAS:

Gas merupakan BAB yang tidak dapat terpisahkan dari mata pelajaran kimia. Di perguruan tinggi, materi Gas dibahas dalam matakuliah Kimia Fisika I. Gas merupakan salah satu wujud zat, dimana wujud lainnya adalah *solid* (padatan), *liquid* (cairan), dan *aquades* (larutan). Bab ini secara khusus akan membahas tentang hubungan antara volume, tekanan, mol, konsentrasi serta perilaku molekular partikel untuk gas ideal maupun gas non ideal.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai konsep gas ideal maupun gas nyata melalui pembelajaran kontekstual.

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK BAHASAN KESETIMBANGAN:

1. Mampu mengamati gejala alam kesetimbangan
2. Mampu menentukan derajat keasaman suatu larutan melalui percobaan
3. Mampu mengamati gejala alam terkait asam basa

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik kesetimbangan, maka mahasiswa harus menguasai konsep dasar kesetimbangan dan larutan asam basa.

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN GAS:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi penelitian Boyle, Charles dan Gay-Lussac terkait gas.
2. Memahami konsep dasar gas ideal, molekul partikel gas dan gas non ideal.
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.
4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan

KEGUNAAN MODUL

Modul gas ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait gas ideal dan gas nyata
2. Meningkatkan kemampuan analisis mahasiswa terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan gas.
3. Mahasiswa mampu berkontribusi terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan gas.
4. Mahasiswa mampu menciptakan alat yang dapat meningkatkan kadar oksigen air.

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Gas Ideal	Gas
	Gas Sempurna
	Tekanan Parsial
Partikel Molekul Gas Ideal	Teori Kinetika Gas
	Kecepatan Molekul gas
	Molekul Tekanan Tinggi
	Efusi
	Frekuensi Tumbukan
Gas Non Ideal	Tekanan Gas Ideal
	Konsep Dasar Gas Non Ideal
	Persamaan Virial
	Persamaan Vanderwalls

A1

GAS IDEAL

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Gas

Ideal:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar gas ideal
- ✚ Mampu menganalisis gejala alam terkait gas ideal
- ✚ Mampu mengamati sifat gas ideal melalui percobaan
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah gas di lingkungan sekitar.

b. Materi Pembelajaran

Gas	Sebuah gas adalah cairan yang tidak memiliki bentuk intrinsik, dan yang mengembang tanpa batas untuk mengisi wadah apapun di mana ia diselenggarakan.
Gas Sempurna	Sifat fisik dari gas yang sempurna benar-benar dijelaskan oleh jumlah substansi yang terdiri, Keempat parameter yang tidak independen, dan hubungan di antara mereka yang dinyatakan dalam hukum gas.
Tekanan Parsial	Hukum Ketiga gas sejarah hukum-Boyle, hukum Charles dan Avogadro prinsip-kasus spesifik persamaan gas yang sempurna dari keadaan, yang biasanya dikutip dalam bentuk $pV = nRT$, di mana R adalah konstanta gas.

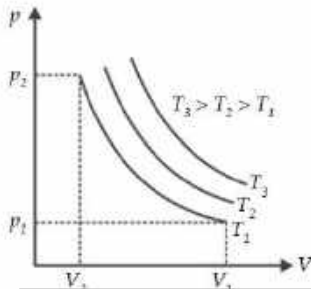
Topik-topik yang berkaitan: Perilaku Molekul Gas Sempurna dan Gas Non-ideal

Gas

Sebuah gas adalah cairan yang tidak memiliki resistensi terhadap perubahan bentuk, dan akan memperluas tanpa batas

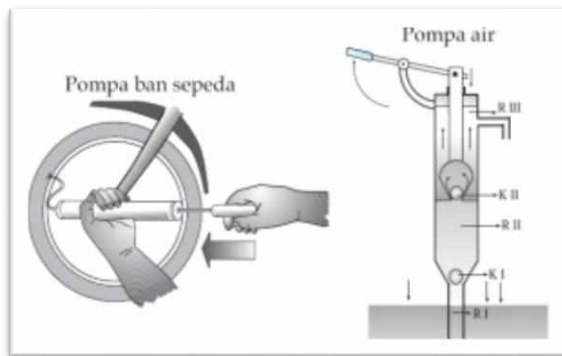
untuk mengisi wadah apapun di mana ia diselenggarakan. Molekul-molekul atau atom yang membentuk gas berinteraksi hanya lemah dengan satu sama lain. Mereka bergerak cepat, dan bertumbukan secara acak dan berantakan dengan satu sama lain. Sifat fisik gas ideal benar-benar dijelaskan oleh empat parameter yang, dengan satuan SI masing-masing adalah: Jumlah substansi yang terdiri, **mol (n)**; **suhu gas (T) satuan Kelvin**; **tekanan gas (p), satuan atm**; **volume gas (V) satuan Liter**.

Hukum Boyle



Gambar 1.1. Hubungan P dan V pada suhu konstan

Berdasarkan percobaan yang dilakukannya, Robert Boyle menemukan bahwa gas pada suhu gas konstan, tekanan gas bertambah, volume gas akan semakin berkurang. Demikian juga sebaliknya ketika tekanan gas berkurang, volume gas semakin bertambah (seperti yang terlihat pada gambar 1.1). **Pada suhu konstan, tekanan gas berbanding terbalik dengan volume gas.**



Gambar 1.2. Perlatan Dengan Prinsip Hukum Boyle

Hukum Boyle :
dirumuskan:

$$P \times V = C$$

dimana:

P = Tekanan;

V = Volume;

C = Konstan

Penerapan Hukum Boyle terdapat pada prinsip kerja pompa. Untuk memindahkan, dalam kimia fisika digunakan alat yang disebut pompa. Pompa hisap dan pompa tekan merupakan jenis pompa bila ditinjau dari prinsip kerjanya. Volume udara dalam pompa membesar dan udara tidak dapat masuk ke ban sebab harus masuk melalui katup (ventil) dari karet, apabila penghisap ditarik. Jika pengisap ditekan maka volume udara dalam pompa mengecil dan udara dapat masuk ke ban melalui ventil karena tekanannya membesar.

Hukum Charles

Jacques Charles (1746-1823) adalah peneliti hubungan antara suhu dan volume gas. Penelitian beliau dilakukan seratus tahun setelah Robert Boyle, seorang ilmuwan berkebangsaan Perancis menemukan hubungan antara volume dan tekanan,. Berdasarkan hasil percobaannya, Charles menemukan bahwa pada saat tekanan konstan, maka apabila suhu mutlak gas bertambah, volume gas pun akan bertambah. Demikian juga sebaliknya, ketika suhu mutlak gas berkurang, volume gas juga akan berkurang. **Pada saat tekanan konstan, suhu gas berbanding lurus dengan volume gas.**

Hukum Charles dirumuskan sebagai berikut:

$$V = T \dots\dots (\text{Tekanan Konstan})$$

dimana:

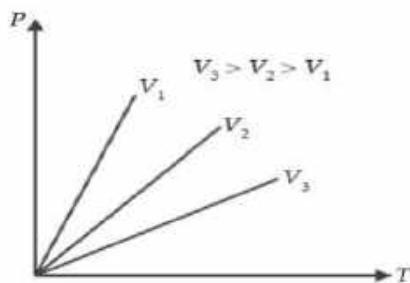
T = Suhu; V = Volume

Hukum Gay-Lussac

Setelah Boyle dan Charles mengabadikan namanya dalam ilmu fisika, Joseph Gay-Lussac juga melakukan percobaan

terhadap gas. Berdasarkan percobaan yang dilakukannya, menemukan bahwa gas pada volume konstan, tekanan gas bertambah, suhu mutlak gas juga bertambah. Demikian juga sebaliknya ketika tekanan gas berkurang, suhu mutlak gas juga akan berkurang. **Tekanan gas sebanding dengan suhu mutlak gas, bila diukur pada volume yang konstan.** Hukum Gay-Lussac dirumuskan sebagai berikut:

$$P = T \dots\dots (\text{Tekanan})$$



Gambar 1.3. Hubungan tekanan dan suhu gas pada volume konstan

Apabila hubungan antara tekanan dan suhu gas pada hukum Gay Lussac dilukiskan dalam grafik, maka hasilnya tampak seperti pada gambar diatas. Kurva yang terjadi disebut **kurva isokhorik**,

Tekanan Parsial

Ketika dua atau lebih gas dicampur, sering penting untuk mengetahui hubungan antara jumlah masing-masing gas, tekanan masing-masing gas, dan tekanan keseluruhan campuran. Jika campuran gas ideal menempati volume, V , maka tekanan yang diberikan oleh masing-masing komponen sama dengan tekanan yang komponen akan mengerahkan jika itu sendiri dalam volume yang. Tekanan ini disebut tekanan parsial, dan dilambangkan sebagai p_A untuk komponen A, p_B untuk komponen B, dll.

Dengan definisi ini, maka dari persamaan gas yang sempurna bahwa tekanan parsial untuk setiap komponen diberikan oleh:

$$p_X = \frac{n_X RT}{V}$$

p_X : Tekanan parsial mol komponen X

Tekanan total yang diberikan oleh campuran gas ideal adalah terkait dengan tekanan parsial melalui hukum Dalton, yang dapat dinyatakan sebagai, '**Tekanan total yang diberikan oleh campuran gas ideal dalam volume adalah sama dengan jumlah aritmatika dari tekanan parsial**'.

Jika campuran gas terdiri dari, misalnya, n_A , n_B , dan n_C mol tiga gas ideal, A, B, dan C, maka tekanan total yang diberikan oleh:

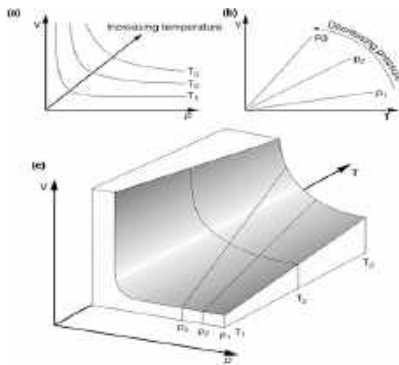
$$\begin{aligned} P_{\text{total}} &= p_A + p_B + p_C \\ &= n_A RT / V + n_B RT / V + n_C RT / V \\ &= (n_A + n_B + n_C) RT / V \\ &= n_{\text{total}} RT / V \end{aligned}$$

di mana n_{Total} adalah jumlah total mol gas, membuat ini penyajian kembali sederhana dari hukum gas ideal.

Tekanan parsial komponen A dibagi dengan tekanan total:

$$\begin{aligned} p_A / P_{\text{total}} &= (n_A RT / V) / (n_{\text{total}} RT / V) \\ &= n_A / n_{\text{Total}} \end{aligned}$$

Kuantitas n_A / n_{Total} dikenal sebagai fraksi mol komponen A, dan dinotasikan x_A .



Gambar 1.4. Representasi grafis dari persamaan gas ideal. (A) hukum Boyle; (B) hukum Charles'; (C) Permukaan mewakili persamaan gas ideal

Keuntungan dari jumlah ini adalah bahwa hal itu mudah dihitung, dan memungkinkan perhitungan siap tekanan parsial melalui relasi:

$$pX = Xn p_{total}$$

c. Rangkuman

1. Hukum Boyle: pada suhu konstan, tekanan gas berbanding terbalik dengan volume gas.
2. Hukum Charles: Pada saat tekanan konstan, suhu gas berbanding lurus dengan volume gas.
3. Hukum Gay-Lussac: pada volume konstan, tekanan gas berbanding lurus dengan suhu mutlak gas
4. Gas ideal didefinisikan sebagai salah satu di mana semua tumbukan antara atom atau molekul bersifat elastis sempurna dan di mana tidak ada kekuatan menarik antarmolekul.
5. Gas selalu akan memenuhi ruang tidak peduli berapapun suhunya, yang akan berubah adalah tekanannya.

d. Latihan

1. Dalam sebuah ruang tertutup terdapat gas dengan volume 100 ml. Jika tekanan ruangan tersebut adalah 0,75 atm, hitunglah tekanan gas pada ruangan yang volumenya 50 ml?

Diketahui:

$$V_1 = 100 \text{ mL} ; P_1 = 0,75 \text{ atm};$$

$$V_2 = 50 \text{ ml}$$

Ditanya : P_2 ?**Pembahasan:**

$$V_1 \times P_1 = V_2 \times P_2$$

$$100\text{ml} \times 0,75\text{atm} = 50\text{ml} \times P_2$$

$$P_2 = 1,5\text{atm}$$

Jadi, tekanan gas pada ruangan yang volume=50 ml berdasar-kan hukum boyle adalah **1,5 atm.**

2. Sejumlah gas ideal pada mulanya mempunyai tekanan P dan volume V. Apabila pada proses isothermal tekanan gas menjadi 8 kali tekanan semula, Hitunglah perubahan volume yang terjadi!

Pembahasan:

$$V = 4 V_2 \leftrightarrow V_2 = V / 8 = 1/8 V$$

Volume gas berubah menjadi $\frac{1}{4}$ kali volume awal.

3. Dalam sebuah ruang tertutup terdapat gas dengan volume 100 ml. Jika tekanan ruangan tersebut adalah 0,75 atm, hitunglah tekanan gas pada ruangan yang volumenya 50 ml?

Diketahui:

$$V_1 = 100 \text{ mL} ; P_1 = 0,75 \text{ atm};$$

$$V_2 = 50 \text{ ml}$$

Ditanya : P_2 ?**Pembahasan:**

$$V_1 \times P_1 = V_2 \times P_2$$

$$100\text{ml} \times 0,75\text{atm} = 50\text{ml} \times P_2$$

$$P_2 = 1,5 \text{ atm}$$

Jadi, tekanan gas pada ruangan volume=50 ml berdasarkan hukum boyle adalah **1,5 atm**.

4. Dalam suatu wadah tertutup, gas memuai sehingga volumenya berubah menjadi 2 kali volume awal ($V =$ volume awal, $P =$ tekanan awal). Tekanan gas berubah menjadi...

Pembahasan:

$$P_1 V_1 = P_2 (2V_1) \leftrightarrow P_1/P_2 = 2/1 \rightarrow P \text{ jadi } 2/1 \text{ kali}$$

5. Sejumlah gas ideal pada mulanya mempunyai tekanan P dan volume V . Apabila pada proses isotermal tekanan gas menjadi 8 kali tekanan semula, Hitunglah perubahan volume yang terjadi!

Pembahasan:

Tekanan awal (P_1) = P

Tekanan akhir (P_2) = $4P$

Volume awal (V_1) = V

Volume akhir gas (V_2)?

Hukum Boyle (proses isotermal atau suhu konstan) : $P V =$
konstan

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \rightarrow (P)(V) = (8P)(V_2)$$

$$V = 8 V_2 \leftrightarrow V_2 = V / 8 = 1/8 V$$

Volume gas berubah menjadi $1/8$ kali volume awal.

6. Sebuah ban mobil dipompa sampai tekanan 24 lb in^{-2} ($1 \text{ atm} = 14,7 \text{ lb in}^{-2}$) pada suatu hari di musim dingin ketika temperatur -5° C . Berapa tekanan yang dihasilkannya jika tidak ada kebocoran dan volumenya tetap pada musim panas berikutnya ketika temperatur 35° C ?

Dik : $P_1 = 24 \text{ lb in}^{-2}$ ($1 \text{ atm} = 14,7 \text{ lb in}^{-2}$)

$$T_1 = -5^0 \text{ C} \quad ; \quad V_1 = V_2 = \frac{24 \text{ lb in}^{-2}}{14,7 \text{ lb in}^{-2}} = -5^0 \text{ C} + 273 = \underline{268 \text{ K}}$$

$$T_2 = 35^0 \text{ C} \rightarrow 35^0 \text{ C} + 273 = \underline{308 \text{ K}}$$

Pembahasan:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ (Hukum Gay Lussac)}$$

$$\frac{1,63 \text{ atm}}{268 \text{ K}} = \frac{P_2}{300 \text{ K}}$$

$$268 \text{ K} * P_2 = 1,63 \text{ atm} * 300 \text{ K}$$

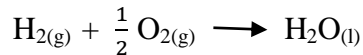
$$268 \text{ K} * P_2 = 502,04 \text{ atm K}$$

$$P_2 = \frac{502,04 \text{ atm K}}{268 \text{ K}}$$

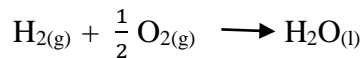
$$= 1.87 \text{ atm}$$

7. In the reaction of hydrogen gas with oxygen gas to produce liquid water, how many milliliters of oxygen will be required to react with 165 mL of hydrogen, at constant temperature and pressure ?

Solution :



At constant T and P



$$\frac{\frac{1}{2} \text{ O}_2}{1} \times 165 \text{ mL} = 82.5 \text{ mL}$$

e. Lembar Kerja**KEADAAN GAS DAN CAIR****Tujuan Percobaan:**

Menentukan berat molekul senyawa volatil berdasarkan pengukuran massa jenis gas.

Alat dan Bahan:

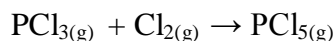
- | | |
|----------------------|---------------------|
| 1. Labu Erlenmeyer | 8. Gelas kimia |
| 2. Neraca ohaus | 9. Penangas listrik |
| 3. Karet gelang | 10. Termometer |
| 4. Desikator | 11. Jarum |
| 5. Aluminium foil | 12. Gegep |
| 6. Pipet tetes | 13. Tissue |
| 7. Gelas ukur 600 mL | |

Prosedur Kerja:

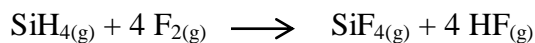
1. Menyiapkan alat dan bahan yang akan digunakan.
2. Menimbang labu erlenmeyer yang bersih dan kering dengan selembat aluminium foil dan sebuah karet gelang secara analitik.
3. Memasukan 5 mL larutan kloroform (CHCl_3) ke dalam erlenmeyer kemudian menutupnya dengan aluminium foil dan diikat menggunakan karet gelang mengelilingi leher labu erlenmeyer sehingga kedap udara. Lalu, melubangi aluminium foil yang telah terpasang pada erlenmeyer menggunakan jarum.
4. Merendam erlenmeyer dalam penangas air bersuhu 100°C . posisi permukaan air diusahakan berada 1 cm di bawah aluminium foil. Menunggu proses penguapan terjadi hingga semua larutan kloroform dalam erlenmeyer habis menguap.
5. Mengangkat erlenmeyer dari penangas ketika semua cairan kloroform habis menguap. Mengeringkan lapisan luar erlenmeyer menggunakan lap dan mendinginkan erlenmeyer dalam desikator.
6. Menimbang labu erlenmeyer.
7. Tuliskan hasil pengamatan anda!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Gas sempurna mengalami pemampatan isoterm, yang mengurangi volumenya sebesar 2,20 L. Tekanan dan volume akhir gas adalah $3,78 \times 10^3$ Torr dan 4,65 L. Hitung tekanan awal gas dalam (a) Torr (b) atm
2. Sebuah tabung dengan volume 22,4 L berisi 2,0 mol H_2 dan 1,0 mol N_2 pada 273,15 K. Hitunglah fraksi mol setiap komponen, tekanan parsial dan tekanan totalnya !
3. In the reaction of hydrogen gas with nitrogen gas to produce gaseous ammonia, how many liters of hydrogen will be needed to produce 435 mL of Ammonia, at constant temperature and pressure?
4. Assuming that the temperature and pressure are constant how many mL of PCl_5 can be produced from 225 ml of Cl_2 according to the following equation?



5. At STP, how many milliliters of hydrogen fluoride will be produced in a reaction that produces 12.7 g of silicon tetrafluoride, according to the following equation?



6. At STP. Solid calcium reacts with oxygen gas to produce solid calcium oxide. How many milligrams of calcium oxide will be produced by the reaction of 295 ml of oxygen?
7. How many moles of chlorine will be needed to react with 3,75 L of carbon monoxide at $350^\circ C$ and 1,58 atm. according to the following equation?

8. Calculate the density, in g/mL of 0.213 mol of phosphorus trichloride gas at 355°C and 769 torr. (calculate the mass and volume of the sample, then calculate the density)!
9. Suatu gas ideal awalnya berada pada ruang dengan volume V dan tekanan P . Jika suhu gas menjadi $\frac{3}{5} T$ dan volumenya menjadi $\frac{5}{7} V$. Berapakan perubahan tekanan gas?
10. Dalam ruangan volume V , suhu T dan tekanan P terdapat sebuah gas. Gas dipanaskan sehingga volumenya menjadi $\frac{7}{4} V$ dan tekanannya menjadi $\frac{5}{7} P$. Hitunglah suhu akhir pemanasan gas tersebut!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi gas ideal dengan baik, memperoleh nilai terbaik pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa menyusun karya ilmiah yang membahas gejala alam terkait gas ideal

A2

PARTIKEL MOLEKUL GAS IDEAL

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Gas

Ideal:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar partikel molekul gas ideal
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terkait partikel molekul gas ideal terhadap masalah gas di lingkungan sekitar.

b. Materi Pembelajaran

Teori Kinetik Gas

Teori kinetik gas adalah upaya untuk menggambarkan sifat makroskopik gas dalam hal perilaku molekul. Tekanan dianggap sebagai akibat dari dampak molekul dengan dinding wadah, dan suhu berhubungan dengan energi translasi rata-rata dari molekul. Molekul-molekul dianggap ukuran diabaikan, tanpa gaya tarik menarik antara mereka, perjalanan di garis lurus, kecuali selama tumbukan.

Kecepatan Molekul Gas

Molekul mengalami tumbukan elastis sempurna, dengan energi kinetik dari molekul yang dilestarikan dalam semua tumbukan, tapi yang ditransfer antara molekul.

Molekul Tekanan Murni

Kisaran kecepatan molekul gas yang mengikuti distribusi Maxwell. Pada suhu rendah, distribusi terdiri dari puncak sempit berpusat pada kecepatan rendah, dengan pelebaran puncak dan pindah ke kecepatan yang lebih tinggi dengan naiknya suhu.

Efusi

Efusi adalah melarikan diri dari gas melalui sebuah lubang. Tingkat melarikan diri dari gas akan langsung berhubungan dengan root mean kecepatan kuadrat dari molekul. Hukum Graham efusi berkaitan tingkat efusi dan massa molekul atau kepadatan dua gas pada suhu konstan:

$$\frac{c_1}{c_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{\rho_2}{\rho_1}}$$

Frekuensi Tumbukan

λ adalah rata-rata jarak yang ditempuh oleh molekul gas antara tumbukan yang dirumuskan sebagai berikut:

$$\lambda = \frac{RT}{\sqrt{2N_A\sigma p}}$$

dimana σ adalah tumbukan atar medium dengan molekul gas. Frekuensi tumbukan, Z , adalah jumlah rata-rata tumbukan perdetik dirumuskan sebagai berikut:

$$Z = \frac{\sqrt{2N_A\sigma p c}}{RT}$$

Topik-topik yang berkaitan: Perilaku Molekul Gas Sempurna dan Gas Non-ideal

Teori Kinetika Gas

Hukum gas (lihat Topik A1) yang secara empiris dikembangkan dari pengamatan eksperimental. Teori kinetik gas upaya untuk mencapai hasil yang sama ini dari model sifat molekul gas. Suatu gas digambarkan sebagai kumpulan partikel

bergerak, dengan sifat fisik makroskopis gas berikut dari premis ini. Tekanan dianggap sebagai akibat dari dampak molekul dengan dinding wadah, dan suhu berhubungan dengan energi translasi rata-rata dari molekul. Tiga asumsi dasar mendukung teori, dan ini dianggap benar dari sistem real pada tekanan rendah: (1). Ukuran molekul yang membentuk gas diabaikan dibandingkan dengan jarak antara mereka; (2). Tidak ada gaya tarik menarik antara molekul; (3).

Molekul terjadi pada garis lurus, kecuali selama tumbukan. Molekul mengalami tumbukan elastis sempurna; yaitu energi kinetik dari molekul adalah kekal dalam semua tumbukan, namun dapat ditransfer antara mereka.

Hubungan antara mereka dapat disimpulkan dari teori kinetik dan disebut

$$k = R / N_A$$

dimana:

n = banyaknya mol

$$PV = nRT = NkT$$

R = Universal gas konstan

N = jumlah molekul

k = konstanta Boltzmann

$$= 1,38066 \times 10^{-23} \text{ J/K}$$

$$= 8,617385 \times 10^{-5} \text{ eV/K}$$

N_A = Avogadro nomor

$$= 6.0221 \times 10^{23} / \text{mol}$$

Hukum gas ideal dapat dipandang ketika yang muncul dari tekanan kinetik molekul gas bertumbukan dengan dinding wadah sesuai dengan hukum Newton. Dalam penentuan energi kinetik rata-rata molekul-molekul, unsur diambil dengan

memperhitungkan statistiknya. Suhu digunakan harus proporsional dengan energi kinetik rata-rata ini, ini akan disebut sebagai temperatur kinetik. Pada keadaan standar (0°C dan 1 atm), 1 mol gas ideal menempati 22,4 liter ruangan tertutup. Hukum gas ideal yang disebut gas ideal harus mengikuti hukum Boyle dan hukum Charles. Namun, didapatkan, bahwa gas yang kita jumpai, yakni gas nyata, tidak secara ketat mengikuti hukum gas ideal. Pada temperatur tetap, semakin rendah tekanan gas maka akan semakin kecil deviasinya dari perilaku ideal. Hal ini disebabkan oleh semakin kecilnya jarak intermolekul gas.

Paling tidak ada dua alasan yang menjelaskan hal ini. Pertama, definisi temperatur absolut didasarkan asumsi bahwa volume gas real sangat kecil sehingga bisa diabaikan. Walaupun mungkin sangat kecil, molekul gas pasti memiliki volume nyata. Selain itu, ketika jarak antarmolekul semakin kecil, beberapa jenis interaksi antarmolekul akan muncul.

Kecepatan molekul dalam gas

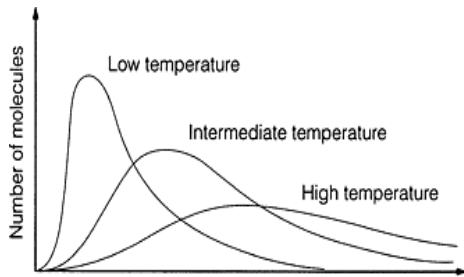
Meskipun premis ketiga berarti bahwa energi molekul rata-rata adalah konstan pada suhu konstan, energi, dan karenanya kecepatan dari molekul, akan didistribusikan melalui berbagai.

Distribusi kecepatan molekul mengikuti distribusi Maxwell kecepatan. Secara matematis, distribusi diberikan oleh:

$$\frac{dn_s}{N} = f(s)ds = \left(\frac{2}{\pi}\right)^{1/2} \left(\frac{M}{RT}\right)^{3/2} s^2 e^{-ms^2/2RT}$$

di mana $f(s) ds$ adalah probabilitas molekul memiliki kecepatan dalam kisaran dari s ke $s + ds$, N adalah jumlah dan M

adalah massa molar dari molekul gas. Pada suhu rendah, distribusi sempit dengan puncak pada kecepatan rendah, tapi dengan naiknya suhu, puncak bergerak ke kecepatan yang lebih tinggi dan distribusi memperluas keluar (Gbr. 1).



Gambar. 1.4. Distribusi Maxwell kecepatan untuk gas, menggambarkan pergeseran posisi puncak dan perluasan distribusi dengan naiknya suhu.

Kecepatan yang paling mungkin dari molekul gas hanya maksimal dalam kurva distribusi Maxwell, dan dapat diperoleh dengan diferensiasi ekspresi sebelumnya untuk memberikan:

$$\text{most probable } s = \left(\frac{2RT}{M} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Sebuah jumlah yang lebih berguna dalam analisis sifat gas adalah root mean square (rms) kecepatan, c . Ini adalah akar kuadrat dari mean aritmetik dari kuadrat kecepatan molekul diberikan oleh:

$$c = \sqrt{\frac{s_1^2 + s_2^2 + \dots + s_N^2}{N}} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N s_i^2}{N}}$$

Tekanan Molekul Gas

Dalam teori kinetik gas, tekanan yang diberikannya gas dikaitkan dengan tumbukan dari molekul gas dengan dinding kapal di mana mereka terkandung. Sebuah molekul bertumbukan dengan dinding kapal akan mengubah arah perjalanannya, dengan

perubahan yang sesuai dalam momentum (produk dari massa dan kecepatan partikel). Kekuatan dari dinding sama dengan laju perubahan momentum, sehingga lebih cepat dan lebih berat dan lebih padat molekul gas, semakin besar kekuatan akan. Persamaan yang dihasilkan dari perlakuan matematika dari model ini dapat ditulis sebagai:

$$c = \left(\frac{3RT}{M} \right)^{\frac{1}{2}}$$

di mana n adalah jumlah mol gas dalam volume V (yaitu densitas). Persamaan ini dapat disusun kembali ke bentuk mirip dengan hukum gas ideal: $PV = n mc^2/3$. Menggantikan c , hasil $PV = nm (3RT / m) / 3 = nRT$, yaitu hukum gas ideal. Atau, kita dapat mengenali bahwa nilai $\frac{1}{2}Mc^2$ mewakili rms energi kinetik gas, $E_{kinetik}$, dan menulis ulang persamaan untuk memperoleh persamaan kinetik untuk gas:

$$pV = \frac{2nE_{kinetik}}{3}$$

Efusi

Efusi adalah melarikan diri dari gas melalui sebuah lubang. Tingkat melarikan diri dari gas yang langsung terkait dengan c :

$$c = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3pV}{nM}} = \sqrt{\frac{3p}{\rho}}$$

di mana ρ adalah densitas gas. Selama dua gas pada suhu yang sama dan tekanan, misalnya nitrogen dan hidrogen, berarti rasio dari kecepatan diberikan oleh:

$$\frac{c_{H_2}}{c_{N_2}} = \sqrt{\frac{M_{N_2}}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{\rho_{N_2}}{\rho_{H_2}}}$$

Ini adalah hukum Graham efusi.

Pergerakan Molekul

Partikel gas mengalami tumbukan dengan partikel gas lain selain bertumbukan dengan dinding. Jarak rata-rata yang ditempuh oleh molekul gas antara ini tumbukan acak disebut sebagai *mean free path*, λ . Jika dua molekul dianggap sebagai bola keras dari jari-jari r_A dan r_B , maka mereka akan bertumbukan jika mereka datang dalam d jarak satu sama lain, dimana $d = r_A + r_B$. (Lihat Topik F3, Gambar. 2). Daerah dibatasi oleh radius ini, diberikan oleh πd^2 , adalah tumbukan penampang, σ , molekul. Sebagai molekul yang tidak mengalami tumbukan penampang akan menyimpang nyata dari gambaran ideal ini, namun σ masih merupakan luas penampang efektif fisik di mana tumbukan dapat terjadi sebagai molekul bergerak melalui gas. Pergerakan bebas molekul gas menurun dengan meningkatnya nilai σ , dan dengan meningkatnya tekanan, dan diberikan oleh:

$$\lambda = \frac{RT}{\sqrt{2}N_A\sigma} = \frac{k_B T}{\sqrt{2}\sigma}$$

mana konstan Avogadro, N_A , mengkonversi antara molar dan unit molekul ($R = N_A k_B$, di mana k_B adalah Constant Boltzmann).

Frekuensi tumbukan

Frekuensi tumbukan, z , molekul dalam gas adalah jumlah rata-rata tumbukan yang molekul akan terjadi setiap detik. Frekuensi tumbukan berbanding terbalik dengan waktu antara tumbukan dan oleh karena itu berikut bahwa z berbanding

terbalik dengan jalan bebas rata-rata dan berbanding lurus dengan kecepatan molekul yaitu $z = c / \lambda$:

$$z = \frac{\sqrt{2} N_A \sigma \rho c}{RT}$$

c. Rangkuman

1. Teori kinetika gas berkaitan dengan perhitungan laju proses-proses tertentu yang merupakan ukuran kebolehjadian kecepatan molekul dan kecepatan rata-rata, frekuensi tumbukan dan sifat perpindahan.
2. Teori kinetika gas dapat membantu pemahaman akan sifat-sifat termodinamika tertentu dalam tumbukan secara molekular dan pemahaman tentang laju perpindahan.
3. Dalam menentukan kinetika gas, maka harus diasumsikan bahwa molekul-molekulnya mengikuti aturan gas sempurna
4. Tekanan yang dihasilkan suatu gas adalah hasil tumbukan antar molekul dengan dinding wadah. Tumbukan ini berlangsung dalam jumlah yang sangat besar sehingga menghasilkan suatu gaya dalam jumlah konstan.
5. Frekuensi tumbukan (z) adalah jumlah tumbukan rata-rata per satuan waktu yang dibuat oleh satu partikel tunggal. Jalan bebas rata-rata (λ) adalah jarak rata-rata yang ditempuh satu molekul antar tumbukan.

d. Latihan

1. Suhu gas ideal dalam tabung dirumuskan sebagai $E_k = 3/2 kT$, E_k merupakan energi kinetik rata-rata gas dan T merupakan

suku mutlak. Jelaskan hubungan antar variabel dalam rumus tersebut!

Pembahasan:

Berdasarkan rumus $E_k = 3/2 kT$, energi kinetik sebanding dengan suhu. Hal ini berarti, apabila suhu dinaikkan, maka energi kinetiknya akan semakin besar. Semakin besar energi kinetik, semakin cepat pergerakan partikel molekul gas.

2. Suhu gas nitrogen pada saat kelajuan rms-nya sama dengan v_1 adalah 300K. jika kelajuan rms gas nitrogen diperbesar menjadi 2 kali dari v_1 , suhu gas nitrogen tersebut berubah menjadi...

Pembahasan:

$$V_{rms} = \sqrt{3/2 KT}$$

$$1/4 = 300/T_2$$

$$T_2 = 1200 \text{ K}$$

3. Empat liter gas oksigen bersuhu 27°C pada tekanan 2 atm dimana 1atm=105Pa, berada dalam sebuah wadah. Jika konstanta gas umum $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ dan bilangan avogadro $N_A 6,02 \times 10^{23}$ molekul, maka banyaknya molekul gas oksigen dalam wadah adalah...

Pembahasan:

Konstanta boltzman:

$$k = R / N_A = \frac{8,314}{6,02 \times 10^{23}}$$

$$= 1,38 \times 10^{-23} \text{ Joule/K}$$

Hukum Gas Ideal:

$$PV = NkT$$

$$(2 \times 10^5) (4 \times 10^{-3}) = N (1,38 \times 10^{-23}) (300)$$

$$N = 1,93 \times 10^{23} \text{ molekul/mol}$$

4. Hitunglah jalan bebas rata-rata pada suhu 27 °C tekanan 2 atm dari gas klorin yang bertumbukan dengan diameter 0,423 nm!

Pembahasan:

$$\begin{aligned} \frac{N}{V} &= \frac{pN_A}{RT} = \frac{(2 \text{ atm})(6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1})(10^3 \text{ L m}^{-3})}{0,08205 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (300 \text{ K})} \\ &= 4,89 \times 10^{25} \text{ m}^{-3} \end{aligned}$$

$$\lambda = \frac{V}{2^{1/2} \sigma N} = 2,57 \times 10^{-8} \text{ m}$$

5. Gas ideal dalam ruang tertutup bersuhu T kelvin mengalami penurunan suhu menjadi ½ T kelvin. Perbandingan energi kinetik partikel sebelum dan sesudah penurunan suhu adalah....

Pembahasan:

Gunakan perbandingan persamaan energi kinetik gas:

$$EK_1 / EK_2 = T_1 / T_2$$

$$EK_1 / EK_2 = T / 1/2T = 2 / 1$$

2 : 1

g. Lembar Kerja

Foto Festival Balon Udara Wonosobo 2018 atau JAVA BALLOON FESTIVAL WONOSOBO 2018 (Image Credit to @eventsbotv From Instagram)

Festival Balon Udara Tradisional Wonosobo diselenggarakan setiap tahun tepatnya beberapa hari setelah Idul Fitri di desa Kembaran, kecamatan Kalikajar, kabupaten Wonosobo. Festival ini diselenggarakan secara turun temurun untuk mempererat persaudaraan dan memeriahkan Idul Fitri. Pada tahun 2018, festival balon udara yang jatuh pada tanggal 21-22 diikuti oleh 104 tim peserta. Menurut salah seorang peserta, untuk menerbangkan balon udara dibutuhkan 20 Kg gas Helium dengan nomor atom 2 dan nomor massa 4 gr/mol.

Berdasarkan Informasi diatas dan kajian teori yang ada, uraikan secara singkat dan jelas informasi yang anda peroleh dan tuliskan pertanyaan yang terkait!

h Evaluasi Pembelajaran

1. Suatu gas ideal dengan tekanan P dan volume V dalam ruang tertutup. Jika tekanan gas dalam ruang tersebut diturunkan menjadi $1/8$ kali semula pada volume tetap, berapa perbandingan energi kinetik sebelum dan sesudah penurunan tekanan? Jelaskan!
2. Sebuah tangki yang volumenya 100 dm^3 mengandung 5 mol gas monoatomik. Jika energi kinetik rata-rata yang dimiliki setiap gas adalah $8,2 \times 10^{-21} \text{ J}$, tentukan besar tekanan gas dalam tangki?
3. Tentukan perbandingan kecepatan efektif partikel-partikel gas Neon ($M_r=10 \text{ gr/mol}$) pada suhu 57°C dan kecepatan efektif partikel-partikel gas Argon ($M_r = 22 \text{ gr/mol}$) pada suhu 157°C !
4. Tekanan gas O_2 dalam suatu ruang adalah 101 kPa dan volume gas 22,4 l liter. Berapa energi kinetik rata-rata molekul gas?
5. Gas Hidrogen memiliki massa molar 2 g/mol. Hitunglah kecepatan efektif Oksigen pada suhu 127°C !
6. Hitung jumlah tumbukan oleh 1 atom Cs yang dialami per detik pada $T = 500^\circ\text{C}$. Jika diketahui volume wadah $50,00 \text{ cm}^3$, berapa jumlah total tumbukan pada wadah per detik. Tekanan uap Cs (l) pada 500°C adalah 80 torr. Diameter tumbukan Cs $540 \text{ pm} = 5,4 \cdot 10^{-8} \text{ m}$!
7. Hitung akar kecepatan kuadrat rata-rata dari molekul CO_2 pada suhu 25°C !
8. Partikel-partikel gas oksigen didalam tabung tertutup pada suhu 40°C memiliki energi kinetik 1200 J. Untuk mendapatkan

energi kinetik 6800 J berapa perubahan suhu yang harus terjadi?

9. Gas ideal bersuhu T_1 diisi kedalam tabung. Jika gas dipanaskan sampai suhunya T_2 ($T_2 > T_1$), apakah pengaruh pemanasan pada kecepatan partikel gas (v), energi kinetik (E_k) dan jumlah partikel?
10. Dalam ruangan yang bervolume 1,5 liter terdapat gas yang bertekanan 105 Pa. Jika partikel gas memiliki kelajuan rata-rata 50 m/s, maka berapa massa gas tersebut?

f. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang mencapai nilai minimum pada pertemuan ini ditugaskan menyusun peta pikiran kinetika gas.

Tindak Lanjut: Mahasiswa menjelaskan isi peta pikiran dalam bentuk video dan di upload pada youtube.

A3

GAS NON IDEAL

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Gas Non Ideal:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar partikel molekul gas non ideal
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terkait partikel molekul gas non ideal terhadap masalah gas di lingkungan sekitar.

b. Materi Pembelajaran

Gas Non Ideal

Gas nyata pada tekanan sedang dan tinggi tidak sesuai dengan persamaan gas ideal dari keadaan, seperti interaksi antarmolekul menjadi penting.. Pada tekanan tinggi, volume semua gas lebih besar dari hukum gas ideal memprediksi, dan mereka juga jauh lebih sedikit kompresibel.

Persamaan Virial

Persamaan virial adalah pendekatan matematika untuk menggambarkan penyimpangan gas nyata dari perilaku ideal dengan memperluas persamaan gas ideal menggunakan kekuatan dari volume molar, V_m :

$$pV_m = RT\left(1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \frac{D}{V_m^3} + \dots\right)$$

Koefisien virial B, C, D, dll khusus untuk gas tertentu, tetapi tidak memiliki signifikansi fisik sederhana.

Persamaan van der Waals

Ini merupakan modifikasi dari persamaan gas yang sempurna yang memungkinkan untuk kekuatan menarik dan menjijikkan antara molekul. Persamaan memiliki bentuk $(p + a(n/V)^2) = nRT$. Van der Waals parameter, a dan b , menyampaikan informasi langsung tentang perilaku molekul. Istilah $(V-nb)$ model potensi menjijikkan antara molekul, dan istilah $(p + a(n/V)^2)$ mengkompensasi potensi yang menarik. Pada suhu tinggi dan tekanan rendah, istilah koreksi menjadi kecil dibandingkan dengan V dan T dan persamaan tereduksi menjadi persamaan gas sempurna keadaan.

Topik-topik yang berkaitan: Gas sempurna (A1); Perilaku molekul dalam gas yang sempurna (A2)

Gas Non Ideal

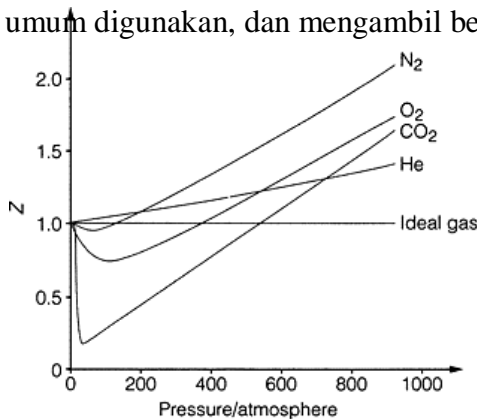
Gas ideal diasumsikan terdiri dari partikel yang sangat kecil, dan berinteraksi hanya pada titik tumbukan. Pada tekanan rendah, molekul-molekul dalam gas nyata kecil relatif terhadap mean free path, dan cukup jauh terpisah bahwa mereka mungkin dianggap hanya untuk berinteraksi dekat dengan titik tumbukan, dan sebagainya sesuai dengan asumsi ini. Karena interaksi antarmolekul menjadi penting untuk gas nyata pada tekanan sedang dan tinggi, mereka adalah gas non-ideal dan mereka tidak lagi sesuai dengan hukum gas ideal. Pada tekanan menengah, pasukan menarik mendominasi interaksi molekul, dan volume gas menjadi lebih rendah dari hukum gas ideal akan memprediksi. Sebagai progresif tekanan yang lebih tinggi dicapai, molekul

meningkatkan kedekatan mereka satu kekuatan lain dan menjijikkan sekarang mendominasi interaksi antarmolekul. Pada tekanan tinggi, semua gas memiliki volume yang lebih tinggi dari hukum gas ideal memprediksi, dan jauh lebih kompresibel. Faktor kompresi, Z mengungkapkan perilaku ini, dan umumnya diplot sebagai fungsi dari tekanan. Hal ini didefinisikan sebagai:

$$Z = \frac{pV_m}{RT}$$

V_m : Volume molar.

Z adalah sama dengan 1 pada semua tekanan untuk gas yang mematuhi hukum gas ideal, dan ditemukan bahwa semua gas cenderung nilai ini pada tekanan rendah. Untuk semua gas nyata, Z lebih besar dari 1 pada tekanan tinggi, dan bagi banyak gas kurang dari 1 pada tekanan menengah. Plot Z sebagai fungsi p ditunjukkan pada Gambar. 1. Perhatikan bahwa plot setara dengan PV produk sebagai fungsi dari tekanan pada suhu konstan umum digunakan, dan mengambil bentuk yang hampir sama.



Berbagai usaha telah dilakukan untuk modifikasi persamaan gas sempurna keadaan dalam rangka untuk menggambarkan gas nyata.

Gambar 1.5 Penyimpangan dari Z dari idealistis sebagai fungsi dari tekanan.

Dua persamaan yang paling signifikan adalah persamaan virial dan persamaan Waals Van der waals:

$$T_c = \frac{8a}{27bR}$$

Persamaan virial

Persamaan virial terutama upaya matematika untuk menggambarkan penyimpangan dari idealistis dalam hal kekuatan volume molar, V_m . Dibutuhkan bentuk:

$$pV_m = RT\left(1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \frac{D}{V_m^3} + \dots\right)$$

Koefisien B, C, D, dll adalah koefisien virial. ekspresi menyatu sangat cepat, sehingga $B > C > D$, dan ekspresi yang biasanya hanya dikutip dengan nilai-nilai untuk B dan C di terbaik. Untuk gas pada tekanan rendah, V_m besar, membuat istilah kedua dan selanjutnya sangat kecil, mengurangi persamaan dengan yang persamaan gas sempurna keadaan. Untuk gas ideal, B, C, D, dll adalah sama dengan nol, dan persamaan lagi mengurangi itu untuk gas ideal. Meskipun persamaan virial memberikan deskripsi akurat tentang perilaku gas nyata, fit adalah empiris, dan koefisien B, C, D, dll, tidak mudah berhubungan dengan perilaku molekul.

Persamaan van der Waals

Johannes Diderik van der Waals adalah seorang fisikawan asal Belanda yang mengusulkan persamaan keadaan gas nyata. Persamaan tersebut disebut sebagai persamaan keadaan

van der Waals. Modifikasi persamaan gas ideal yang dilakukan oleh van der Waals adalah dengan dua, yaitu cara pertama menambahkan koreksi pada tekanan (P) untuk mencakup interaksi antarmolekul dan cara kedua dengan mengurangi Volume (V) yang menjelaskan volume nyata molekul gas. Sehingga diperoleh rumusan:

$$Z = (RT V - b - a V^2)$$

Keterangan : V_m = volume molar = V/n

R = tetapan gas ideal ($8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

a dan b adalah nilai yang ditentukan secara eksperimen untuk setiap gas dan disebut dengan **tetapan van der Waals** (Tabel 1.1). Perilaku gas akan semakin mendekati perilaku gas ideal apabila semakin kecil nilai a dan b . Besarnya nilai tetapan ini juga berhubungan dengan kemudahan gas tersebut dicairkan.

Tabel 1.1 Nilai tetapan gas yang umum kita jumpai sehari-hari:

Gas	$a(\text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2})$	$b(\text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2})$
He	0,0341	0,0237
Ne	0,2107	0,0171
H ₂	0,244	0,0266
NH ₃	4,17	0,0371
N ₂	1,39	0,0391
C ₂ H	4,47	0,0571
CO ₂	3,59	0,0427
H ₂ O	5,46	0,0305
CO	1,49	0,0399
Hg	8,09	0,0170
O ₂	1,36	0,0318

Gas nyata (non ideal) bersifat menyimpang. Kinetika gas menjelaskan: massa gas dapat diabaikan jika dibandingkan dengan volume bejana. Jika jumlah molekul banyak, yaitu pada tekanan tinggi, volume gas harus diperhitungkan. Volume ideal sebenarnya lebih kecil dari volume nyata. Menurut Van Der Waals, koreksi volume tergantung dari n (jumlah mol gas), b = tetapan koreksi volume. Pada tekanan tinggi rapatan gas tinggi molekul-molekul sangat berdekatan, gaya antar molekul harus diperhitungkan karena ada gaya tarik menarik tekanan yang sebenarnya lebih rendah dari tekanan ideal. dari gas ideal, terutama pada tekanan tinggi dan suhu rendah. Teori

Pengurangan tekanan karena kerapatan gas adalah:

1. Berbanding lurus dengan jml tumbukan dgn dinding atau dengan konsentrasi gas
2. Berbanding lurus dengan gaya tumbukan à berbanding lurus dengan konsentrasi gas

Temperatur dan tekanan kritis

Karena uap air mudah mengembun menjadi air, telah lama diharapkan bahwa semua gas dapat dicairkan bila didinginkan dan tekanan diberikan. Berapa besar tekanan diberikan bila gas berada di atas temperatur tertentu yang disebut **temperatur kritis**. Tekanan yang diperlukan untuk mencairkan gas pada temperatur kritis disebut dengan **tekanan kritis**, dan wujud materi pada temperatur dan tekanan kritis disebut dengan **keadaan kritis**. Temperatur kritis ditentukan oleh atraksi intermolekul antar molekul-molekul gas. Akibatnya temperatur

kritis gas nonpolar biasanya rendah. Di atas nilai temperatur kritis, energi kinetik molekul gas jauh lebih besar dari atraksi intermolekular dan dengan demikian pencairan dapat terjadi.

Tabel 1.2 Temperatur dan tekanan kritis beberapa gas yang umum dijumpai.

Gas	Temperatur kritis (K)	Tekanan kritis (K)
H ₂ O	647,2	217,7
HCl	224,4	81,6
O ₂	153,4	49,7
Cl ₂	417	76,1
N ₂	126,1	33,5
NH ₃	405,6	111,5
H ₂	33,3	12,8
He	5,3	2,26

Pencairan gas

Di antara nilai-nilai koreksi tekanan dalam tetapan van der Waals, H₂O, amonia dan karbon dioksida memiliki nilai yang sangat besar, sementara oksigen dan nitrogen dan gas lain memiliki nilai pertengahan. Nilai untuk helium sangat rendah. Telah dikenali bahwa pencairan nitrogen dan oksigen sangat sukar. Di abad 19, ditemukan bahwa gas-gas yang baru ditemukan semacam amonia dicairkan dengan cukup mudah. Penemuan ini merangsang orang untuk berusaha mencairkan gas lain. Pencairan oksigen atau nitrogen dengan pendinginan pada tekanan tidak berhasil dilakukan. Gas semacam ini dianggap sebagai “**gas permanen**” yang tidak pernah dapat dicairkan. Baru kemudian ditemukan adanya tekanan dan temperatur kritis. Hal ini berarti bahwa seharusnya tidak ada gas permanen. Beberapa

gas mudah dicairkan sementara yang lain tidak. Dalam proses pencairan gas dalam skala industro, digunakan **efek Joule-Thomson**. Apabila kedalam wadah yang terisolasi diisi gas, kemudian dengan cepat diberi tekanan dengan cara menekan piston, energi kinetik piston yang bergerak akan meningkatkan energi kinetik molekul gas dengan menaikkan temperaturnya. Proses tersebut disebut sebagai **kompresi adiabatik**. Apabila gas kemudian dikembangkan dengan cepat melalui lubang kecil, temperatur gas akan menurun, sehingga proses tersebut disebut sebagai **pengembangan adiabatik**. Dimungkinkan untuk mendinginkan gas dengan secara bergantian melakukan pengembangan dan penekanan adiabatik cepat sampai pencairan. Campuran es kering yaitu padatan CO_2 dan aseton, atau campuran es dan garam, atau bahkan hanya es biasa digunakan sebagai pendingin. Bila temperatur yang lebih rendah diinginkan, nitrogen cair lebih cocok karena lebih stabil dan relatif murah.

Berikut ini sifat gas nyata:

- a. Volume molekul gas nyata tidak dapat diabaikan
- b. Terdapat gaya tarik menarik antara molekul-molekul gas terutama jika tekanan diperbesar atau volum diperkecil
- c. Interaksi antar molekul gas nyata yang sangat kuat akan menyebabkan gerakan molekul yang tidak lurus dan tekanan ke dinding menjadi kecil, bahkan lebih kecil daripada gas ideal.

c. Rangkuman

1. Persamaan keadaan gas nyata, yang dinyatakan sebagai persamaan keadaan van der Waals atau persamaan van der

Waals yang dinyatakan dalam bentuk persamaan berikut: $[P + (n^2a/V^2)](V - nb) = nRT$

2. Sifat gas nyata (non ideal) menyimpang dari gas ideal, terutama pada tekanan tinggi dan suhu rendah.
3. Pengurangan tekanan karena kerapatan gas berbanding lurus dengan jumlah tumbukan dengan dinding atau dengan konsentrasi gas serta berbanding lurus dengan gaya tumbukan berbanding lurus dengan konsentrasi gas.
4. Persamaan Virial pada gas non ideal banyak berhubungan dengan nilai faktor kompresi (Z) yang merupakan rasio volume molar gas non ideal terhadap rasio volume molar gas ideal.
5. Gerakan molekulnya tidak lurus dan tekanan ke dinding menjadi kecil, lebih kecil daripada gas ideal disebabkan oleh adanya interaksi atau gaya tarik menarik antar molekul gas nyata yang sangat kuat.

d. Latihan

1. Suatu gas nyata mengikuti persamaan van der Waals memiliki volume kritis sebesar 48.03×10^{-2} L/mol. Jika gas memiliki volume molar sebesar 12 L/mol pada temperature 27°C dan tekanan 1,2 atm. Tentukan temperature kritis gas tersebut!

Diketahui:

$$V_c = 48.03 \text{ L/mol}; \quad V_m = 12 \text{ L/mol} \quad T = 300\text{K}; \quad p = 1,2 \text{ atm}$$

Pembahasan:

Dengan mengambil $V_c = 3b$, maka $b = 16.01 \text{ L/mol}$

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

$$1,2 \text{ atm} = \frac{(0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}) 300 \text{ K}}{12 \frac{\text{L}}{\text{mol}} - 16,01 \text{ L/mol}} - \frac{a}{(12 \frac{\text{L}}{\text{mol}})^2}$$

$$a = 5,85 \text{ L}^2 \text{ atm/mol}^2$$

2. Seorang ilmuwan melakukan eksperimen dan menemukan persamaan gas nyata sebagai berikut:

$$p = \frac{RT}{V_m} - \frac{A}{V_m^2} + \frac{B}{V_m^2}$$

tentukan volume kritis gas tersebut!

Pembahasan:

Kondisi kritis gas dicapai saat:

$$\frac{\partial p}{\partial V_m} = 0 \text{ dan } \frac{\partial^2 p}{\partial V_m^2} = 0$$

Oleh karena:

$$p = \frac{RT}{V_m} - \frac{A}{V_m^2} + \frac{B}{V_m^2} \quad \text{(a)}$$

$$\text{Maka: } \frac{\partial p}{\partial V_m} = -\frac{RT}{V_m^2} + \frac{2A}{V_m^3} - \frac{3B}{V_m^3} = 0 \quad \text{(b)}$$

dan:

$$\frac{\partial^2 p}{\partial V_m^2} = \frac{RT}{V_m^3} - \frac{6A}{V_m^4} + \frac{12B}{V_m^4} = 0 \quad \text{(c)}$$

Jika persamaan (b) dikali dengan V_m^4 dan persamaan (c) dikali V_m^5 , maka diperoleh

$$-RTV_m^2 + 2AV_m - 3B = 0 \quad \text{(d)}$$

$$[RTV_m^2 + 6AV_m + 6B = 0 \quad \text{(e)}$$

Jika persamaan (d) ditambah dengan (c) diperoleh:

$$AV_m + 9B = 0 \text{ atau } V_m = -\frac{9B}{8A}$$

Dengan V_m pada kondisi ini kritis, sehingga:

$$V_c = -\frac{9B}{8A}$$

3. Tentukan berapa faktor penampatan kritis gas van der Waals!

Pembahasan:

Dari penjelasan mengenai konstanta kritis gas van der Waals diperoleh nilai :

$$p_c = \frac{a}{27b^2} T_c = \frac{8a}{27bR}; V_c = 3b$$

Maka faktor pemampatan dalam kondisi kritis, Z_c :

$$Z_c = \frac{p_c V_c}{RT_c} = \frac{3}{8}$$

4. Suatu sampel 10,0 mol karbon dioksida dimasukkan dalam wadah 20 dm³ dan diuapkan pada temperatur 47 °C. Hitunglah tekanan CO₂ (a) sebagai gas ideal dan (b) sebagai gas nyata. Nilai hasil percobaan adalah 82 atm. Bandingkan dengan nilai yang anda peroleh!

Pembahasan:

Tekanan menurut anggapan gas ideal dan gas nyata adalah sebagai berikut:

$$P = nRT/V \rightarrow 131 \text{ atm}$$

5. Hitunglah nilai penyimpangan dari kompresibilitas dari suatu gas apabila suatu gas dengan volume 1 dm³ dengan tekanan 1 atm/bar!

Pembahasan:

$$Z = PV/RT = (1)(1)/(0,813)(360) = 0,0034 = 3,4 \times 10^{-3}$$

e. Lembar Kerja

Temukan informasi terbaru terkait aplikasi gas nyata, kemudian:

1. Jadikan satu bentuk info menarik untuk ditempel di mading Pendidikan Kimia FKIP-UKI!
2. Susun menjadi suatu bentuk Karya tulis ilmiah yang di upload pada LKTI Nasional!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Jelaskan perbedaan dasar gas ideal dan gas nyata!
2. Assume that the van der Waals equation of state can be used for a liquid. Calculate the molar volume of liquid water at 100°C and 1.000 atm by the van der Waals equation of state. (Get a numerical approximation to the solution of the cubic equation by a numerical method.) Compare your answer with the correct value, $18.798\text{cm}^3\text{ mol}^{-1}$!
3. Temperatur kritis dari etana adalah 32.2°C dan tekanan kritisnya adalah 48.2 atm . Tentukan volume kritis gas jika mengikuti: a) Persamaan gas ideal b) Persamaan gas nyata c) Bandingkan dengan hasil eksperimen $V_c = 0.139\text{ L/mol}$
4. Tentukan konstanta kritis van der Waals dengan koefisien berikut: a. $a=0.756\text{ atm L}^2/\text{mol}^2$ dan $b=0.0226\text{ L/mol}$
b. $a=1.0223\text{ atm L}^2/\text{mol}^2$ dan $b=0.0567\text{ L/mol}$
5. Balon cuaca yang diisi dengan helium mempunyai volume $1,0 \times 10^3\text{ L}$ pada 76 CmHg dan 50°C . Balon ini sampai ketinggian yang tekanannya turun menjadi 48 CmHg dan suhunya -30°C . Berapa volume balon sekarang dan apabila balon melentur hingga tekanan di dalam tetap mendekati tekanan di luar?
6. Diketahui koefisien virial untuk uap isopropanol pada 200°C :
 $B = -388\text{ cm}^3\text{ mol}^{-1}$ $C = -26.000\text{ cm}^6\text{ mol}^{-2}$.
Hitung Z dan V dari uap isopropanol pada 200°C dan 10 bar dengan menggunakan persamaan sbb.:
 - a. Persamaan keadaan gas ideal
 - b. Persamaan keadaan virial dengan 2 suku
 - c. Persamaan keadaan virial dengan 3 suku

7. Koefisien virial kedua dari 3 senyawa yang berada dalam campuran pada temperatur 321K adalah: propana (1) – $340 \text{ cm}^3/\text{mol}$ butana (2) – $635 \text{ cm}^3/\text{mol}$ metilbromida (3) – $451 \text{ cm}^3/\text{mol}$ Hitung compressibility factor campuran gas yang terdiri dari 40% propana, 30% butana, dan 30% metilbromida pada temperatur 321K dan tekanan 3 bar dengan menggunakan persamaan virial bentuk pendek (2 suku). Diketahui $c_{12} = 0$; $c_{13} = 1,909$; $c_{23} = 1,856$!
8. Tekanan uap n-butana pada 350 K adalah 9,4573 bar. Dengan menggunakan persamaan Redlich-Kwong, Hitung volume molar untuk:
- Uap jenuh
 - Cair jenuh
9. Hitung volume molar dari campuran equimolar dari gas karbon dioksida(1) dan propilena (2) pada 30°C dan 25 bar dengan menggunakan persamaan kubik PR. Asumsi: $k_{12}=0$!
10. Hitung tekanan yang dihasilkan oleh $2 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ etana pada 27°C bila mengikuti persamaan van der waals, $a = 5,489 \text{ dm}^6 \text{ atm mol}^{-2}$, $b = 0,06838 \text{ dm}^6 \text{ atm mol}^{-1}$! Bandingkan harganya bila gas adalah ideal!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi gas ideal dengan baik, memperoleh kesempatan diberi dana pendaftaran upload karya ilmiah sesuai dengan tugas pada lembar kegiatan pada Modul 1 A3.

Tindak Lanjut: Mahasiswa upload karya ilmiah

Ingin menguasai ilmu kimia fisika? Belajarlah seperti es yang mencair pada suhu tinggi dan semakin membeku pada suhu rendah

Noname

MODUL 2 PADAT DAN CAIRAN

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN CAIRAN DAN PADATAN:

Gas merupakan BAB yang tidak dapat terpisahkan dari mata pelajaran kimia. Di perguruan tinggi, materi Padat dan Cair dibahas dalam matakuliah Kimia Fisika I. Padat dan Cair merupakan wujud zat dan menjadi salah satu parameter sifat fisik zat. Bab ini secara khusus akan membahas tentang sifat serta struktur zat cair dan padat, difraksi dengan padatan.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai persamaan dan perbedaan perbedaan cairan dan padatan melalui pengamatan lingkungan sekitar.

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK BAHASAN KESETIMBANGAN:

1. Mampu menganalisis senyawa yang tergolong padatan dan cairan.
2. Mampu menganalisis manfaat berbagai padatan dan cairan yang sering disalah gunakan dalam kehidupan.
3. Mampu memberi kontribusi penggunaan padatan dan larutan yang baik bagi masyarakat.

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik kesetimbangan, maka mahasiswa harus menguasai konsep dasar kesetimbangan dan larutan asam basa.

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN KESETIMBANGAN:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait padatan dan larutan.
2. Memahami konsep dasar padatan dan larutan.
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.
4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan.

KEGUNAAN MODUL

Modul kesetimbangan ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait padatan dan larutan.
2. Mahasiswa mampu menyusun karya tulis ilmiah melalui pengalaman belajar mengenai kesetimbangan.

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Larutan	Struktur cairan
	Viskositas
	Tekanan cairan
	Surfaktan
Padatan Kristal	Bidang Kisi
	Unit Sel
Difraksi dengan Padatan	Radiasi untuk Difraksi Padatan
	Persamaan Bragg
	Metode Serbuk Kristal

B1

CAIRAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Cairan:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar cairan dan padatan
- ✚ Mampu menganalisis gejala alam terkait cairan dan padatan
- ✚ Mampu mengamati sifat cairan dan padatan melalui percobaan
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah cairan dan padatan di lingkungan sekitar.

b. Materi Pembelajaran

Struktur Cairan

Cairan memiliki tingkat yang terbatas agar jarak pendek, tapi pesanan hampir tidak ada jarak jauh, dan paling memadai dijelaskan dalam hal distribusi radial fungsi-kemungkinan menemukan tetangga pada jarak radial diberikan. Fungsi distribusi radial menampilkan ketergantungan suhu yang berkorelasi dengan efek suhu pada struktur. Umumnya, meningkatnya suhu meningkatkan jarak radial dari puncak dalam fungsi distribusi radial, sesuai dengan ekspansi termal dari cairan. Intensitas puncak juga menjadi berkurang, karena peningkatan suhu menyebabkan struktur cair lebih kacau dan dinamis.

Viskositas

Viskositas ciri gerakan cairan di hadapan gaya geser mekanis. Sebuah cairan melewati kapiler mengalami suatu gaya perlambatan dari dinding tabung, sehingga menghasilkan kecepatan yang lebih tinggi di sepanjang poros tengah daripada di dinding.

Hubungan $\frac{n}{\rho} \propto t$ **Tekanan Cairan**

Dengan tidak adanya kekuatan lain, energi bebas dari cairan diminimalkan ketika mengadopsi luas permukaan minimum yang mungkin. Perubahan energi bebas di permukaan area A , tergantung pada tegangan permukaan cairan, γ , dan diberikan oleh $dG = \gamma dA$. Untuk rongga gas dari jari-jari r dalam cairan, perbedaan tekanan antara bagian dalam dan luar rongga diberikan oleh:

$$\Delta P = P_{\text{padatan}} - P_{\text{cairan}}$$

Untuk gelembung, kehadiran dua permukaan menggandakan perbedaan tekanan antara di dalam dan di luar gelembung untuk radius tertentu:

$$\Delta P = P_{\text{masuk}} - P_{\text{keluar}} = 4\gamma / r$$

Surfaktan

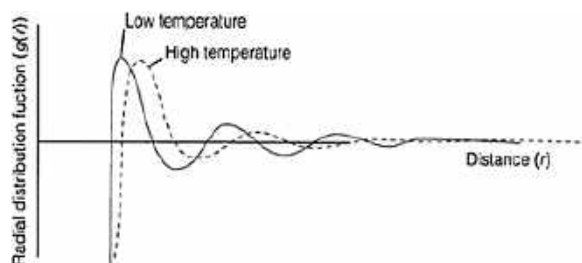
Surfaktan adalah spesies kimia dengan kecenderungan untuk menumpuk di permukaan, dan cenderung menurunkan tegangan permukaan cairan. Kebanyakan surfaktan terdiri dari kepala hidrofilik dan ekor hidrofobik. Dengan asumsi pelarut menjadi air atau pelarut polar lain, persyaratan yang saling bertentangan dari kedua kelompok bertemu di permukaan, dengan kepala yang tersisa dalam pelarut dan ekor menunjukkan pelarut. Di atas konsentrasi kritis dan di atas suhu Krafft, molekul surfaktan mungkin tidak hanya menumpuk di permukaan, tetapi juga dapat membentuk misel.

Topik-topik yang berkaitan: Perilaku Molekul Gas Sempurna & Gas Non Ideal

Struktur cairan

Struktur cairan adalah perantara antara bahwa dari padat (lihat Topik A5) dan gas (lihat Topik A3). Molekul-molekul dalam cairan memiliki energi yang cukup untuk memungkinkan gerakan relatif dari molekul penyusunnya, tetapi tidak cukup untuk memungkinkan gerakan yang benar-benar acak gas. Cairan memiliki tingkat yang terbatas agar jarak pendek, tapi pesanan hampir tidak ada jarak jauh, dan berbeda dengan padat, cairan tidak dapat secara memadai dijelaskan dalam hal atom posisi. Mereka lebih baik dijelaskan dalam hal fungsi distribusi radial, karena hanya ada kemungkinan menemukan tetangga pada jarak radial diberikan, bukan kepastian tetangga di titik tetap. Fungsi distribusi radial menunjukkan bahwa beberapa derajat agar jarak pendek ada dalam cairan, sejauh ada biasanya tiga atau empat jari-jari yang berbeda di mana ada kemungkinan relatif tinggi untuk menemukan tetangga. variabilitas ini cepat berkurang, dan pada jarak yang besar, probabilitas adalah sekitar seragam di semua arah (isotropik). Fungsi distribusi radial untuk cairan ideal ditunjukkan pada Gambar 2.1.

Ketergantungan suhu dari fungsi distribusi radial mencerminkan pengaruh suhu pada struktur



Gambar 2.1 Fungsi distribusi Radial untuk cairan

Umumnya, meningkatnya suhu meningkatkan jarak radial dari puncak dalam fungsi distribusi radial, sesuai dengan ekspansi termal dari cairan. Puncak intensitas juga menjadi berkurang, karena peningkatan suhu menyebabkan struktur cair lebih kacau dan dinamis.

Kepekatan

Viskositas ciri gerakan cairan di hadapan gaya geser mekanis. Pendekatan paling sederhana mengambil dua lembaran cairan, masing-masing daerah A, jarak d terpisah, dalam sampel yang lebih besar dari cairan, viskositas η . Sebuah F gaya geser diterapkan ke satu slab, sehingga menyebabkan lembaran bergerak pada v kecepatan relatif. kekuatan tersebut kemudian diberikan oleh:

$$F = \frac{Av}{d} \eta$$

Sebuah cairan melewati kapiler mengalami gaya perlambatan dari dinding tabung, sehingga menghasilkan kecepatan yang lebih tinggi di sepanjang poros tengah daripada di dinding. Untuk setiap kapiler diberikan waktu, t , diambil oleh volume tertentu cairan kepadatan, ρ , untuk melewati kapiler tersebut terkait dengan viskositas melalui relasi: $\eta / \rho \propto t$.

Daripada mengukur viskositas mutlak, akan lebih mudah untuk mengukur waktu yang dibutuhkan untuk volume tertentu dari standar cair untuk melewati kapiler, dan untuk membandingkan ini dengan waktu yang dibutuhkan untuk volume yang sama dari cairan yang menarik, mana:

$$\frac{n_{sample}}{\rho_{sample} t_{sample}} = \frac{n_{standar}}{\rho_{standar} t_{standar}}$$

Hal ini mudah untuk menentukan kuantitas dikenal sebagai koefisien gesekan, f , yang diberikan hanya dengan $f = A\eta/d$. Kuantitas ini dapat diukur relatif mudah, tetapi secara langsung berkaitan dengan bentuk molekul melalui hukum Stoke: $f = 6\pi\eta r \{F(a, b, c)\}$

$$f = 6\pi\eta r \{F(a, b, c)\}$$

r adalah jari-jari efektif molekul, dan mewakili radius bola dengan volume yang sama seperti yang dari molekul. $F(a, b, c)$ adalah fungsi-bentuk tergantung kompleks dimensi molekul. Fitting ekspresi ini untuk data eksperimen memungkinkan penentuan bentuk molekul. Untuk molekul bulat, $F(a, b, c) = 1$

Difusi

Ketika zat terlarut hadir dalam pelarut, maka kecenderungan zat terlarut yang menyebar merata di seluruh pelarut dalam serangkaian kecil, melompat acak. Proses energi termal ini dikenal sebagai difusi. Hukum dasar difusi adalah hukum pertama Fick. Tingkat difusi mol dn zat terlarut, dn/dt , di sebuah pesawat dari daerah A , sebanding dengan koefisien difusi, D , dan negatif dari gradien konsentrasi, $-dc/dx$, demikian:

$$\frac{dn}{dt} = -D A \frac{dc}{dx}$$

Koefisien difusi untuk molekul bola, jari-jari r , sangat sederhana terkait dengan viskositas pelarut: $D = k_B T / (6\pi\eta r)$

di mana k_B adalah konstanta Boltzmann dan T adalah temperatur. Atau, jika diasumsikan bahwa molekul mengambil langkah-langkah panjang λ dalam waktu τ , D juga diberikan oleh $D = \lambda^2 / 2\tau$.

kisaran ini, semua pesanan hilang dan materi berperilaku sebagai cairan isotropik.

c. Rangkuman

1. Molekul-molekul dalam cairan memiliki energi yang cukup untuk memungkinkan gerakan relatif dari molekul penyusunnya, tetapi tidak cukup untuk memungkinkan gerakan yang benar-benar acak gas.
2. Gas dalam rongga kecil harus berada pada tekanan yang lebih tinggi daripada gas dalam rongga besar untuk cairan yang diberikan.
3. Jika partikel-partikel suatu zat memiliki energi yang cukup untuk mengatasi sebagian interaksi antarmolekul, maka partikel-partikel tersebut dapat bergerak satu sama lain sementara tetap berhubungan. Ini menggambarkan keadaan cairan.
4. Viskositas disebabkan oleh gesekan dalam suatu fluida, yang merupakan hasil dari gaya antarmolekul antara partikel dalam fluida. Gaya antarmolekul ini menahan gerakan geser fluida dan viskositas fluida berbanding lurus dengan kekuatan gaya-gaya ini. Sebagai cairan lebih tersusun daripada gas, maka viskositas cairan apa pun harus jauh lebih tinggi daripada viskositas gas apa pun.
5. Difusi merupakan pergerakan acak partikel, atom atau molekul dari area dengan konsentrasi lebih tinggi ke area dengan konsentrasi lebih rendah.

6. Gas dalam rongga kecil harus berada pada tekanan yang lebih tinggi daripada gas dalam rongga besar untuk cairan yang diberikan.
7. Jika partikel-partikel suatu zat memiliki energi yang cukup untuk mengatasi sebagian interaksi antarmolekul, maka partikel-partikel tersebut dapat bergerak satu sama lain sementara tetap berhubungan. Ini menggambarkan keadaan cairan.
8. Viskositas disebabkan oleh gesekan dalam suatu fluida, yang merupakan hasil dari gaya antarmolekul antara partikel dalam fluida. Gaya antarmolekul ini menahan gerakan geser fluida dan viskositas fluida berbanding lurus dengan kekuatan gaya-gaya ini. Sebagai cairan lebih tersusun daripada gas, maka viskositas cairan apa pun harus jauh lebih tinggi daripada viskositas gas apa pun.
9. Difusi merupakan pergerakan acak partikel, atom atau molekul dari area dengan konsentrasi lebih tinggi ke area dengan konsentrasi lebih rendah.

e. Latihan

1. Sebuah bak berisi oli. Kedalam oli dengan koefisien viskositas $55 \times 10^{-3} \text{ N.s/m}^2$ tersebut, jatuh sebuah bola dengan jari – jari 2 cm. Bola bergerak dengan kelajuan 10 m/s, mengakibatkan gaya gesek sebesar...

Pembahasan:

$$r = 2 \text{ cm} = 2 \times 10^{-2} \text{ m}$$

$$\eta = 55 \times 10^{-3} \text{ N.s/m}^2$$

$$F_f = 6 \cdot \mu \cdot r \cdot \eta \cdot v$$

$$F_f = 6(3,14)(5 \times 10^{-3})(55 \times 10^{-3})(10)$$

$$F_f = 51,81 \times 10^{-3} \text{ N}$$

2. Massa jenis sebuah kelereng adalah $3,13 \text{ gr/cm}^3$ dengan berdiameter 1cm. Bola tersebut jatuh kedalam cairan pelumas yang massa jenisnya $2,05 \text{ gr/cm}^3$. Jika kecepatan terminal bola mencapai $0,1 \text{ m/s}$, dan $g = 10 \text{ m/s}^2$, tentukan koefisien viskositas cairan pelumas tersebut!

Pembahasan:

$$v_t = [2R^2g \cdot (\rho_b - \rho_f)] / 9\eta$$

Koefisien viskositas:

$$\eta = [2R^2g \cdot (\rho_b - \rho_f)] / 9 \cdot v_t$$

$$= [2 \cdot (10^{-3})^2 \cdot (10) \cdot (3130 - 2050)] / [9 \times 0,1]$$

$$= 70 \times 10^{-2} \text{ Pa.s}$$

3. Jelaskan perbandingan viskositas air dan madu!

Pembahasan:

Jika Anda menuangkan air ke lereng, itu akan mengalir dengan bebas dan cepat, tetapi bagaimana jika Anda mengulangi prosesnya dengan madu? Bisakah Anda bayangkan bagaimana madu akan mengalir menuruni lereng? Madu yang lengket mungkin akan bergerak sedikit lebih lambat dari air. Ini karena madu memiliki viskositas berbeda dengan air.

4. Ruang antara dua pelat adalah $5 \text{ cm} \times 5 \text{ cm} \times 0,2 \text{ cm}$. Kedua pelat terpisah 1 cm, diisi dengan cairan viskositas 1 Poise. Plat atas

diseret ke kanan, kekuatan 5N menjaga plat bawah tetap.



Berapakah kecepatan dalam m / s aliran pada titik 0,5 cm di bawah permukaan bawah pelat atas jika profil kecepatan linier diasumsikan untuk aliran?

Pembahasan:

F_v = kekuatan viskos

A = area, x = jarak kedua pelat

μ = koefisien koefisien viskositas

U = kecepatan pelat atas

du/dx = gradien kecepatan

diasumsikan profil kecepatan linier, $du/dx = U/x$:

Kekuatan viskos $F_v = -F = -5N$. Mengganti semua nilai dalam persamaan, U menjadi $12,5 \text{ ms}^{-1}$

5. Jelaskan kekentalan suatu cairan dan gas akan dengan suhu!

Pembahasan:

$F_v = -\mu A \frac{du}{dx}$ **Viskositas cairan** disebabkan oleh kohesi di antara molekul-molekulnya. Dengan peningkatan suhu cairan, kohesi meningkat, yang menyebabkan peningkatan terhadap viskositas.

Viskositas gas disebabkan oleh perpindahan momentum antara molekul-molekulnya. Dengan meningkatnya suhu cairan, gerakan molekul meningkat, menyebabkan penurunan viskositas

e. Lembar Kerja



Pasar minyak kelapa sawit dibagi dua menjadi minyak nabati, biodiesel, kosmetik, surfaktan, pelumas, dan aplikasi lainnya. Segmen untuk minyak nabati di pasar minyak sawit global diperkirakan akan melihat pertumbuhan yang kuat untuk periode yang diperkirakan karena masalah kesehatan terkait dengan konsumsi translemak. Dari hasil analisa Zion Market Research, nilai pasar minyak sawit global terus meningkat jika di tahun 2015 lalu baru mencapai US\$ 65,73 miliar maka di tahun 2021 diperkirakan akan mencapai di angka US\$ 92,84 miliar. Ini berarti terjadi peningkatan sekitar 29%, dengan pertumbuhan peningkatan nilai per tahun sekitar US\$ 4 miliar.

Gagasan apa yang anda berikan agar produksi surfaktan sebagai campuran dalam detergen tetap berlangsung dalam jangka waktu yang panjang?

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Tuliskan dan jelaskan masing-masing satu contoh surfaktan kationik dan anionik!

2. Agar dihasilkan campuran pelarut air-gliserin dengan konstanta dielektrik 36, berapakah persen gliserin yang harus ditambahkan?
3. Hitunglah kenaikan air di dalam pipa, jika pipa kapiler yang memiliki jari-jari 5×10^{-3} cm dimasukkan dalam air dengan tegangan permukaan air 35×10^{-2} N/m; $\rho_{\text{air}} = 1 \text{ gr/cm}^3$; sudut kontak 0° ?
4. Jelaskan prinsip fisika dalam gelembung sabun!
5. Dian bermain kelereng bersama Andi di halaman bengkel milik ayah Andi. Andi menuduh Dian curang, kemudian Andi menjatuhkan kelereng berdiameter 1 cm ke dalam wadah berisi oli. Oli dalam wadah tersebut memiliki massa jenis $0,4 \text{ g/cm}^3$. Jika koefisien kekentalan oli $0,015 \text{ Pa.s}$, jika massa jenis kelereng sebesar $2,6 \text{ g/cm}^3$ dan $g = 10 \text{ m/s}^2$, kecepatan terbesar yang dicapai kelereng sebesar...

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi sifat fisik zat berupa cairan

Tindak Lanjut : Mahasiswa mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

B2

PADATAN KRISTAL

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Padatan Kristal:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar padatan kristal
- ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah gas di lingkungan sekitar yang terkait padatan kristal.

b. Materi Pembelajaran

Bidang Kisi

Padatan dapat dikelompokkan menjadi dua kategori, amorf dan kristal. Bahan kristal yang ditandai dengan kemasan yang sangat memerintahkan molekul, atom atau ion. Pesanan ini memungkinkan studi struktur relatif mudah. Tujuh sistem kristal ada di kristal tiga dimensi, dari mana semua morfologi kristal yang mungkin dapat dihasilkan. Penyimpangan dari sistem kristal ini yang kristal nyata pameran ini terutama disebabkan tingkat pertumbuhan yang berbeda dari setiap wajah kristal.

Unit Sel

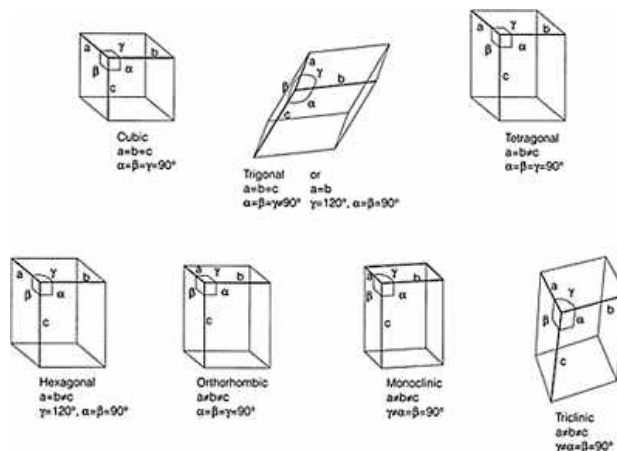
Bahan kristal terdiri dari berbagai unit yang identik. Unit terkecil yang memiliki semua sifat-sifat kristal adalah sel satuan. Dari sel unit, seluruh kristal dapat dibangun dengan memungkinkan operasi terjemahan paralel sederhana untuk salah satu sumbu tiga sel satuan.

Topik-topik yang berkaitan: Difraksi oleh padatan (B3)

Padatan Kristal

Padatan berdasarkan kerapatannya dikategorikan ke dalam dua kelompok. padatan amorf tidak memiliki urutan rentang panjang

dalam struktur molekul atau atom mereka. Secara alami mereka mereka tidak mudah dipelajari, karena metode analisis yang kuat yang dijelaskan dalam Topik B3, misalnya, tidak berlaku untuk struktur teratur tersebut. Dalam Padatan Kristal kontras yang terdiri dari memerintahkan array tiga dimensi motif struktural, seperti atom, molekul atau ion. Agar dalam tercermin dalam struktur makroskopik akrab bahan kristal, yang biasanya memiliki bentuk yang sangat biasa dengan wajah kristal datar. Inilah keteraturan yang memungkinkan studi struktural lebih sederhana dari bahan kristal. Kisaran besar dan berbagai morfologi kristal yang diamati mungkin menandakan bahwa ada berbagai macam kelompok kristal mana bentuk-bentuk ini dapat dikategorikan. Hanya tujuh sistem kristal yang diperlukan untuk mencakup semua kemungkinan struktur kristal (Gambar 2.2). Sebuah kristal dari bahan seperti natrium klorida, misalnya, jelas menunjukkan tiga sumbu tegak lurus setara, dan milik sistem kristal kubik, sedangkan kristal belerang γ - memiliki dua sumbu



Gambar 2.2. Tujuh Sistem Kristal

tegak lurus dengan sumbu ketiga di sudut tumpul dengan ini, dan milik sistem monoklinik.

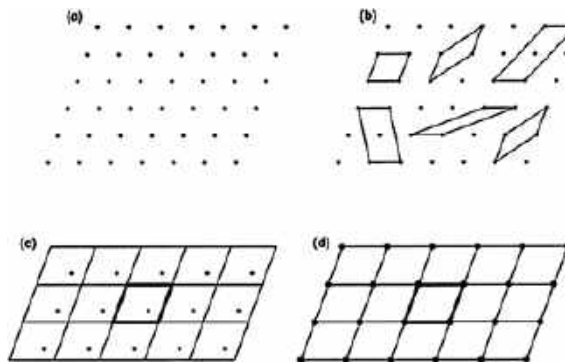
Unit sel

Motif struktural (yaitu atom atau molekul) yang membentuk kristal padat dapat mengadopsi salah satu dari berbagai macam struktur teratur yang berbeda. Justru karena bahan kristal diperintahkan terbatas array tiga dimensi bahwa penelitian mereka adalah mungkin, karena masalah dapat dikurangi dengan sifat dari sebagian kecil dari array. Sejak kristal berisi struktur diulang adalah mungkin untuk menemukan sebuah unit dasar dalam array yang berisi semua sifat-sifat simetri seluruh perakitan. Ini blok bangunan dasar disebut sebagai sel satuan, dan merupakan unit terkecil yang berisi semua komponen dari seluruh perakitan. Ini dapat digunakan untuk membangun seluruh array dengan pengulangan sederhana paralel operasi terjemahan ke salah satu sumbu. Dengan konvensi, tiga satuan tepi sel panjang yang dilambangkan dengan huruf a, b dan c. Di mana a, b dan c adalah identik, ketiga tepi ditandai, dan di mana dua identik, ini ditandai, dengan ketiga dilambangkan dengan c. Sudut antara sumbu juga dilambangkan α , β dan γ .

Karena ada jumlah tak terbatas kemungkinan sel satuan untuk setiap array yang diberikan, beberapa prinsip mengatur pemilihan satuan sel:

- Tepi sel satuan harus dipilih sehingga sejajar dengan sumbu simetri atau tegak lurus terhadap simetri pesawat, sehingga untuk menggambarkan terbaik simetri kristal;

- Sel satuan harus berisi volume minimum yang mungkin. Panjang Unit sel harus sesingkat mungkin dan sudut antara tepi harus menjadi seperti dekat dengan 90° mungkin;
- Di mana sudut menyimpang dari 90° , mereka harus dipilih sehingga menjadi semua lebih besar dari 90° , atau semua lebih kecil dari 90° . Adalah lebih baik untuk memiliki semua sudut lebih besar dari 90° ;
- Asal sel satuan harus menjadi titik geometris yang unik, dengan pusat-pusat simetri diberi prioritas tertinggi.



Gambar 2.3. Pilihan kemungkinan sel satuan untuk array dua dimensi biasa atom.

Gambar 2.3 menggambarkan beberapa poin untuk kisi dua dimensi. Beberapa unit sel mungkin untuk array rhombohedral Gambar 2.3a ditunjukkan pada Gambar 2.3b. sementara pengulangan salah satu dari unit sel ini menghasilkan seluruh kisi, hanya salah satu dari mereka sesuai dengan (i), (ii) dan (iii) di atas. Gambar 2.3c dan Gambar 2.3d menggambarkan prinsip (iv) di atas. Mengambil sel satuan yang paling tepat untuk array ini posisinya dipilih sehingga untuk menempatkan asal-usulnya

pada titik geometris yang unik (yaitu pada elemen kisi). Oleh karena itu, sementara sel satuan ditunjukkan pada Gambar 2.3c diperbolehkan, sel satuan ditunjukkan pada Gambar 2.3d lebih disukai untuk kepatuhan dengan prinsip (iv).

Perlu dicatat bahwa prinsip-prinsip ini hanya pedoman, dan pertimbangan lainnya kadang-kadang berarti bahwa itu bermanfaat untuk mengabaikan satu atau lebih dari mereka. Satu mungkin, misalnya, pilih sel satuan sehingga dapat lebih menggambarkan properti dari kristal, atau sehingga memungkinkan analisis lebih mudah melalui metode difraksi (lihat Topik B3).

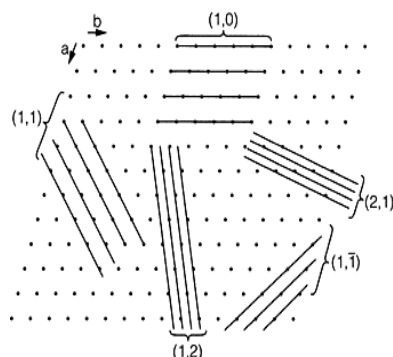
Sel Unit sendiri memiliki sejumlah properti simetri, karena mereka harus mampu kemasan bersama-sama untuk benar-benar mengisi suatu area atau volume ruang. Untuk array dua dimensi, pembatasan ini berarti bahwa sel-sel satuan mungkin harus memiliki 1, 2, 3, 4 atau 6 kali lipat rotasi simetri, dengan tidak ada simetri lain yang mungkin. Lima atau tujuh simetri sel satuan kali lipat, misalnya, akan membutuhkan segilima ubin atau heptagons pada permukaan yang datar, operasi yang mudah dibuktikan mustahil. Dua kemasan dimensi karena itu terbatas pada lima tipe dasar sel satuan. Untuk array kristal tiga dimensi, argumen dasar yang sama berlaku, dan empat belas sel unit dasar ada yang dapat dikemas bersama-sama untuk benar-benar mengisi ruang. Ini disebut sebagai kisi Bravais. Ada tujuh sel primitif Unit (dilambangkan P), dengan motif ditempatkan hanya pada simpul. Dua dasar berpusat unit sel (C) dapat dibentuk dari unit sel primitif ini dengan penambahan motif

untuk pusat dua wajah sel satuan lawan. Dua unit sel wajah berpusat (F) hasil dari menambahkan motif untuk semua enam pusat wajah. Tiga tubuh berpusat unit sel (B) yang dihasilkan dengan menempatkan motif di pusat sel satuan.

Karena setiap tubuh berpusat dan wajah berpusat unit sel yang dihasilkan dengan menambahkan atom ke sel satuan primitif, mungkin seharusnya bahwa sel-sel satuan lainnya dapat dihasilkan, seperti, misalnya, wajah-berpusat tetragonal. Bahkan, semua upaya tersebut untuk menghasilkan sel-sel unit baru pasti menghasilkan salah satu dari 14 Bravais kisi. Hal ini harus dipahami bahwa simetri dari sel satuan tidak selalu berhubungan dengan simetri motif nya, hanya untuk simetri packing-nya. Oleh karena itu, sangat mungkin untuk ferrocene, molekul dengan lima kali lipat simetri rotasi, untuk berkemas dalam struktur dengan sel satuan heksagonal.

Bidang kisi

Sinar X dan teknik difraksi neutron untuk analisis struktural hanya dapat ditafsirkan dengan memahami bagaimana



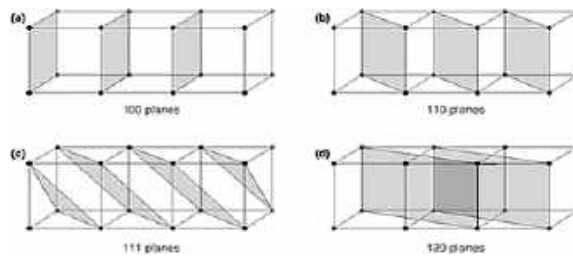
Gambar 2.4. Garis Bidang Kisi dalam Dua Dimensi

pola difraksi hasil dari pengaturan dalam dari atom atau molekul.

bidang kisi, meskipun tidak pendekatan yang benar-benar ketat adalah, bagaimanapun, bantuan yang sangat berguna untuk memahami difraksi. Seperti unit sel, hal-hal yang disederhanakan dengan mempertimbangkan kisi dua dimensi dari atom atau molekul, sementara mengakui bahwa argumen dapat diperpanjang menjadi tiga dimensi pada suatu titik kemudian. Perhatikan, misalnya, kisi dua dimensi (Gambar 2.4). array ini jelas berisi baris poin sejajar dengan a dan b sumbu, tetapi di samping baris ini, bagaimanapun, set lain dari baris juga dapat dipilih. Dalam tiga dimensi, baris ini menjadi pesawat (Gambar 2.5), tetapi dibangun dengan cara yang sama dengan yang ada di dua dimensi.

Baris kisi atau pesawat yang berbeda secara resmi dibedakan oleh Miller mereka indeks. Mengambil contoh dua dimensi, adalah mungkin untuk menganggap satu set unik poin berpotongan untuk setiap set baris. Jadi pada Gambar. 3, baris dimulai di tepi tangan kiri atas melewati titik berikutnya di 1a dan 1b. Untuk baris lainnya, berpotongan adalah pada, misalnya, (2.5a, 2.5b). Seperti jarak selalu dapat ditulis dalam bentuk panjang sel satuan, dan notasi yang disederhanakan dengan mengacu berpotongan ini sebagai (1,1) dan (3,2) masing-masing. Indeks Miller diperoleh dengan mengambil kebalikan dari berpotongan. Dimana hasil timbal balik angka pecahan, angka-angka ini dikalikan sampai seluruh nomor yang dihasilkan untuk Miller indeks. Indeks Miller untuk satu set baris yang timbal balik intercept adalah ($\frac{1}{3}$, $\frac{1}{2}$), misalnya, disederhanakan untuk (2,3) dengan mengalikan dengan 6. Situasi dalam tiga dimensi

persis sejajar argumen ini, dan indeks untuk bidang kisi pada Gambar 2.6 menggambarkan hal ini. Setiap indeks Miller, perlu dicatat, mengacu tidak hanya untuk satu pesawat, tetapi untuk seluruh rangkaian pesawat paralel dengan indeks tersebut. Sebagai contoh, (111) pesawat. Dengan konvensi, indeks Miller ini disebut sebagai nilai-nilai h, k, dan l masing-masing. Di mana indeks memiliki nilai negatif, ini diwakili oleh sebuah bar atas nomor, sehingga indeks (-112) ditulis sebagai ($\bar{1}12$)



Gambar 2.5. Bidang dalam sel satuan kubik

Ketika mempertimbangkan metode difraksi, jarak antara pesawat yang menjadi pertimbangan yang paling penting. Keuntungan dari indeks Miller adalah bahwa mereka memungkinkan perhitungan relatif mudah dari jarak interplane. Dalam situasi yang paling sederhana, bahwa dari kristal kubik dimensi sel unit, sebuah, yang d_{hkl} jarak antara pesawat dengan indeks Miller h, k, dan l mudah dihitung dari:

$$d_{hkl} = a / (h^2 + k^2 + l^2)^{1/2}$$

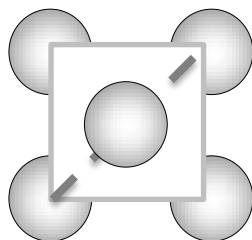
Jarak antara dua (1, 2, 2) pesawat di natrium klorida (sel satuan kubik, a = 5.56 Å) diberikan oleh $d_{122} = 5,56 / (1^2 + 2^2 + 2^2)^{1/2} = 5.56 / 3 = 1,85 \text{ \AA}$. Hubungan yang sesuai untuk sistem sel satuan lain, dan hubungan mereka dengan efek difraksi.

c. Rangkuman

1. Kristal cenderung memiliki titik leleh yang relatif tajam dan terdefinisi dengan baik karena semua komponen atom, molekul, atau ion memiliki jarak yang sama dari jumlah dan jenis tetangga yang sama; yaitu, keteraturan kisi kristal menciptakan lingkungan sekitar yang sama.
2. Padatan kristal, atau kristal, memiliki struktur internal yang berbeda yang pada gilirannya menyebabkan permukaan datar yang khas.
3. Karena kristal padat terdiri dari pola berulang komponennya dalam tiga dimensi, kita dapat mewakili seluruh kristal dengan menggambar struktur unit identik terkecil yang, ketika ditumpuk bersama, membentuk Kristal.
4. Biasanya sel unit terkecil yang sepenuhnya menggambarkan urutan dipilih. Satu-satunya persyaratan untuk sel satuan yang valid adalah mengulanginya di ruang harus menghasilkan kisi biasa
5. Satu-satunya elemen yang mengkristal dalam sel satuan kubik sederhana adalah polonium.

d. Latihan

1. Nikel mengkristal dalam sel satuan fcc dengan panjang tepi sel 0,3524 nm. Berapa jari-jari atom nikel?

Pembahasan:

$$d_{\text{face}} = 4r_{\text{Ni}}$$

Sesuai teorema Pythagoras,

$$d_{\text{face}}^2 = a^2 + a^2 = 2a^2$$

$$d_{\text{face}} = \sqrt{2} a$$

Jari-jari atom Nikel:

$$R_{\text{Ni}} = \frac{\sqrt{2} a}{4} = 0,1246 \text{ nm}$$

2. Apa yang dimaksud dengan molekul padat? Berikan contoh masing-masing jenis molekul padat!

Pembahasan:

Padatan molekuler terdiri dari atom atau molekul yang disatukan oleh gaya dispersi London, dipol, ikatan hidrogen.

Ditandai dengan titik leleh rendah dan fleksibilitas serta konduktor yang buruk.

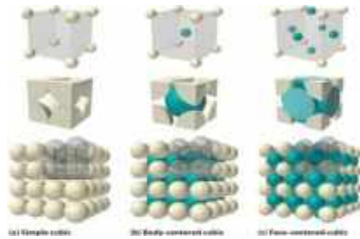
Contoh padatan molekuler adalah sukrosa.

3. Mengapa beberapa padatan memiliki struktur kristal sedangkan yang lain tidak?

Pembahasan:

Padatan kristal memiliki geometri yang terdefinisi dengan baik karena gaya antarmolekul seragam di seluruh padatan tidak seperti padatan amorf di mana ia bervariasi dari satu tempat ke tempat lain.

4. Emas logam memiliki sel satuan kubik berpusat pada wajah (gambar dibawah). Berapa banyak atom Au dalam setiap unit sel?



Pembahasan:

Seperti yang ditunjukkan pada Gambar diatas, sel unit kubik berpusat pada wajah memiliki delapan atom di sudut kubus dan enam atom di wajah. Karena atom pada wajah dibagi oleh dua unit sel, masing-masing dihitung sebagai 12 atom per unit sel, menghasilkan $6 \times 12 = 3$ atom Au per unit sel. Atom di sudut dibagi oleh delapan unit sel dan karenanya hanya berkontribusi 18 atom per unit sel, memberikan $8 \times 18 = 1$ Au atom per unit sel. Dengan demikian, jumlah total atom Au di setiap sel unit adalah $3 + 1 = 4$.

5. Hitung kerapatan besi logam, yang memiliki sel unit kubik berpusat-tubuh (Gambar 11.7.5b) dengan panjang tepi 286,6 pm!

Pembahasan:

Berdasarkan gambar (a), bahwa setiap unit sel besi logam mengandung dua atom Fe. Massa molar besi adalah 55,85 g / mol.

$$\rho = \text{g} / \text{cm}^3$$

$$\begin{aligned} \text{atom Fe} &= \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \times 10^{23} \text{ atom}} = \frac{58,5 \text{ gr}}{\text{mol}} \\ &= 1,855 \times 10^{-22} \end{aligned}$$

$$\text{Volume } 286.6 \text{ p} = 2.345 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

e. Lembar Kerja

Saat kecantikan yang bersih dan tidak beracun terus masuk ke arus utama, hanya masalah waktu sebelum saya mulai takut pada antiperspiran saya. Selama bertahun-tahun, rumor yang beredar di internet mengklaim bahwa bahan aktif dalam deodoran apotek Anda yang biasa dapat menyebabkan kanker payudara. Yang, tentu saja, menakutkan ketika Anda telah menggosokkan barang-barang di bawah lengan Anda sejak pubertas. Padahal, penelitian di balik teori ini sebagian besar tidak meyakinkan. "Tidak ada studi epidemiologi yang kuat dalam literatur medis yang menghubungkan risiko kanker payudara dan penggunaan antiperspiran, dan sangat sedikit bukti ilmiah untuk mendukung klaim ini. Faktanya, sebuah studi epidemiologi yang dirancang dengan hati-hati dari masalah ini diterbitkan pada tahun 2002 dibandingkan 813 wanita dengan kanker payudara. dan 793 wanita tanpa penyakit. Para peneliti tidak menemukan hubungan antara risiko kanker payudara dan penggunaan antiperspirant, penggunaan deodoran, atau pencukuran bulu ketiak, "lapor The American Cancer Society.

Terkait materi Modul B2 ini, raikan pendapatan anda mengenai informasi diatas!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Mengapa garam digunakan untuk membersihkan salju dari jalan?
2. Paduan tembaga dan emas membentuk struktur kristal "dipesan" khusus yang dikenal sebagai L12 di Notasi struktur bericht. Ini memiliki sel satuan kubik dengan atom Au di sudut-sudut dan atom Cu di pusat-pusat wajah.
 - a. Gambar dan beri label isi sel unit!

- b. Tunjukkan bagaimana cara menghitung semua atom dalam sel satuan dan gunakan hasil Anda untuk menentukan formula kimia dari paduan ini?
3. Kisi adalah larik titik di ruang angkasa dengan lingkungan yang identik. Sel satuan primitif, juga disebut "sederhana," adalah salah satu yang hanya mengandung satu titik kisi. (a). Beri label kisi, (b). Sel satuan primitive; (d). Jumlah atom dalam sel satuan

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang mampu mengerjakan tugas pada pertemuan Modul B2 diberi kesempatan untuk menjadi leader selama pembelajaran.

Tindak Lanjut : Pada akhir pembelajaran, dosen memperbaiki konsep yang kurang tepat dan mengarahkan mahasiswa dalam menarik kesimpulan yang benar.

B3

DIFRAKSI DENGAN PADATAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Difraksi dengan Padatan:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar difraksi padatan
- ✚ Mampu mengamati dan memberi terhadap masalah gas di lingkungan sekitar terkait difraksi padatan.

b. Materi Pembelajaran

**Radiasi untuk
Difraksi
Padatan**

Difraksi terjadi ketika gelombang berinteraksi dengan kisi yang dimensinya adalah dari urutan yang sama besarnya seperti yang dari panjang gelombang gelombang. Pada dimensi ini, kisi-kisi menyebarkan radiasi, sehingga baik meningkatkan amplitudo radiasi melalui interferensi konstruktif, atau untuk mengurangi melalui interferensi destruktif. Pola interferensi konstruktif dan destruktif menghasilkan informasi tentang struktur molekul dan kristal. radiasi yang paling umum digunakan adalah sinar-X, yang paling kuat tersebar oleh unsur-unsur berat. elektron kecepatan tinggi berperilaku sebagai gelombang, dan juga tersebar oleh awan elektron. Neutron melambat untuk kecepatan termal juga berperilaku sebagai gelombang, tetapi tersebar oleh inti atom. Dalam studi kristalografi, bidang kisi yang berbeda yang hadir dalam kristal dipandang sebagai pesawat interferensi konstruktif dari radiasi yang dipantulkan terjadi jika kondisi Bragg terpenuhi: $n\lambda = 2d \sin\theta$.

**Persamaan
Bragg**

Metode Serbuk Kristal

Untuk kristal padat, jarak antara bidang kisi mudah diperoleh dari indeks Miller, dan dimensi sel satuan. Hubungan antara parameter-parameter ini dapat digunakan untuk memodifikasi kondisi Bragg. Dalam kasus sederhana dari sel satuan kubik primitif, nilai-nilai yang diizinkan untuk θ sebagai fungsi h , k , dan l diberikan oleh:

$$\sin\theta = (h^2 + k^2 + l^2)^{1/2} \lambda/2a$$

Beberapa bilangan (7, 15, 23, misalnya) tidak dapat dibentuk dari penjumlahan tiga kuadrat angka, dan refleksi yang sesuai dengan nilai-nilai ini dari $(h^2 + k^2 + l^2)$ yang hilang dari seri. Pada sel satuan lain, garis yang hilang terjadi sebagai akibat dari simetri dari sel satuan. argumen geometris sederhana menunjukkan bahwa untuk tubuh yang berpusat sel satuan kubik, $h + k + l$ harus bahkan, dan bahwa untuk sel satuan kubik wajah berpusat, h , k dan l harus semua bahkan atau semua aneh untuk refleksi akan diizinkan. Garis dilarang dikenal sebagai absensi sistematis. Dalam metode difraksi serbuk, sampel kristal digiling menjadi bubuk, sehingga berisi kristal yang berorientasi pada setiap sudut yang memungkinkan untuk balok insiden.

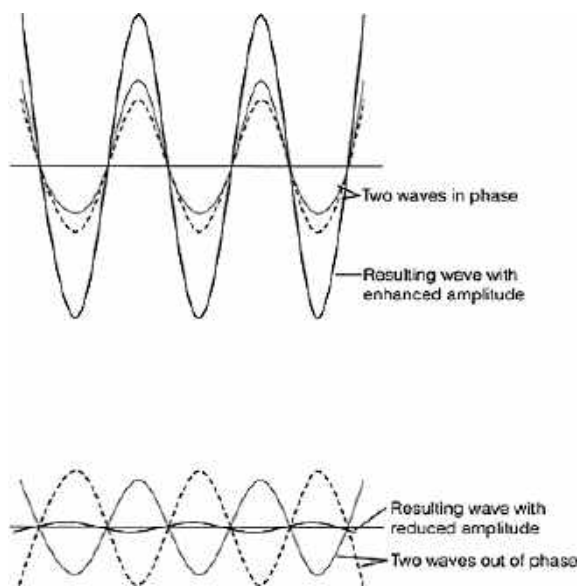
Topik-topik yang berkaitan: Padatan Kristal (B2)

Radiasi untuk difraksi oleh padatan

Difraksi terjadi ketika gelombang berinteraksi dengan kisi yang dimensinya adalah dari urutan yang sama besarnya seperti

yang dari panjang gelombang gelombang. kisi-kisi menyebarkan radiasi, dan radiasi yang tersebar dari satu titik mengganggu radiasi dari orang lain sehingga baik meningkatkan amplitudo radiasi (interferensi konstruktif), atau untuk mengurangi itu (interferensi destruktif).

Pola interferensi konstruktif dan destruktif menghasilkan informasi tentang struktur molekul dan kristal. Dalam kasus padatan, panjang gelombang ini harus dari urutan yang sama dengan jarak kisi kristal (ca. 0.1nm), dan ada tiga jenis utama dari radiasi yang digunakan untuk studi struktural padatan. Radiasi yang paling umum digunakan, sinar-X, memiliki panjang



Gambar 2.6. Konstruktif (a) dan merusak (b)

gelombang dari urutan 0,15 nm, dan dalam rangka studi difraksi tersebar dengan kerapatan elektron dari molekul. Oleh karena itu unsur yang lebih berat memiliki kekuatan hamburan terkuat, dan paling mudah diamati. Demikian pula, elektron yang telah

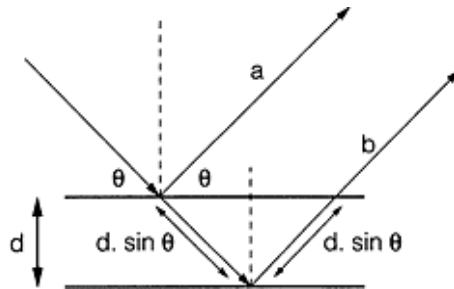
dipercepat dengan kecepatan tinggi mungkin memiliki panjang gelombang dari urutan 0,02 nm, dan juga tersebar oleh awan elektron. neutron fisi yang dihasilkan yang telah melambat untuk kecepatan dari urutan 1000 ms^{-1} juga berperilaku sebagai gelombang, tetapi tersebar oleh inti atom. Sementara beberapa inti ringan seperti neutron deuterium pencar kuat, beberapa inti yang lebih berat, seperti vanadium, hampir transparan. Subjek yang tercakup dalam topik ini adalah acuh tak acuh terhadap sifat radiasi yang digunakan, dan argumen dapat diterapkan untuk semua jenis studi difraksi. Hubungan antara daya hamburan dan massa atom kompleks untuk neutron.

Persamaan Bragg

Dalam studi kristalografi, bidang kisi yang berbeda yang hadir dalam kristal dipandang sebagai pesawat dari mana radiasi insiden dapat tercermin. Difraksi radiasi timbul dari perbedaan fasa antara refleksi ini. Untuk setiap dua pesawat paralel, beberapa kondisi yang ada untuk yang interferensi konstruktif dapat terjadi. Jika radiasi adalah insiden di sudut, θ , dengan pesawat, maka gelombang tercermin dari perjalanan pesawat yang lebih rendah jarak yang sama dengan $2d \sin\theta$ lebih daripada yang tercermin dari pesawat atas di mana d adalah pemisahan dari pesawat. Jika perbedaan ini adalah sama dengan seluruh jumlah gelombang-panjang, $n\lambda$, maka interferensi konstruktif akan terjadi (Gambar. 1). Dalam hal ini, kondisi Bragg untuk difraksi terpenuhi:

$$n\lambda = 2d \sin\theta$$

Dalam semua kasus lain, perbedaan fase ada antara dua balok dan mereka mengganggu destruktif, untuk berbagai derajat. Hasilnya adalah bahwa hanya mereka refleksi yang memenuhi syarat Bragg akan diamati. Dalam prakteknya, n dapat ditetapkan sama dengan 1, sebagai refleksi orde tinggi hanya sesuai dengan urutan refleksi pertama dari pesawat paralel lainnya yang hadir dalam kristal. Kebanyakan studi, panjang gelombang radiasi adalah tetap, dan θ sudut bervariasi, memungkinkan d harus dihitung dari sudut di mana refleksi diamati (Gbr. 2.7).



Gambar 2.7. Difraksi karena refleksi dari sepasang pesawat. Perbedaan panjang jalan antara tercermin balok a dan b sama dengan $\sin\theta 2d$. Jika ini adalah sama dengan seluruh jumlah panjang

Untuk kristal padat, jarak antara bidang kisi mudah diperoleh dari indeks Miller, dan dimensi sel satuan. Contoh paling sederhana adalah bahwa $d^2 = A^2 / (h^2 + k^2 + l^2)$ primitif, yang jarak antara pesawat, d , hanya diberikan oleh:

dimana h , k , dan l adalah indeks Miller dan adalah panjang dari tepi sel satuan. Kondisi Bragg menghasilkan nilai yang mungkin untuk θ :

$$\sin\theta = (h^2 + k^2 + l^2)^{1/2} \lambda / 2a$$

Karena h , k , dan l adalah bilangan, jumlah $(h^2 + k^2 + l^2)$ juga menghasilkan bilangan bulat, dan karena λ dan yang jumlah tetap, $\sin 2\theta$ bervariasi sehingga memberikan jarak teratur refleksi. Namun, beberapa bilangan (7, 15, 23, dll) tidak dapat dibentuk dari jumlah dari tiga kuadrat angka, dan refleksi yang sesuai

dengan nilai-nilai ini dari $(h^2 + k^2 + l^2)$ yang hilang dari seri. Jika $\lambda / 2a$ dilambangkan A, maka nilai-nilai $\sin\theta$ untuk kisi kubik sederhana diberikan oleh: $A / \sqrt{1}$, $A / \sqrt{2}$, $A / \sqrt{3}$, $A / \sqrt{4}$, $A / \sqrt{5}$, $A / \sqrt{6}$, $A / \sqrt{8}$, $A / \sqrt{9}$, $A / \sqrt{10}$, $A / \sqrt{11}$, dll Oleh karena itu mungkin untuk mengidentifikasi sel satuan kubik primitif dari kedua keteraturan jarak dalam pola difraksi sinar-X, dan tidak adanya garis terlarang tertentu. Unit sel lainnya menghasilkan jenis lebih lanjut dari garis hilang, yang dikenal sebagai absensi sistematis. argumen geometris sederhana menunjukkan bahwa kondisi berikut berlaku untuk sel satuan kubik:

Refleksi diperbolehkan

Primitif sel satuan kubik	semua $h + K + l$
berpusat sel satuan kubik tubuh	$h + K + l =$ bahkan
Wajah berpusat sel satuan kubik	$h + K + l =$ semua yang aneh

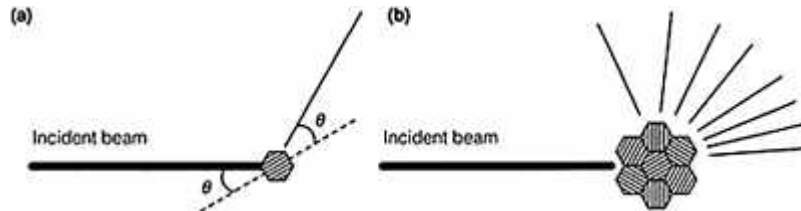
Sama, tetapi semakin kompleks, aturan berlaku untuk unit sel lain dan identifikasi absen sistematis memungkinkan sel satuan harus diklasifikasikan.

Padatan kristalografi

Ketika kristal tunggal diterangi dengan radiasi, refleksi hanya diamati ketika salah satu pesawat kisi adalah pada sudut yang memenuhi kondisi Bragg. Dalam metode difraksi serbuk, sampel kristal digiling menjadi bubuk, sehingga secara efektif mengandung kristal yang berorientasi pada setiap sudut yang memungkinkan untuk balok insiden. Dengan cara ini, kondisi Bragg untuk setiap pesawat kisi secara simultan terpenuhi, dan

refleksi terlihat sama sekali nilai-nilai yang diijinkan θ relatif terhadap insiden balok (Gambar 2.8).

Difraksi



Gambar 2.8. (a) Difraksi oleh kristal tunggal, dengan satu set bidang kisi benar berorientasi untuk refleksi diperbolehkan.; (b) difraksi oleh bubuk kristal di mana beberapa kristal berorientasi untuk setiap kemungkinan refleksi diperbolehkan.

Kebanyakan difraktometer modern menggunakan detektor sintilasi yang menyapu busur sekitar 2θ sudut. Detektor memberikan ukuran intensitas sinar-X sebagai fungsi dari 2θ sudut. Pola difraksi yang diperoleh harus berkorelasi dengan unit sel sampel. Dengan mendapatkan sudut yang refleksi terjadi, nilai $\sin 2\theta$ dapat diperoleh untuk setiap refleksi, dan nilai-nilai ini secara langsung berkorelasi dengan nilai-nilai h , k , dan l :

$$\sin^2\theta = (h^2 + k^2 + l^2) (\lambda / 2a)^2 \quad \text{(Catatan bahwa ini hanyalah persegi ekspresi sebelumnya)}$$

Seperti $(\lambda / 2a)^2$ adalah konstan, nilai $\sin 2\theta$ secara langsung berkaitan dengan nilai $(h^2 + k^2 + l^2)$, dan untuk kristal mengingat rasio dari nilai-nilai memberi nilai relatif $(h^2 + k^2 + l^2)$. Sebagai contoh, jika X-ray dari panjang gelombang 0,1542 nm adalah insiden pada sampel bubuk, dan posisi sudut dari refleksi

diukur, proses untuk menghitung $(h^2 + k^2 + l^2)$ diberikan pada Tabel 2.1.

Tabel 2.1. Indexing pola difraksi serbuk sederhana

Angle, θ	Hitung $\theta \sin^2$	Perbandingan
14,30	0,061	1
20,45	0,122	2
25,33	0,183	3
29,61	0,244	4
33,53	0,305	5
37,24	0,366	6
44,33	0,488	8
47,83	0,549	9

Baris bawah Tabel 2.1 merupakan nilai-nilai $(h^2 + k^2 + l^2)$ sesuai dengan refleksi pada sudut tertentu. Proses mengangap h , k , dan nilai-nilai l untuk refleksi dalam pola difraksi dikenal sebagai mengindeks pola. Dari pola diindeks, adalah mungkin untuk mengidentifikasi jenis sel unit, yang dalam hal ini dapat diidentifikasi sebagai sederhana kubik karena kehadiran semua nilai yang mungkin dari $(h^2 + k^2 + l^2)$, dengan garis terlarang di $(h^2 + k^2 + l^2) = 7$.

c. Rangkuman

1. Pola interferensi konstruktif dan destruktif menghasilkan informasi tentang struktur molekul dan kristal.
2. Unsur yang lebih berat memiliki kekuatan hamburan terkuat, dan paling mudah diamati.
3. Ketika kristal tunggal diterangi dengan radiasi, refleksi hanya diamati ketika salah satu pesawat kisi adalah pada sudut yang memenuhi kondisi Bragg.

4. Pola difraksi yang diperoleh harus berkorelasi dengan unit sel sampel.

Untuk kristal padat, jarak antara bidang kisi mudah diperoleh dari indeks Miller, dan dimensi sel satuan.

d. Latihan

1. Segera spesimen thorium (Th) diiradiasi dengan radiasi tungsten (W) L_{α} . Hitung sudut, θ , dari pantulan ke-4!

Pembahasan:

$$\bar{V} = \frac{1}{\lambda} = \frac{5}{34} (74 - 7.4)^2 R$$

$$\lambda = 1.476 \times 10^{-10} \text{ m}$$

Ini adalah FCC dengan nilai V_{molar}

$$\frac{4}{a^3} = \frac{N_A}{V_{\text{molar}}} \rightarrow a = 5,095 \times 10^{-8} \text{ cm}$$

$$\lambda = 2 d \sin \theta \rightarrow d = \frac{a}{\sqrt{h^2+k^2+l^2}}$$

Refleksi ke-4 di FCC:

$$111, 200, 220, 311$$

$$h^2 + k^2 + l^2 = 11$$

$$\lambda_{\theta} = \frac{2a \sin \theta}{\sqrt{h^2+k^2+l^2}} = \sin^{-1} \left(\frac{\lambda \sqrt{h^2+k^2+l^2}}{2a} \right) = \mathbf{20,71^{\circ}}$$

2. Misalkan percobaan yang dijelaskan dalam bagian (1) diulang tapi kali Sinar datang terdiri dari neutron dan bukan sinar-x. Berapa kecepatan neutron untuk menghasilkan refleksi pada sudut yang sama seperti yang dihasilkan oleh sinar-x di bagian (1)?

Pembahasan:

$$\lambda_{\text{neutrons}} = \lambda_{\text{x-rays}}$$

$$\begin{aligned}\lambda_{\text{neutrons}} &= \frac{h}{p} = \frac{h}{mv} \rightarrow v = \frac{h}{m\lambda} \\ &= \frac{6,6 \times 10^{-34}}{1,675 \times 10^{-27} \times 1,476 \times 10^{-10}} \\ &= \mathbf{2,68 \times 10^3 \text{ ms}^{-1}}\end{aligned}$$

3. Eksperimen difraksi serbuk Debye-Scherrer menggunakan radiasi tembaga (Cu) memberikan serangkaian refleksi berikut yang dinyatakan sebagai $2 K\alpha$ θ : $38,40^\circ$; $44,50^\circ$; $64,85^\circ$; $77,90^\circ$; $81,85^\circ$; $98,40^\circ$; $111,20^\circ$
- (a) Tentukan struktur kristal.
- (b) Hitung konstanta kisi, a !

Pembahasan:

Ikuti prosedur yang disarankan dalam kuliah:

- (1) Mulai dengan nilai 2θ dan hasilkan nilai $\sin^2\theta$.
 - (2) Normalisasikan nilai $\sin^2\theta$ dengan menghasilkan $\sin^2\theta_n/\sin^2\theta_1$.
 - (3) Hapus fraksi dari kolom "dinormalisasi".
 - (4) Berspekulasi pada nilai-nilai hkl yang akan tampak sebagai $h^2 + k^2 + l^2$ untuk menghasilkan urutan dari kolom "hapus pecahan".
 - (5) Hitung untuk setiap θ nilai $\sin^2\theta / (h^2 + k^2 + l^2)$ berdasarkan asumsi hkl nilai-nilai. Jika setiap entri dalam kolom ini identik, maka seluruh proses divalidasi.
- (a) Untuk kumpulan data yang dipermasalahkan, terbukti dari kolom hkl bahwa Kristal
- (b) $\frac{\lambda^2}{4a^2} = \frac{2a \sin \theta}{\sqrt{h^2+k^2+l^2}} = 0,0358$
- $$\lambda_{Cu_{K\alpha}} = 1,5418 \text{ \AA}$$

4. Dengan menggunakan informasi pada soal nomor 3, asumsikan bahwa kristal itu adalah logam murni dan berdasarkan *hard-sphere* perkiraan menghitung:

- (a) Jari-jari atom
- (b) Hitunglah kerapatan elemen ini yang memiliki berat atom 66,6 g / mol!

nakan radiasi L perak untuk menerangi spesimen?

Pembahasan:

Kita ikuti nomor 3 dan 4!

(a) Lihat tabel di bawah. Jelas bahwa struktur kristal adalah BCC. Lihatlah kolom hkl!

2θ	$\sin^2\theta$	dinorm alisasi	Fraksi Bersih	Coba Ulang	hkl	10^3 $(\frac{2a \sin \theta}{h^2+k^2+l^2})$
14,10	0,0151	1,00	1	2	110	7,550
19,98	0,0301	1,99	2	4	200	7,525
24,54	0,0452	2,99	3	6	211	7,533
28,41	0,0602	3,99	4	8	220	7,525
31,85	0,0753	4,99	5	10	310	7,530
34,98	0,0903	5,98	6	12	222	7,525
37,89	0,1054	6,98	7	14	321	7,529
40,61	0,1204	7,97	8	16	400	7,525

(b) $\frac{\lambda^2}{4a^2} = \frac{2a \sin \theta}{\sqrt{h^2+k^2+l^2}} = 7,53 \times 10^{-3}$

$\lambda_{AgK\alpha} = 0,574 \text{ \AA} \rightarrow a = \frac{0,574}{\sqrt{4 \times 7,53 \times 10^{-3}}} = 3,31 \text{ \AA}$

(c) Pada BCC, $\sqrt{3a} = 4r$

$$r = \frac{\sqrt{3}}{4} \times 3,31 \text{ \AA} = 1,43 \text{ \AA}$$

$$(d) \lambda = 2 d_{hkl} \sin \theta \rightarrow d_{hkl} = \frac{a}{\sqrt{h^2+k^2+l^2}} = \frac{a}{\sqrt{2}}$$

$$\theta = \sin^{-1} \left(\frac{a}{\sqrt{2}a} \right)$$

$$\lambda_{L\alpha} \text{ dinyatakan: } \bar{\nu} = \lambda^{-1}$$

$$= \frac{5}{36} R (Z-7,4)^2$$

$$= \frac{5}{36} 1,1 \times 10^{-7} (47-7,4)^2 = 2,40 \times 10^9 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 4,17 \text{ \AA} \rightarrow \theta = \sin^{-1} \left(\frac{4,17}{\sqrt{2} \times 3,31} \right) = 63,0^\circ$$

e. Lembar Kerja

Amati fenomena alam terkait topik bahasan Modul B3 ini, lalu kaji sejarah teori dan buat hipotesis anda tentang apa yang anda amati dan kaji tersebut!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Berapa panjang gelombang maksimum (λ) radiasi yang mampu orde kedua difraksi dalam platinum (Pt)?
2. Berapa potensial akselerasi V yang harus diterapkan pada elektron untuk menyebabkan elektron difraksi pada bidang {220} emas (Au) pada $\theta = 5^\circ$?
3. Bagaimana difraksi pada bidang {pal} {paladium (Pd) dapat digunakan untuk mengisolasi K radiasi dari spektrum "putih" sinar-x yang dipancarkan oleh tabung sinar-x dengan tembaga (Cu) target? Rasionalisasi jawaban Anda dan berikan gambar skematis yang sesuai!
4. Theta dalam persamaan Bragg berarti sudut yang dipantulkan sinar ray dengan bidang kristal. 38.2° adalah sudut antara arah

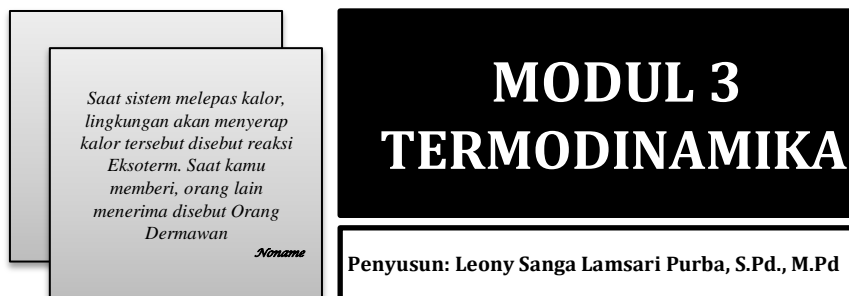
sinar asli dengan sinar yang dipantulkan. Sinar datang juga pada sudut theta dengan bidang kristal. Jadi, apa nilai theta?

5. $\sin \theta = \tan \theta \cos \theta$.. Bisakah Anda mengklarifikasi apa yang Anda maksud dengan kalimat terakhir? Sejauh yang dikemukakannya, gaya yang bekerja pada rantai hanya merupakan bobot rantai, tapi saya tidak tahu bagaimana cara menggabungkannya?

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang mampu mengerjakan tugas pertemuan Modul B3 mendapat skor tertinggi pada pertemuan tersebut.

Tindak Lanjut : Mahasiswa diberi latihan soal dengan media permainan online *Kahoot!* Sesuai dengan topik pada hari tersebut.



DESKRIPSI POKOK BAHASAN TERMODINAMIKA:

Di perguruan tinggi, materi Termodinamika I dibahas dalam matakuliah Kimia Fisika I. Bab ini secara khusus akan membahas tentang suhu, kalor, entalpi, usaha, energi dari suatu sistem dan lingkungan. Matakuliah prasyarat seperti kimia dasar dan fisika dasar menjadi hal penting untuk diperhatikan. Pembelajaran termodinamika cenderung konseptual dan akan maksimal apabila menggunakan pendekatan student centered learning (scl).

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai konsep dasar termodinamika 1 pembelajaran kontekstual.

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK BAHASAN TERMODINAMIKA:

1. Mampu mengamati gejala alam terkait termodinamika melalui pemahaman mahasiswa terhadap konsep termodinamika melalui percobaan.
2. Mampu menganalisis perubahan entalpi reaksi melalui sebuah miniriset yang disusun dalam sebuah kajian ilmiah.
3. Mampu merancang alat dengan prinsip kerja termodinamika 1.

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik kesetimbangan, maka mahasiswa harus menguasai konsep dasar stoikiometri dan larutan teori termodinamika pada matakuliah kimia fisika 1.

**KEGIATAN MAHASISWA POKOK BAHASAN
TERMODINAMIKA:**

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait termodinamika.
2. Memahami konsep dasar termodinamika
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.
4. Mampu mendisign alat yang menggunakan prinsip kerja termodinamika
5. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan

KEGUNAAN MODUL

Modul gas ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait termodinamika 1
2. Meningkatkan kemampuan analisis mahasiswa terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan termodinamika.
4. Mahasiswa mampu berinovasi dengan merancang sebuah alat dengan prinsip kerja termodinamika.

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Hukum Termodinamika 1	Termodinamika 1
	Energy Dalam
	Kapasitas Panas
Entalpi	Entalpi Reaksi
	Komponen Entalpi
Keadaan Standar	Keadaan Entalpi Standar
	Keadaan Standar secara Biologis
	Perubahan Entalpi
	Perubahan Entalpi
	Entalpi Pembentukan Standar
	Entalpi Penguraian Standar
Entalpin Penguraian Standar	

C1

HUKUM TERMODINAMIKA I

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Hukum Termodinamika I:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep Termodinamika I
- ✚ Mampu mengamati prinsip kerja alat pengukur kalor melalui percobaan
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi mengenai Termodinamika I kepada lingkungan sekitar.
- ✚ Mampu mendisign alat dengan menggunakan prinsip kerja Termodinamika I

b. Materi Pembelajaran

Termodinamika

Termodinamika adalah studi matematika panas dan hubungannya dengan energi mekanik dan bentuk lain dari kerja. Dalam sistem kimia, memungkinkan penentuan kelayakan, arah, dan posisi kesetimbangan reaksi.

Hukum Pertama

Jumlah dari semua energi kinetik dan potensial dalam suatu sistem adalah energi dalam, U . Karena itu termasuk energi nuklir mengikat, dan istilah kesetaraan massa-energi, serta energi molekul, tidak praktis untuk mengukur nilai absolut dari U . Perubahan nilai U dan hubungannya dengan jumlah termodinamika lainnya karena itu digunakan.

Energi Dalam

Energi dari suatu sistem yang terisolasi adalah konstan. Alternatif, ekspresi setara adalah bahwa energi dapat tidak diciptakan atau dihancurkan, meskipun energi dalam suatu sistem dapat mengubah bentuknya.

Kapasitas Panas

Kapasitas panas pada tekanan konstan, C_p dan pada volume konstan, C_v , kira-kira sama untuk padatan dan cairan, namun perbedaan untuk gas diberikan

Topik-topik yang berkaitan: Entalpi, Termokimia, Entropi, Entropi dan Perubahan Energi, Energi Bebas, Statistika Termodinamika.

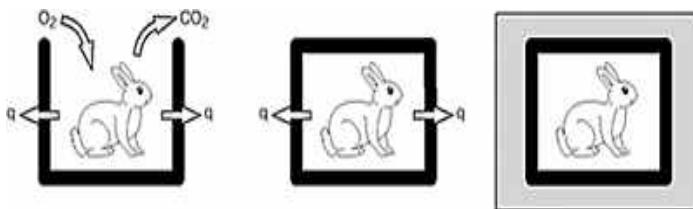
Termodinamika

Termodinamika adalah ilmu makroskopik, dan pada tingkat yang paling mendasar, adalah studi tentang dua kuantitas fisik, energi dan entropi. Energi dapat dianggap sebagai kapasitas untuk melakukan kerja, sementara entropi dapat dianggap sebagai ukuran dari gangguan dari sistem. Termodinamika sangat erat kaitannya dengan interkonversi energi panas dan kerja. Dalam konteks kimia, hubungan antara sifat-sifat ini dapat dianggap sebagai kekuatan pendorong di belakang reaksi kimia. Karena energi yang baik dikeluarkan atau diambil oleh semua proses kimia dan biokimia, termodinamika memungkinkan prediksi apakah reaksi dapat terjadi atau tidak tanpa perlu mempertimbangkan sifat materi itu sendiri. Namun, ada keterbatasan untuk lingkup praktis termodinamika yang harus diingat.

Meskipun hidrogen dan oksigen bereaksi, melepaskan banyak energi di bawah kondisi yang benar, baik gas dapat hidup berdampingan tanpa batas tanpa reaksi. Termodinamika menentukan potensi untuk perubahan kimia, bukan tingkat

perubahan-bahwa bahan kimia adalah domain dari kinetika kimia. Lebih jauh lagi, karena itu adalah umum kesalahan konsep bahwa potensi untuk perubahan tergantung pada pelepasan energi, itu juga harus dicatat bahwa tidak energi, tetapi entropi yang merupakan penentu terakhir perubahan kimia.

Termodinamika menganggap hubungan antara sistem-reaksi, proses atau organisme yang diteliti-dan sekitarnya-sisa alam semesta. Beberapa pengaturan mungkin mungkin ada di antara sistem dan lingkungan. Dalam sistem terbuka, materi dan energi dapat dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Dalam sistem tertutup, energi dapat ditukar antara lingkungan dan sistem, tetapi jumlah materi dalam sistem tetap konstan. Dalam sebuah sistem yang terisolasi, bukan materi atau energi dapat ditukar dengan lingkungan. Sebuah sistem yang diadakan pada suhu konstan disebut sebagai isothermal, sementara sistem adiabatik adalah satu di mana energi dapat ditransfer sebagai kerja, tapi tidak panas, yaitu itu termal terisolasi dari lingkungannya. Penelitian kimia dan penelitian umumnya dilakukan pada sistem isothermal tertutup, karena sebagian besar proses berlangsung pada suhu konstan.

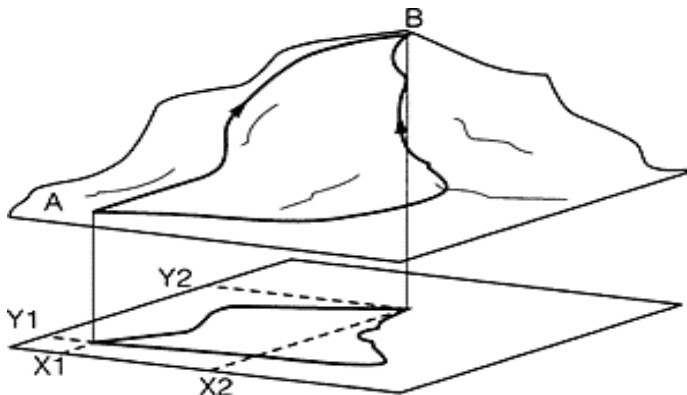


Gambar 3.1 Contoh sistem terbuka (kiri), sistem tertutup (tengah) dan sistem terisolasi (kanan).

Dalam hal mekanik, kerja adalah energi yang dikeluarkan dalam melakukan reaksi terhadap reaksi. Total kerja sama dengan produk dari gaya dan jarak pindah menentanginya. Kerja dalam sistem kimia atau biologi umumnya memanifestasikan kerja hanya dalam jumlah terbatas bentuk. Mereka yang paling sering ditemui adalah Volume tekanan-(PV) kerja dan kerja listrik.

Energi Dalam

Parameter mendasar dalam termodinamika adalah energi dalam dilambangkan sebagai U . Energi dalam adalah jumlah total energi dalam suatu sistem, terlepas dari bagaimana energi yang



Gambar 3.2. Ketinggian sebagai fungsi keadaan. Pada lintang dan bujur ($X1, Y1$) dan ($X2, Y2$) yang sesuai ketinggian di A dan B dalam jumlah tetap, oleh karena ketinggian merupakan fungsi keadaan. Jumlah kerja dilakukan dan jarak yang ditempuh dalam pendakian dari A ke B tergantung pada jalan. Oleh karena itu kerja dan jarak yang ditempuh adalah fungsi jalan.

disimpan. energi dalam adalah jumlah total semua energi kinetik dan potensial dalam sistem. U adalah fungsi keadaan, sebagai

sistem tertentu memiliki nilai tertentu pada temperatur dan tekanan yang diberikan. Dalam semua sistem praktis: $\Delta U = q + w$ tidak dapat diukur, namun, karena melibatkan semua hal energi termasuk energi mengikat nuklir dan massa itu sendiri. Termodinamika karena itu hanya berkaitan dengan perubahan U, dilambangkan sebagai ΔU . Tanda ΔU adalah sangat penting. Ketika sistem kehilangan energi untuk lingkungan, ΔU memiliki nilai negatif, misalnya, -100 kJ. Ketika energi dalam dari suatu sistem meningkat dengan keuntungan energi, ΔU memiliki nilai positif, misalnya 100 kJ. Tanda “+” atau “-” selalu harus secara eksplisit ditulis dalam perhitungan termodinamika, dan bukan hanya tersirat.

Fungsi Keadaan dan Fungsi Jarak

Sifat fisik suatu zat dapat diklasifikasikan sebagai bagian luas atau intensif. Bagian yang luas adalah satu di mana nilai perubahan bagian sesuai dengan jumlah bahan yang hadir. Massa material adalah salah satu contoh, karena perubahan sesuai dengan jumlah yang hadir material. Menggandakan jumlah bahan menggandakan massa. Energi dalam adalah contoh lain dari bagian yang luas. Nilai bagian intensif independen dari jumlah yang hadir material. Contohnya adalah suhu atau kepadatan suatu zat. Klasifikasi penting dari sifat termodinamika adalah apakah fungsi tersebut adalah fungsi keadaan atau fungsi jarak. Jika nilai dari bagian tertentu untuk sistem semata-mata tergantung pada keadaan sistem pada waktu itu, maka bagian tersebut disebut sebagai fungsi keadaan. Contoh fungsi keadaan adalah volume,

tekanan, energi dalam dan entropi. Di mana bagian tergantung pada jarak dimana sistem dalam satu keadaan berubah menjadi keadaan bagian lain, maka bagian yang disebut sebagai fungsi jarak. Kerja dan panas keduanya adalah contoh dari fungsi jarak. Perbedaan ini penting karena dalam melakukan perhitungan pada fungsi keadaan, tidak memperhitungkan bagaimana keadaan bunga disiapkan diperlukan (Gambar. 3.2).

Hukum Pertama

Hukum pertama termodinamika menyatakan bahwa 'Energi total dari suatu sistem termodinamika terisolasi adalah konstan'. Hukum ini sering disebut sebagai konservasi energi, dan menyiratkan interpretasi populer dari hukum pertama, yaitu bahwa 'energi tidak dapat diciptakan atau dihancurkan'. Dengan kata lain, energi mungkin hilang dari sistem hanya dalam dua cara, baik sebagai kerja atau sebagai panas. Sebagai hasil dari ini, adalah mungkin untuk menggambarkan perubahan total energi dalam sebagai jumlah energi yang hilang atau diperoleh sebagai kerja dan panas, karena U tidak dapat mengubah dengan cara lain. Seperti ΔU , q dan w adalah positif jika energi diperoleh oleh sistem sebagai panas dan bekerja masing-masing, dan negatif jika energi yang hilang dari sistem sebagai panas atau bekerja. Kerja dan panas adalah fungsi jalan, karena jumlah kerja yang dilakukan atau panas yang hilang tidak tergantung pada keadaan awal dan akhir dari sistem, tetapi tentang bagaimana bahwa keadaan akhir tercapai. Dalam mengubah energi internal dari suatu sistem, jumlah energi yang hilang sebagai panas atau sebagai kerja, tergantung

pada seberapa efisien energi diekstrak. Oleh karena itu beberapa mobil perjalanan lebih lanjut pada jumlah yang diberikan bensin daripada yang lain tergantung pada seberapa efisien energi internal bensin dimanfaatkan untuk melakukan kerja.

Kerja

Ada sejumlah cara di mana energi dapat ditukar dalam bentuk kerja. Yang paling umum ditemui ini adalah tekanan-volume atau pV kerja. Kerja listrik juga dapat dilakukan oleh sistem (lihat Topik G3, G4 dan G5), dan ini dapat dipertanggungjawabkan dengan memasukkan istilah yang tepat, tetapi dalam banyak kasus ini dapat diskon. Ketika reaksi melepaskan gas pada tekanan eksternal konstan, kerja p_{ex} dilakukan dalam memperluas, 'mendorong kembali', lingkungan. Dalam hal ini, kerja yang dilakukan diberikan oleh:

$$w = -p_{ex} \Delta V$$

dan perubahan ΔU energi internal dalam reaksi tersebut adalah:

$$\Delta U = -p_{ex} \Delta V + q$$

Kapasitas Panas

Ketika energi yang dimasukkan ke dalam sistem, biasanya ada kenaikan yang sesuai dalam suhu sistem itu. Dengan asumsi bahwa energi yang dimasukkan ke dalam hanya sebagai panas, maka kenaikansuhu sistem sebanding dengan jumlah panas yang dimasukkan ke dalamnya, dan mereka berhubungan melalui

$$dq = C \cdot dT \text{ (perubahan yang sangat kecil)}$$

atau

$$q = C \Delta T$$

Kapasitas panas suatu zat tergantung pada apakah substansi diperbolehkan untuk mengeluarkan energi dalam kerja ekspansi atau tidak, dan karenanya ada dua kapasitas panas mungkin, konstanta kapasitas volume yang panas, C_v , yang merupakan kapasitas panas diukur pada volume konstan, dan konstanta kapasitas tekanan panas, C_p , yang diukur pada tekanan konstan. Dua sekitar identik untuk padatan dan cairan, tetapi untuk gas mereka sangat berbeda sebagai energi yang dikeluarkan dalam kerja ekspansi volume. Mereka terkait melalui rumus:

$$C_p = C_v + nR$$

Sejak, pada volume konstan, panas yang disediakan adalah sama dengan perubahan energi internal, δU , adalah mungkin

$$\delta U = C_v \delta t \text{ atau } \Delta U = C_v \Delta T$$

ketika C_v independen dari suhu.

Kapasitas panas molar, C_m adalah kapasitas panas per mol subs

$$C_m = C / n$$

Semakin besar nilai C_m lebih panas diperlukan untuk mencapai kenaikan suhu tertentu.

c. Rangkuman

1. Termodinamika sangat erat kaitannya dengan interkonversi energi panas dan kerja
2. Panas adalah transfer energi sebagai gerakan acak yang merupakan akibat dari perbedaan suhu antara sistem dan sekitarnya, dan kerja adalah transfer energi sebagai gerakan teratur.

3. Parameter mendasar dalam termodinamika adalah energi dalam dilambangkan sebagai U .
4. Kapasitas panas suatu zat tergantung pada apakah substansi diperbolehkan untuk mengeluarkan energi dalam kerja ekspansi atau tidak, dan karenanya ada dua kapasitas panas mungkin, konstanta kapasitas volume yang panas, C_v , yang merupakan kapasitas panas diukur pada volume konstan, dan konstanta kapasitas tekanan panas, C_p , yang diukur pada tekanan konstan.
5. Dalam mengubah energi internal dari suatu sistem, jumlah energi yang hilang sebagai panas atau sebagai kerja, tergantung pada seberapa efisien energi diekstrak.

d. Latihan

1. Suatu gas dalam ruang tertutup melepaskan kalor ke lingkungan sebesar 1.000 kalori dan melakukan usaha 2.000 joule. Berapakah perubahan energy dalam gas? (1kalori=4,2J)

Pembahasan:

$$Q = -1.000 \text{ kalori} = -4.200 \text{ J}$$

$$W = +2.000 \text{ J}$$

$$\Delta U = Q - W = -4.200 \text{ J} - (+2.000 \text{ J}) = -6.200 \text{ J}$$

2. Suatu gas memiliki volume awal $2,0 \text{ m}^3$ dipanaskan dengan kondisi isobaris hingga volume akhirnya menjadi $4,5 \text{ m}^3$. Jika tekanan gas adalah 2 atm, tentukan usaha luar gas tersebut! (1 atm = $1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$)

Pembahasan:

$$W = P (\Delta V) \rightarrow W = P(V_2 - V_1)$$

$$W = 2,02 \times 10^5 (4,5 - 2,0) \rightarrow 5,05 \times 10^5 \text{ joule.}$$

3. $2^{000}/_{693}$ mol gas helium pada suhu tetap 27°C mengalami perubahan volume dari 2,5 liter menjadi 5 liter. Jika $R=8,314$ J/mol K dan $\ln 2 = 0,693$, tentukan usaha yang dilakukan gas helium!

Pembahasan:

Usaha yang dilakukan gas :

$$W = nRT \ln (V_2 / V_1)$$

$$W = (2^{000}/_{693} \text{ mol})(8,314\text{J/molK})(300\text{K}) \ln (5^{\text{L}} / 2,5 \text{L})$$

$$\begin{aligned} W &= (2^{000}/_{693}) (8,314) (300) (0,693) \\ &= 4988,4 \text{ joule.} \end{aligned}$$

4. Suatu gas yang volumenya 1,2 liter perlahan-lahan dipanaskan pada tekanan tetap $1,5 \times 10^5 \text{ N/m}^2$ hingga volumenya menjadi 2 liter. Berapa usaha yang dilakukan gas?

Pembahasan:

$$W = P \times dV$$

$$W = 1,5 \times 10^5 \text{ N/m}^2 \times (V_B - V_A)$$

$$W = 1,5 \times 10^5 \text{ N/m}^2 \times (2 \times 10^{-3} - 1,2 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

$$W = 1,2 \times 10^2 \text{ J}$$

5. Gas Helium sebanyak 14 mol mengalami proses isokhorik sehingga tekanannya naik dari 2,0 atm menjadi 3,0 atm. Pada keadaan awal suhu gas helium sebesar 187°C . Tentukan banyaknya kalor gas tersebut!

Pembahasan:

Keadaan isokhorik

$$\begin{aligned} \frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \\ \frac{2,0 \text{ atm}}{460 \text{ K}} &= \frac{3,0 \text{ atm}}{T_2} \end{aligned}$$

$$T_2 = \frac{460 \cdot 3,0}{2,0} K$$

$$T_2 = 690 K$$

$$Q = C_v \cdot \Delta T \rightarrow Q = \left(\frac{f}{2} \cdot n \cdot R\right) \Delta T \rightarrow Q = 4,02 \times 10^4 J$$

e. Lembar Kerja

PERCOBAAN HUKUM TERMODINAMIKA I

Tujuan Percobaan: Membuktikan teori Hukum Termodinamika 1.

Alat dan bahan :

1. Balon
2. Lilin
3. Gelas
4. Air
5. Korek api / mancis

Cara kerja :

1. Masukkan lilin ke dalam gelas, lalu hidupkan lilin menggunakan mancis/korek api.
2. Tiup balon kemudian taruh balon tersebut diatas lilin yang telah dihidupkan apinya
3. Hidupkan lilin dan tiup balon lagi. Setelah ditiup, masukkan air ke dalam balon tersebut dan diikat
4. Letakkan balon yang berisi air ke dalam gelas yang berisi lilin. Amati apa yang terjadi.

f. Evaluasi Pembelajaran

1. T Gas dalam ruang tertutup menerima kalor 200 Joule dan melakukan kerja 50 kalori. Berapa perubahan energy dalam gas?
2. Jelaskan perbedaan proses proses isobaric, isokhorik, isotermik, dan adiabatic melalui grafik P-V!
3. 2 mol gas memuai adia batik dari 2L menjadi 6L pada tekanan 120 kPa. Berapa besar usaha yang dilakukan?

4. Mesin Carnot bekerja pada rentang suhu 500 K dan 900 K. Berapa efisiensi mesin Carnot?
5. Tentukan performa mesin pendingin yang mampu menyerap 3000 joule per menit dengan daya listrik 50 watt!

f. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi terkait termodinamika

Tindak Lanjut: Mahasiswa merancang sebuah alat dengan menggunakan prinsip termodinamika I

C2

ENTALPI

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Entalpi:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar Entalpi
- ✚ Mampu melakukan miniriset terkait entalpi suatu reaksi

b. Materi Pembelajaran

Entalpi

Entalpi, H , didefinisikan oleh hubungan $H = U + PV$. Perubahan entalpi, ΔH , perubahan terbatas pada tekanan konstan diberikan oleh ekspresi $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$, sehingga membuat perubahan entalpi untuk proses sama dengan pertukaran panas dalam suatu sistem pada tekanan konstan. Untuk sistem kimia yang melepaskan atau menyerap gas pada tekanan konstan, perubahan entalpi berhubungan dengan perubahan energi internal dengan $\Delta H = \Delta U + \Delta n.RT$, di mana Δn adalah perubahan molar dalam komponen gas.

Komponen Entalpi

Entalpi adalah fungsi keadaan yang nilainya mutlak tidak dapat diketahui. ΔH dapat dipastikan, baik dengan metode langsung, dimana layak, atau tidak langsung. Perubahan entalpi yang timbul dari perubahan suhu pada tekanan konstan diberikan oleh ekspresi $\Delta H = C_p\Delta T$. Di mana C_p tidak berubah, bentuk integral dari persamaan:

$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$$

Topik-topik yang berkaitan: Hukum Termodinamika I, Entropi Energi Bebas

Entalpi

Mayoritas reaksi kimia, dan hampir semua proses dilakukan di bawah kondisi tekanan konstan dan melibatkan perubahan volume kecil. Energi internal sistem diberikan oleh:

$$dU = dq - p_{\text{ex}}dV$$

⇒ Perubahan yang sangat kecil

$$\Delta U = q - p_{\text{ex}}\Delta V$$

⇒ Perubahan terbatas

Entalpi, H, didefinisikan oleh ekspresi; $H = U + PV$, karena itu untuk perubahan terbatas pada tekanan konstan:

$$\Delta H = \Delta U + p_{\text{ex}}\Delta V$$

Dengan demikian, ketika satu-satunya kerja yang dilakukan oleh sistem adalah kerja pV, $\Delta H = q$ pada tekanan konstan. Disajikan dalam kata-kata, panas dipertukarkan oleh sistem pada tekanan konstan adalah sama dengan jumlah dari perubahan energi internal dari sistem itu dan kerja yang dilakukan oleh sistem dalam memperluas terhadap tekanan eksternal konstan. Perubahan entalpi adalah panas dipertukarkan oleh sistem di bawah kondisi tekanan konstan. Untuk reaksi yang melibatkan gas yang sempurna, di mana panas yang dihasilkan atau diambil, ΔH terkait dengan ΔU oleh:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT$$

mana Δn adalah perubahan jumlah mol komponen gas dalam reaksi. Oleh karena itu untuk reaksi:



(1 mol CO_2 gas dibuat), dan $\Delta H = \Delta U + 2,48 \text{ kJ mol}^{-1}$ (298K).

Sifat Entalpi

Energi internal, tekanan dan volume adalah semua fungsi keadaan (lihat Topik C1), dan karena entalpi adalah fungsi dari parameter ini, juga merupakan fungsi keadaan. Seperti dengan energi internal, sistem memiliki nilai yang ditetapkan dari entalpi untuk setiap sistem tertentu pada setiap kondisi tertentu suhu dan tekanan. Nilai absolut dari entalpi suatu sistem tidak dapat diketahui, namun perubahan entalpi dapat diukur. Perubahan entalpi dapat mengakibatkan baik dari proses fisik (misalnya kehilangan panas ke tubuh dingin) atau proses kimia (misalnya panas yang dihasilkan via reaksi kimia). Peningkatan entalpi sistem mengarah ke peningkatan suhu (dan *versa vice*) nya, dan disebut sebagai proses endotermik. Kehilangan panas dari sistem menurunkan suhu dan disebut sebagai proses eksotermik. Tanda ΔH menunjukkan apakah panas yang hilang atau diperoleh. Untuk proses eksotermik, di mana panas yang hilang dari sistem, ΔH memiliki nilai negatif. Sebaliknya, untuk proses endotermik di mana panas diperoleh oleh sistem, ΔH positif. Ini diringkas dalam Tabel 3.1:

Tabel 3.1. Proses Eksoterm dan Endoterm

Perubahan panas dalam system	Proses	Nilai ΔH
Kehilangan panas (panas yang hilang ke lingkungan)	Eksoterm	Negatif
Keuntungan panas (panas yang diperoleh dari lingkungan)	Endoterm	Positif

tanda ΔH menunjukkan arah aliran panas dan harus selalu secara eksplisit dinyatakan, misalnya $\Delta H = + 2,4 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Untuk sistem yang mengalami perubahan suhu pada tekanan konstan, tetapi tidak mengalami perubahan kimia, definisi dari kapasitas panas suhu konstan digunakan dalam bentuk $C_p = (\partial q / \partial t)_p$. Sejak ∂q sama ∂H pada tekanan konstan, suhu dan entalpi perubahan terkait melalui hubungan:

$$\Delta H_{T_2-T_1} = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$$

di mana $\Delta H_{T_2-T_1}$ adalah perbedaan entalpi antara suhu T_1 dan T_2 . Atas rentang temperatur yang lebih kecil, di mana nilai C_p dapat dianggap sebagai invarian, ungkapan ini menyederhanakan untuk $\Delta H = C_p \Delta T$ pada tekanan konstan. Untuk reaksi kimia, hubungan yang paling mendasar yang ditemui berikut langsung dari fakta bahwa entalpi adalah fungsi keadaan. Perubahan entalpi yang menyertai reaksi kimia adalah sama dengan perbedaan antara entalpi produk dan reaktan:

$$\Delta H_{\text{Reaksi}} = \sum H_{(\text{Produk})} - \sum H_{(\text{Pereaksi})}$$

Bentuk persamaan umum untuk semua fungsi keadaan, dan sering muncul dalam termodinamika. ekspresi yang sama ditemukan untuk entropi dan energi bebas.

Hukum Kirchhoff

Karena entalpi masing-masing komponen reaksi bervariasi dengan suhu, nilai dan suhu diberikan oleh hukum Kirchhoff yang dapat ditulis sebagai:

$$\Delta H_{T_2} - \Delta H_{T_1} = \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

Jika perubahan C_p dengan suhu diabaikan, ungkapan ini dapat disederhanakan ke:

$$\Delta HT_2 - \Delta HT_1 = \Delta C_p \Delta T$$

c. Rangkuman

1. Pengukuran panas berbagai reaksi adalah langkah pertama dalam memasuki dunia termodinamika.
2. Entalpi merupakan fungsi status dan nilainya hanya bergantung pada kondisi awal dan akhir sistem.
3. Reaksi berlangsung pada tekanan konstan sehingga mudah untuk mengkarakterisasi reaksi dengan perubahan entalpi.
4. Nilai absolut dari entalpi atau energi internal, tergantung pada status standar, yang dibandingkan dengan jumlah yang diberikan.
5. Ada berbagai jenis entalpi reaksi yang diamati dalam kimia garam cair, seperti energi ikatan, entalpi pencampuran, entalpi pembubaran, dan entalpi transformasi polimorfik. Keandalan estimasi entalpi fusi senyawa biner dan campuran eutektik tergantung pada volume informasi input, pilihan kondisi penyederhanaan, perbedaan antara titik lebur komponen dan senyawa biner, dan suhu eutektik.

d. Latihan

1. Sebuah mesin pendingin memiliki reservoir suhu rendah sebesar -15°C . Jika selisih suhu antara reservoir suhu tinggi dan suhu rendahnya sebesar 40°C , tentukan koefisien performansi mesin tersebut!

Pembahasan

Data mesin

$$T_r = -15^\circ\text{C} = (-15 + 273) \text{ K} = 258 \text{ K}$$

$$T_t - T_r = 40^\circ\text{C}$$

$$C_p = \dots$$

$$C_p = \frac{T_r}{T_t - T_r}$$

$$C_p = \frac{258}{40} = 6,45$$

2. Bagaimana entalpi berubah ketika larutan di sekitarnya berubah, misalnya apa perbedaan entalpi dari dua larutan protein, satu dalam air dan lainnya dalam beberapa pelarut lainnya.

Pembahasan:

Stabilitas termal dapat secara substansial dipengaruhi oleh kondisi buffer. Ukuran efek dan zat dalam buffer yang menyebabkannya akan bervariasi di antara protein. Stabilitas termal dari protein yang diberikan akan dipengaruhi oleh pH, kekuatan ionik, ion tertentu, zat penstabil seperti gliserol, dan ligan. IT juga dapat dipengaruhi oleh konsentrasi protein jika protein tersebut berasosiasi dengan diri sendiri.

3. Temperatur rendah (T_2) = 400 K

$$\text{Suhu tinggi } (T_1) = 800 \text{ K}$$

$$\text{Input panas } (Q_1) = 10.000 \text{ Joule}$$

$$e = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

$$e = \frac{800 - 400}{800} = \frac{400}{800} = \frac{4}{8} = \frac{1}{2}$$

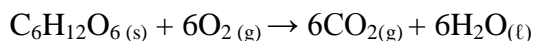
$$W = (1/2) (10.000) = 5000 \text{ Joule}$$

Usaha yang dilakukan oleh mesin Carnot (W):

$$W = e Q_1$$

$$W = (1/2)(10,000) = 5000 \text{ Joule}$$

4. Hitung entalpi standar pembakaran untuk reaksi berikut:



Untuk mengatasi masalah ini, kita harus mengetahui nilai ΔH°_f berikut:

$$C_6H_{12}O_6(s) = -1275.0 \text{ kJ/mol}; O_2(g) = 0 \text{ kJ/mol.}$$

$$CO_2(g) = -393.5 \text{ kJ/mol.}; H_2O(l) = -285.8 \text{ kJ/mol.}$$

Pembahasan:

$$\Delta H^\circ_c = [6(-393.5) + 6(-285.8)] - [(-1275) + (6)(0)]$$

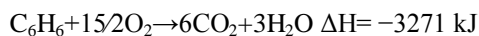
Nilai yang dicetak tebal adalah koefisien dan yang lainnya adalah entalpi pembentukan standar untuk empat zat yang terlibat. Karena oksigen adalah unsur dalam keadaan standarnya, entalpi pembentukannya adalah nol.

Melakukan matematika memberi kita $\Delta H^\circ_c = 802801 \text{ kJ / mol}$ glukosa

5. Standar pembakaran benzene adalah 713271 kJ/mol, untuk CO_2 adalah -394 kJ/mol , dan untuk H_2O , adalah -286 kJ/mol . Hitung standar panas pembentukan benzena!

Pembahasan:

Tulis persamaan untuk pembakaran benzena:



Entalpi pembentukan zat dapat dihitung sebagai berikut:

$$\Delta H^\circ_{rxn} = \sum \Delta H^\circ_f \text{ produk} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ reaktan}$$

Memasukkan nilai dan penyelesaian, kami memiliki:

$$\begin{aligned} -3271 &= [(6)(-394) + (3)(-286)] - \\ &\quad [(1)(x) + (15/2)(0)] \end{aligned}$$

$$x = 49 \text{ kJ/mol}$$

Solusi untuk hal di atas tergantung pada kenyataan bahwa reaksi pembakaran untuk C dan H₂ juga merupakan reaksi pembentukan untuk CO₂ dan H₂O, dengan -394 kJ/mol entalpi formasi untuk CO₂ dan -286 kJ/mol entalpi pembentukan untuk H₂O.

e. Lembar Kerja

Dalam kelompok belajar lakukan sebuah miniriset mengenai gejala alam terkait entalpi reaksi dan susun laporan lengkapnya!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Jika gas nitrogen direaksikan dengan gas oksigen akan dihasilkan gas nitrogen dioksida. Bila reaksi tersebut melepaskan kalor sebanyak 200 kJ. Tuliskanlah persamaan reaksi termokimianya serta buat juga diagram energinya!

2. Diketahui :



Tentukan entalpi pembentukan ZnSO₄!

3. Sebanyak 6 gr Urea dilarutkan ke dalam kalorimeter yang berisi 200 ml air. Setelah urea dilarutkan ternyata suhu larutan turun dari 25 C menjadi 18 C. Bila kalor jenis air sebesar 4,18 j/gr. maka dH pelarutan ialah...

4. Sebuah mesin Carnot yang menggunakan reservoir suhu tinggi bersuhu 800 K mempunyai efisiensi sebesar 40%. Agar efisiensinya naik menjadi 50%, maka suhu reservoir suhu tinggi dinaikkan menjadi...

5. Diketahui data sebagai berikut:



Tentukanlah dH reaksi!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang memberi kesempatan bagi kelompok mahasiswa yang memaparkan hasil diskusi dengan baik untuk memberi penilaian terhadap kelompok lain.

Tindak Lanjut: Mahasiswa menyusun miniriset mengenai gejala alam terkait entalpi reaksi.

C3

KALOR PADA ZAT KIMIA

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Kalor pada Zat Kimia:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep Kalor zat kimia
- ✚ Mampu mengamati dan memberi terhadap masalah di lingkungan sekitar terkait kalor pada zat kimia

b. Materi Pembelajaran

Keadaan Standar

Keadaan standar untuk material didefinisikan sebagai substansi murni pada tekanan 1 atmosfer, dan pada suhu tertentu. Suhu tidak membentuk bagian dari definisi keadaan standar, tetapi untuk alasan historis data yang umumnya dikutip untuk 298 K (25 ° C). Untuk solusi, definisi keadaan standar suatu zat adalah kegiatan 1. Perubahan entalpi standar untuk proses dilambangkan sebagai ΔH°_{298} dengan subscript yang menunjukkan suhu.

Keadaan Standar Secara Biologis

Definisi keadaan standar biologis identik dengan keadaan standar, dengan pengecualian keadaan standar aktivitas ion hidrogen, yang didefinisikan sebagai sama dengan 10^{-7} atau pH = 7. kondisi standar biologis ditandai dengan superscript “+”, sebagai contoh ΔH^+ nilai termodinamika untuk reaksi di bawah kondisi biokimia standar saja berbeda dari yang dari keadaan standar konvensional ketika proton hilang atau diperoleh dari reaksi. Untuk keperluan diskusi ringkas, perubahan entalpi yang berhubungan dengan sejumlah proses generik umum diberikan nama-nama tertentu, meskipun dari segi termodinamika.

Perubahan Entalpi

Entalpi Pembentukan Standar

Nilai-nilai tabulasi dari entalpi pembentukan bahan dapat digunakan untuk menghitung perubahan entalpi yang berhubungan dengan reaksi menggunakan berikut, berasal dari hukum Hess:

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum \Delta H_f(\text{produk}) - \sum \Delta H_f(\text{reaktan})$$

Entalpi Pembakaran Standar

Entalpi pembakaran reaktan dan produk bahan dapat digunakan untuk menghitung perubahan entalpi yang berhubungan dengan reaksi dengan cara yang sama dengan yang ada pada entalpi pembentukan:

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum \Delta H_c(\text{reaktan}) - \sum \Delta H_c(\text{produk})$$

Kemudahan yang nilai ΔH_c dapat diperoleh diimbangi dengan ruang lingkup yang lebih terbatas dari ekspresi.

Siklus Born-Haber

Siklus Born-Haber adalah salah satu contoh spesifik Hukum Hess yang pengukurannya tidak langsung dari energi kisi untuk bahan ionik dari ΔH_f materi dan perubahan entalpi yang berhubungan dengan kation dan anion gas pembentuknya pada keadaan standar.

Topik-topik yang berkaitan: Hukum pertama, Entropi dan perubahan Entalpi, Energi bebas.

Keadaan Standar

Perubahan entalpi yang berhubungan dengan reaksi apapun tergantung pada suhu Mereka juga tergantung pada tekanan, dan jumlah dan keadaan-keadaan dari reaktan dan produk. Untuk alasan ini, akan lebih mudah untuk menentukan keadaan standar untuk suatu zat. Keadaan standar untuk zat

didefinisikan sebagai substansi murni pada tekanan 1 atmosfer, dan pada suhu tertentu. Suhu tidak membentuk bagian dari definisi keadaan standar, tetapi untuk alasan historis data yang umumnya dikutip untuk 298 K (25 ° C). Untuk solusi, definisi keadaan standar suatu zat adalah kegiatan 1.

Definisi dari keadaan standar memungkinkan kita untuk menentukan perubahan entalpi standar sebagai perubahan entalpi saat reaktan di keadaan-keadaan standar mereka dikonversi menjadi produk di keadaan-keadaan standar mereka. Perubahan entalpi mungkin hasil dari baik fisik atau proses kimia. Perubahan entalpi standar untuk proses dilambangkan sebagai ΔH° dengan subscript yang menunjukkan suhu.

Keadaan Standar Secara Biologis

Keadaan standar untuk konsentrasi ion hidrogen didefinisikan sebagai suatu kegiatan 1 sesuai dengan $\text{pH} = 0$. Dengan pengecualian, misalnya, asam lambung, sistem biologis beroperasi pada nilai-nilai pH yang jauh dari standar yang sangat asam ini. Hal ini mudah, oleh karena itu, untuk ahli biokimia untuk mendefinisikan keadaan standar biologis solusi ion hidrogen untuk menjadi sama dengan $\text{pH} = 7$, sesuai dengan suatu kegiatan 10^{-7} . Keadaan standar untuk semua spesies lain merupakan kegiatan 1. kondisi standar biologis ditandai dengan superscript “o”, sebagai contoh ΔH° . nilai termodinamika untuk reaksi pada keadaan standar biologis hanya berbeda dari yang dari keadaan standar konvensional ketika proton hilang atau diperoleh dalam reaksi.

Perubahan Entalpi Khusus

Sejumlah proses kimia dan fisik diberikan nama-nama tertentu dalam rangka untuk membantu diskusi ringkas. Termodinamika, tidak ada perbedaan antara proses, dan satu-satunya alasan untuk penggunaan istilah-istilah tertentu adalah kenyamanan dan singkatnya. .

Hukum Hess

Karena entalpi adalah fungsi keadaan, maka bahwa entalpi mutlak terkait dengan reaktan dan produk dalam reaksi independen dari proses dimana mereka terbentuk. Akibatnya, perubahan entalpi selama reaksi, yang diberikan oleh $\Sigma H_{\text{reactants}} - \Sigma H_{\text{products}}$ independen dari jalur reaksi. Hukum Hess dari penjumlahan panas konstan adalah pengakuan dari fakta ini, dan menyatakan bahwa:

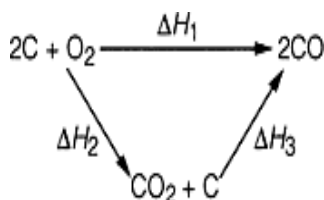
'Perubahan entalpi keseluruhan reaksi adalah sama dengan jumlah dari perubahan entalpi untuk langkah-langkah individu dalam reaksi diukur pada suhu sama'.

hukum sangat berguna ketika pengukuran perubahan entalpi spesifik tidak praktis atau tidak layak.

Tabel 3.2. Konsep Entalpi Pembentukan

Kuantitas	Entalpi berkaitan	Catatan	Contoh
Entalpi Ionisasi	Kerugian elektron dari spesies dalam fase gas	ΔH_i	$\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}^+_{(g)} + e^-$
Entalpi Affinitas Elektron	Keuntungan dari sebuah elektron oleh suatu spesies dalam fase gas	ΔH_{ea}	$\text{F}_{(g)} + e^-_{(g)} \rightarrow \text{F}^-_{(g)}$
Panas penguapan	Penguapan suatu zat	ΔH_v	$\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}^*_{(g)}$

Entalpi sublimasi	(g) sublimasi zat	ΔH_{sub}	$\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Entalpi pembakaran	Reaksi kimia yang ditentukan pembakaran zat	ΔH_c	$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
Entalpi pembentukan	Pembentukan zat dari unsur dalam keadaan standar mereka	ΔH_f	$2\text{Fe} + 3\text{S} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3$
Entalpi pelarutan	Pelarutan padatan	ΔH_{sol}	$\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



Gambar 3.3. Dua Jalur Pembentukan gas CO₂

Perubahan entalpi yang berhubungan dengan pembakaran karbon untuk membentuk karbon monoksida. Hal ini praktis tidak mungkin untuk mencegah pembentukan beberapa karbon dioksida jika perubahan entalpi diukur secara langsung. Reaksi dapat ditulis baik sebagai langsung (satu langkah) atau tidak langsung (dua langkah) proses (Gambar 3.1). Hukum Hess menunjukkan bahwa total perubahan entalpi oleh salah satu keadaan identik, dalam hal $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$, sehingga memungkinkan untuk diperoleh nilai untuk ΔH_1 tanpa perlu pengukuran langsung.

Entalpi Pembentukan Standar

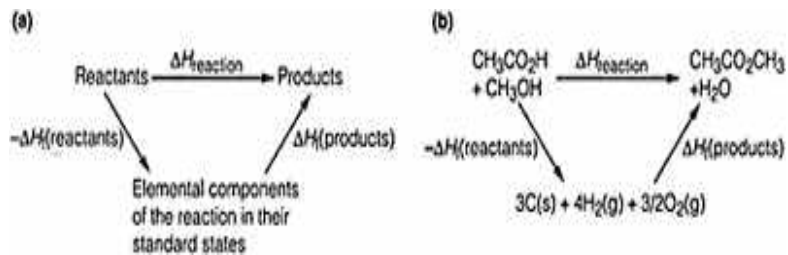
Kegunaan konsep entalpi pembentukan (Tabel 3.2) adalah mudah dihargai bila digunakan dalam hubungannya dengan

hukum Hess. Tabel daftar entalpi pembentukan dari berbagai bahan dapat ditemukan dalam literatur, dan lebih mudah tersedia dari perubahan entalpi yang berhubungan dengan reaksi tertentu. Untuk reaksi apapun, adalah mungkin untuk membangun sebuah jalur reaksi yang berlangsung melalui komponen unsur dari kedua reaktan dan produk (Gambar. 2a). Nilai untuk ΔH_{reaksi} ini mudah dihitung dari:

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum \Delta H_f (\text{produk}) - \sum \Delta H_f (\text{reaktan})$$

Oleh karena itu untuk reaksi contoh, entalpi reaksi diberikan oleh:

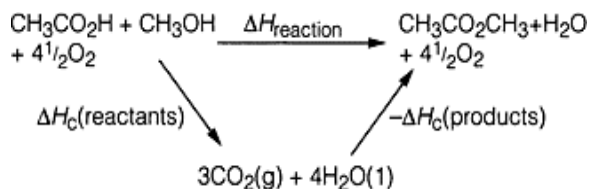
$$\Delta H_{\text{reaksi}} = [\Delta H_f (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3) + \Delta H_f (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_f (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) + \Delta H_f (\text{CH}_3\text{OH})]$$



Gambar 3.4. Penggunaan entalpi pembentukan dalam menghitung entalpi reaksi.

Entalpi Pembakaran Standar

Dengan cara yang sama seperti yang mungkin untuk berguna



Gambar 3.5. Penggunaan entalpi pembakaran dalam menghitung entalpi reaksi

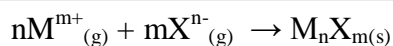
menggabungkan entalpi pembentukan dan hukum Hess, juga memungkinkan untuk menggabungkan hukum Hess dengan entalpi pembakaran (Tabel 4.2). Mengambil contoh sebelumnya, oksigen yang cukup dapat ditambahkan ke kedua sisi persamaan untuk secara resmi membakar reaktan dan produk (Gambar 3.5). Entalpi keseluruhan reaksi tidak dipengaruhi oleh perubahan ini, tapi $\Delta H_{\text{reaction}}$ sekarang mungkin dihitung dengan menggunakan hukum Hess (perhatikan perubahan tanda):

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = -\sum \Delta H_c (\text{produk}) + \sum \Delta H_c (\text{reaktan})$$

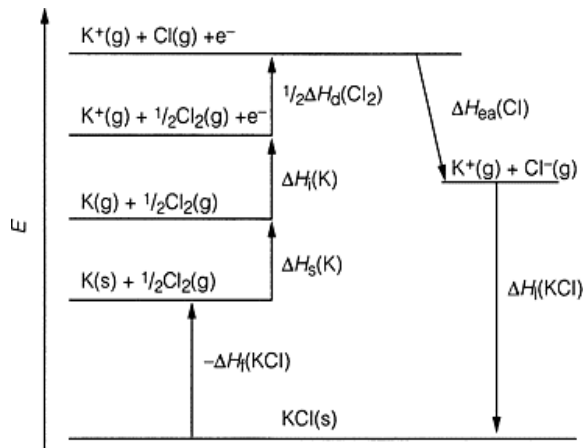
Keuntungan dari metode ini adalah bahwa entalpi pembakaran yang lebih mudah diperoleh dari memanaskan formasi. Kelemahannya adalah bahwa ia hanya dapat diterapkan untuk reaksi yang melibatkan bahan mudah terbakar, pembatasan yang umumnya juga tidak termasuk bahan dalam larutan.

Siklus Born-Haber

Siklus Born-Haber adalah aplikasi spesifik dari hukum pertama termodinamika menggunakan hukum Hess. Siklus ini memungkinkan penentuan tidak langsung dari entalpi kisi dari padat ionik. Ini adalah entalpi yang berhubungan dengan kombinasi langsung ion gas untuk membentuk kisi ionik.



Karena pengukuran langsung dari proses ini umumnya tidak praktis, jalur tidak langsung dibuat. Jika contoh KCl diambil, proses diilustrasikan pada Gambar 3.5 diperoleh:



Gambar 3.5. Siklus Born-Haber KCl

Perubahan entalpi selama siklus lengkap harus sama dengan nol, karena entalpi adalah fungsi keadaan, maka:

$$-\Delta H_f(\text{KCl}) + \Delta H_s(\text{K}) + \Delta H_i(\text{K}) + \frac{1}{2}\Delta H_d(\text{Cl}_2) + \Delta H_{ea}(\text{Cl}) + \Delta H_l(\text{KCl}) = 0$$

Menata ulang memberikan:

$$\Delta H_l(\text{KCl}) = \Delta H_f(\text{KCl}) - \Delta H_s(\text{K}) - \Delta H_i(\text{K}) - \frac{1}{2}\Delta H_d(\text{Cl}_2) - \Delta H_{ea}(\text{Cl})$$

Istilah di sisi kanan persamaan ini semua dapat diperoleh dengan metode fisik atau spektroskopi langsung, memberikan nilai entalpi kisi:

$$\Delta H_l(\text{KCl}) = -431 - 89 - 419 - 124 - (-349) = -714 \text{ kJ mol}^{-1}$$

c. Rangkuman

1. Kalor merupakan transfer energi yang dihasilkan dari perbedaan suhu antara sistem dan lingkungannya.
2. Pada tingkat molekuler, kalor merupakan transfer energi yang memanfaatkan atau menstimulasi gerakan molekul yang tidak teratur di sekitarnya.
3. Suhu adalah ukuran rata-rata energi kinetik atom atau molekul dalam sistem.

4. Hukum Hess sekarang dipahami sebagai ekspresi dari prinsip konservasi energi, juga dinyatakan dalam hukum termodinamika pertama
5. Perubahan entalpi reaksi dapat ditentukan oleh kalorimetri untuk banyak reaksi.

d. Latihan:

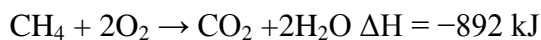
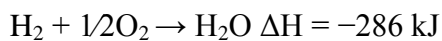
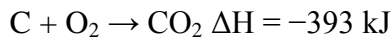
1. Panas pembakaran C, H₂ dan CH₄ pada 298 K dan 1 atm masing-masing -393 kJ/mol, -286 kJ/mol dan -892 kJ/mol. Apa entalpi formasi untuk CH₄?

Pembahasan:

Hukum Hess. Jika reaksi pertama dengan x 1, reaksi kedua x 2, dan yang ketiga x -1 (tuliskan kembali) kemudian dijumlahkan, akan diperoleh reaksi yang dicari.

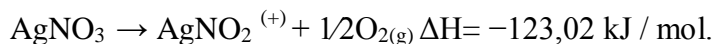
$$\Delta H = 1(-393) + 2(-286) + (-1)(-892) = -466 \text{ KJ}$$

Perubahan entalpi Tiga reaksi pembakaran adalah:

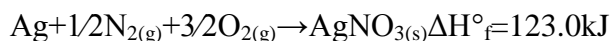
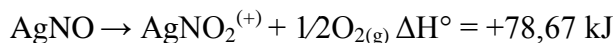


2. Ini adalah masalah standar, ΔH° , untuk dekomposisi termal perak nitrat menurut persamaan berikut adalah +78,67 kJ:

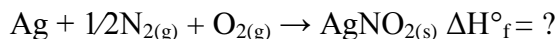
Pembahasan:



Mari kita menulis apa yang kita ketahui:



Persamaan pembentukan untuk AgNO_2 :

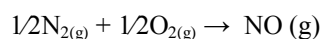


Tentukan nilai yang tidak diketahui dengan menambahkan dua persamaan yang tercantum di langkah 1:

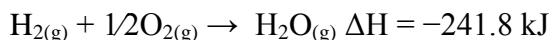
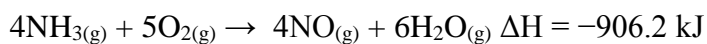
$$+78.67 \text{ kJ} + (-123.02 \text{ kJ}) = -44.35 \text{ kJ} \quad (\text{ini}$$

jawabannya) Ketika dua persamaan ditambahkan bersama-sama, $\text{AgNO}_3(\text{s})$ dibatalkan seperti halnya $1/2\text{O}_2(\text{g})$ dan kita dibiarkan dengan persamaan formasi untuk $\text{AgNO}_2(\text{s})$, persamaan yang diberikan pada langkah 2.

3. Tentukan entalpi pembentukan standar untuk TIDAK:



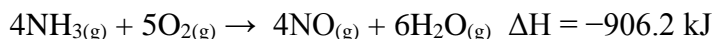
menggunakan tiga persamaan data berikut:

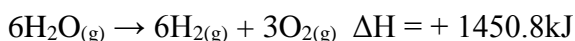


Pembahasan:

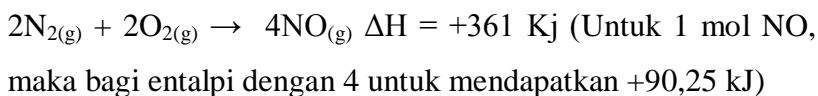
Dalam persamaan kedua, 4NO akan mengarahkan apa yang saya lakukan untuk menyelesaikan masalah ini. Pada akhirnya, saya akan membagi dengan 4. Persamaan pertama: kalikan dengan 2. Itu akan membuat saya 4NH_3 yang akan dibatalkan dengan 4NH_3 dalam persamaan kedua.

Persamaan kedua: biarkan saja. Persamaan ketiga: balikkan dan kalikan dengan 6. Itu menghasilkan H_2O di sisi kiri dan 6 akan membatalkan $6\text{H}_2\text{O}$ dalam persamaan kedua. Berikut adalah persamaan dengan perubahan:





Ketiga persamaan dijumlahkan, maka hasilnya adalah:



4. Suhu kalorimeter meningkat 0,10 K ketika 7,52 J energi listrik digunakan untuk memanaskannya. Berapa kapasitas kalorimeter panas?

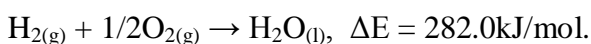
Pembahasan:

Membagi energi dengan kenaikan suhu menghasilkan kapasitas panas, C,

$$C = 7.52/0.10 = 75.2\text{J/K}$$

5. Tabel data termodinamika memberikan $dH_f = -285,8 \text{ kJ / mol}$ untuk air. Pengukuran bom kalorimeter memberikan panas pembakaran untuk H_2 sebagai -282 kJ/mol . Perkirakan kesalahan pengukuran entalpi!

Pembahasan:



Selanjutnya, $\Delta n = -1.5$

$$\rightarrow \Delta H = dE + \Delta nRT,$$

$$\Delta H = -282.0 + (-1.5\text{mol} \times 8.314\text{J/molK} \times 298\text{K})$$

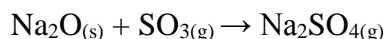
$$\Delta H = -285.7\text{kJ}$$

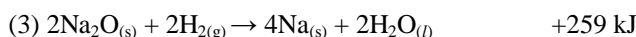
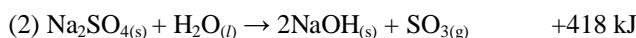
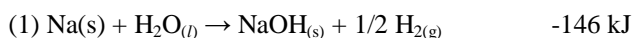
e. Lembar Kerja

Dalam kelompok belajar rancang sebuah alat dengan prinsip kerja mengacu pada hukum termodinamika 1!

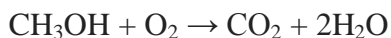
e. Evaluasi Pembelajaran

1. Hitung ΔH° untuk reaksi:



$$\Delta H^\circ$$


2. Pembakaran metanol dijelaskan oleh persamaan berikut:

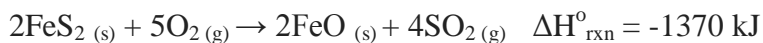


Gunakan Hukum Hess untuk menghitung entalpi pembakaran (ΔH_c) metanol yang diberikan entalpi pembentukan standar berikut (ΔH_f°).

$$\Delta H_f^\circ \text{ metanol} = -238,0 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_f^\circ \text{ O}_2 = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} = -285,5 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -393,51 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3. Hitung entalpi pembentukan standar (H_f°) FeS_2 , diberikan informasi berikut:



$$H_f^\circ \text{ SO}_{2(g)} = -297 \text{ kJ / mol}; \quad H_f^\circ \text{ FeO}_{(s)} = -268 \text{ kJ / mol!}$$

4. Pembakaran total 1,00 mol aseton ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{(l)}$) membebaskan 1790 kJ:



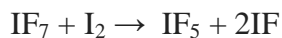
Dengan menggunakan informasi ini bersama dengan data di bawah ini (nilai dalam kJ / mol), hitung entalpi pembentukan aseton!

$$\Delta H_f^\circ \text{ O}_2 = 0 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -393,5 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ, \text{H}_2\text{O} = -285.83 \text{ kJ}$$

5. ΔH untuk reaksi berikut ini sama dengan -89 kJ :



Selain itu, dua entalpi standar pembentukan ini diketahui:

$$\Delta H_f^\circ, \text{IF}_7 = -941 \text{ kJ}; \Delta H_f^\circ, \text{IF}_5 = -840 \text{ kJ}$$

Tentukan ΔH_f° untuk IF!

f. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Kelompok dengan hasil miniriset terbaik pada pertemuan C2 menjadi leader pertemuan C3

Tindak Lanjut: Mahasiswa merancang alat yang prinsip kerjanya mengacu pada Termodinamika 1

Hal pertama yang kubangun dalam diriku untuk bisa menghadapi mater entropi dan energi bebas dengan semangat adalah menciptakan sebanyak-banyaknya pikiran positif, sehingga energy yang diriku peroleh positif."
Noname

MODUL 4
ENTROPI DAN ENERGI BEBAS

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN ENTROPI DAN ENERGI BEBAS:

Entropi dan energi bebas merupakan modul lanjutan dari modul Termodinamika. Untuk mempelajari lebih lanjut terkait entropi dan energi bebas gibbs, maka kemampuan awal yang harus dimiliki adalah termodinamika 1 dan hukum gas ideal. Pokok bahasan ini dipelajari dengan system belajar berkelompok, praktikum, analisis karya tulis ilmiah, dan resume materi. Seluruh rangkaian pembelajaran mengacu pada kurikulum KKNi dengan pendekatan kontekstual dan strategi SCL.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai konsep entropi dan energi bebas melalui *project based learning* (PjBL).

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK BAHASAN ENTROPI DAN ENERGI BEBAS:

1. Mampu mengamati gejala alam terkait entropi
2. Mampu menentukan perubahan entropi pada berbagai jenis reaksi
3. Mampu mengamati gejala alam terkait energi bebas

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik entropi dan energi bebas, maka mahasiswa harus menguasai konsep dasar termodinamika dan stoikiometri.

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN ENTROPI DAN ENERGI BEBAS:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait Entropi, perubahan entropi dan Energi Bebas
2. Memahami konsep dasar Entropi, perubahan entropi dan Energi Bebas
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.
4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan

KEGUNAAN MODUL

Modul gas ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait entropi dan energi bebas.
2. Meningkatkan kemampuan analisis mahasiswa terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan entropi dan energi bebas.
3. Mahasiswa mampu berkontribusi terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan entropi dan energi bebas.
4. Mahasiswa mampu menciptakan alat yang sesuai dengan konsep entropi dan energi bebas.

5

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Entropi	Proses Reversibel
	Defenisi Entropi
	Hukum Ketiga Termodinamika
	Statistika Entropi
Perubahan Entropi	Proses Spontan
	Proses Tidak Spontan
	Hukum Kedua Termodinamika
	Perubahan Entropi Standar
Energi Bebas Gibbs	Energi Bebas
	Persamaan Umum Energi Bebas
	Energi Bebas dan Spontanitas
	Aplikasi Energi Bebas Gibbs

D1

ENTROPI

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Entropi:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar Entropi
- ✚ Mampu menganalisis gejala alam terkait entropi
- ✚ Mampu menentukan nilai entropi suatu reaksi melalui percobaan

b. Materi Pembelajaran

**Proses
Reversibel**

Untuk setiap proses di mana energi dipindahkan dari satu tubuh ke tubuh lain, adalah mungkin untuk mentransfer energi dalam salah satu dari dua cara. Jika energi ditransfer reversibel ke atau dari sistem, itu harus mungkin untuk membalikkan arah transfer melalui perubahan kecil dalam kondisi.

**Defenisi
Entropi**

Entropi adalah properti termodinamika sistem, dilambangkan sebagai S . Ini adalah fungsi keadaan dan didefinisikan dalam hal perubahan entropi bukan nilai mutlak. Untuk proses reversibel pada suhu konstan, perubahan entropi, dS , diberikan oleh $dS = dq_{rev}/T$. Untuk proses ireversibel, $dS > dq/T$.

**Hukum Ketiga
Termodinami
ka**

Selain definisi termodinamika entropi, juga memungkinkan untuk merujuk kepada entropi dalam hal statistik. Untuk sistem apapun, entropi diberikan oleh $S = k \ln(W)$.

**Statistika
Entropi**

Hukum ketiga termodinamika menyatakan bahwa entropi yang solid sempurna kristal di suhu nol mutlak adalah nol.

Topik-topik yang berkaitan: Hukum I Termodinamika

Proses Reversibel dan Irreversibel

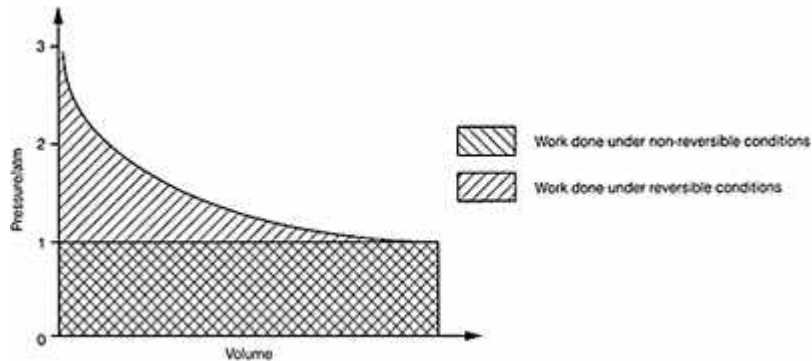
Setiap proses yang melibatkan transfer energi dari satu tubuh ke tubuh lain dapat berlangsung baik reversibel atau irreversibel. Dalam proses reversibel, energi ditransfer sedemikian rupa untuk memastikan bahwa pada setiap titik dalam proses tersebut er pemindahan dapat dibatalkan oleh perubahan sangat kecil dalam kondisi. Oleh karena itu sistem dalam kesetimbangan seluruh transfer. Dalam prakteknya, ini berarti bahwa energi harus ditransfer jauh perlahan-lahan. Proses ireversibel melibatkan transfer energi dalam segala kondisi lainnya. Dalam sebuah energi proses ireversibel ditransfer dengan cara yang menghasilkan gerakan acak dan beberapa energi yang hilang sebagai panas. Proses ini ireversibel karena proporsi panas ini tersebar irrecoverably, dan kondisi asli tidak bisa karena dihasilkan tanpa pekerjaan yang dilakukan pada sistem.mencerminkan pengaruh suhu pada struktur. Umumnya, meningkatnya suhu meningkatkan jarak radial dari puncak dalam fungsi distribusi radial, sesuai dengan ekspansi termal dari cairan.

Ekspansi isothermal suatu gas ideal (lihat Topik A1) terhadap tekanan eksternal biasanya diberikan untuk menggambarkan perbedaan antara kedua kondisi ini. Pekerjaan, w , dilakukan oleh gas diberikan oleh:

$$w = \int_{v_1}^{v_2} -p \cdot dV$$

Terhadap tekanan konstan (kondisi yaitu non-reversibel) ini terintegrasi ke $w = p (V_1 - V_2)$. Dalam kondisi reversible terhadap tekanan amat kecil, p dapat ditulis ulang sebagai $(nRT /$

V), dan ekspresi terintegrasi ke $nRT \ln (V_1 / V_2)$. Perbedaannya digambarkan secara grafis untuk satu mol gas sempurna memperluas dari tekanan 3 bar ke 1 bar pada Gambar. 1. Jumlah total kerja yang dilakukan dalam setiap kasus adalah sama dengan daerah di bawah garis.



Gambar. 4.1 Usaha yang dilakukan oleh gas memperluas dalam kondisi reversibel dan non-reversibel.

Definisi Entropi dalam Termodinamika

Entropi adalah properti termodinamika sistem. Hal ini dilambangkan sebagai S , dan seperti entalpi dan energi internal, itu adalah fungsi keadaan. Dalam ekspresi termodinamika, entropi didefinisikan dalam hal perubahan entropi bukan nilai mutlak. Untuk setiap proses dalam sistem apapun, di bawah kondisi isothermal, perubahan entropi, dS , didefinisikan sebagai:

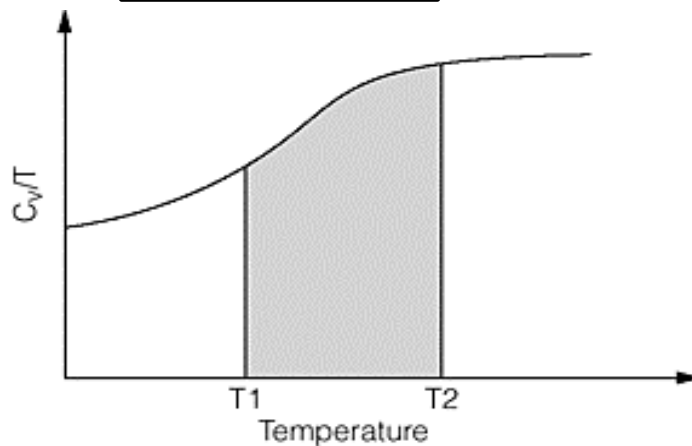
$$dS = dq_{rev} / T \text{ (proses reversibel)} \quad dS > dq / T \text{ (proses)}$$

Perubahan sistem entropi untuk proses ireversibel tidak berubah dibandingkan dengan yang untuk proses reversibel sebagai entropi adalah fungsi keadaan. Perubahan entropi lingkungan selalu $-dq / dT$. Dengan demikian total perubahan

entropi adalah nol untuk proses reversibel dan > 0 untuk proses ireversibel. Ini adalah hukum kedua termodinamika.

Hal ini dimungkinkan untuk mengukur sistem entropi perubahan dengan mengukur kapasitas panas, C , sebagai fungsi temperatur. Jika panas ditambahkan reversibel ke sistem, $dq_{rev} = C dT$ dan $dS = C dT / T$, dan perubahan entropi kemudian diberikan oleh:

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} (C/T) dT$$



Gambar 4.2. Perhitungan perubahan entropi dari data kapasitas panas. Perubahan entropi antara T_1 dan T_2 adalah sama dengan daerah yang diarsir di bawah kurva.

Daerah di bawah sebidang C / T terhadap T memberikan ukuran langsung dari perubahan entropi dalam suatu sistem (lihat Gambar 4.2). Untuk perubahan fase pada tekanan konstan, q_{rev} sama dengan ΔH_{phase} perubahan. Dalam kasus fusion, misalnya, $\Delta S_{fus} = \Delta H_{fus} / T$. Dalam fusi 1 mol merkuri di 234 K, misalnya, $\Delta H_{fus} = 2333$ J, dan sebagainya, $\Delta S = (2333/234) = 9,96$ JK⁻¹. Semua perubahan fase mungkin diobati akan sama. Perubahan entropi penguapan, $\Delta S_{vap} = \Delta H_{vap} / T$, adalah penting untuk didominasi oleh entropi mutlak besar dari fase gas.

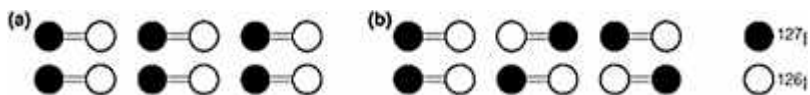
Hal ini sangat mirip untuk sebagian besar bahan, dan menimbulkan Rule Trouton, yang menyatakan bahwa ΔS_{vap} kira-kira sama dengan $85 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ untuk sebagian besar bahan. Pengecualian untuk aturan ini adalah zat seperti air atau amonia, di mana beberapa derajat memeras dalam cairan menyebabkan peningkatan entropi lebih besar dari nilai ideal ini.

Defenisi Statistika Entropi

Definisi termodinamika entropi dibangun sedemikian rupa untuk membantu perhitungan perubahan entropi dalam sistem nyata. Selain definisi termodinamika, juga memungkinkan untuk mendefinisikan entropi dalam hal statistik, sehingga memberikan wawasan arti sebenarnya dari entropi dan entropi perubahan. Untuk sistem apapun, entropi diberikan oleh persamaan Boltzmann:

$$S = k_B \ln(w)$$

dimana w adalah jumlah kemungkinan konfigurasi sistem dan k_B adalah konstanta Boltzmann. Definisi ini memungkinkan entropi dipahami sebagai ukuran dari gangguan dalam sistem. Dalam contoh kristal hipotetis yang mengandung enam ^{127}I ^{126}I



Gambar 4.3. (a) hanya mungkin memerintahkan susunan enam ^{127}I ^{126}I molekul dalam kisi.; (b) salah satu dari 15 pengaturan mungkin di mana dua molekul dibalik.

molekul, maka sejumlah cara di mana molekul dapat diatur jika kristal yang sempurna memerintahkan adalah salah satu (Gambar 4.3a).

Jika dua molekul dibalik, sehingga meningkatkan gangguan, jumlah pengaturan dibedakan meningkatkan ke 15. Reversing tiga dari molekul lebih lanjut meningkatkan jumlah konfigurasi mungkin untuk 20. Jika semua konfigurasi yang penuh semangat setara, pengaturan yang paling mungkin adalah satu dengan jumlah tertinggi konfigurasi yang mungkin, yang paling 'teratur'. Ini juga berarti bahwa situasi sempurna memerintahkan, memiliki jumlah terendah konfigurasi mungkin dan entropi terendah, adalah yang paling mustahil. Hanya praktis berlaku untuk sistem yang sangat sederhana dan didefinisikan dengan baik. Meskipun kurang mudah divisualisasikan, definisi termodinamika memungkinkan perubahan entropi yang akan dinilai dalam sistem yang kompleks melalui penggunaan pengukuran termodinamika relatif sederhana.

Deskripsi termodinamika dan statistik menawarkan penggambaran yang berbeda dari entropi, tetapi keduanya deskripsi sama-sama sah dari konsep yang sama. Definisi statistik memiliki keuntungan menjadi konseptual lebih mudah diakses, tetapi hanya praktis berlaku untuk sistem yang sangat sederhana dan didefinisikan dengan baik. Meskipun kurang mudah divisualisasikan, definisi termodinamika memungkinkan perubahan entropi yang akan dinilai dalam sistem yang kompleks melalui penggunaan pengukuran termodinamika relatif sederhana.

Hukum Ketiga Termodinamika

Suhu terendah mutlak nol yang secara teori memungkinkan. Bagian termodinamika entropi yang merupakan

ukuran energi termal sistem per unit suhu yang tidak tersedia untuk melakukan kerja yang bermanfaat. Untuk menghindari kebingungan, para ilmuwan mendiskusikan nilai-nilai termodinamika sehubungan dengan suatu sistem dan lingkungannya. Segala sesuatu yang bukan bagian dari sistem membentuk lingkungannya. Sistem dan lingkungan dipisahkan oleh batas. Misalnya, jika sistemnya adalah satu mol gas dalam sebuah wadah, maka batasnya hanyalah dinding bagian dalam wadah itu sendiri. Segala sesuatu di luar batas dianggap lingkungan, yang akan mencakup wadah itu sendiri.

Hukum ketiga termodinamika menyatakan bahwa:

”Entropi suatu sistem mendekati nilai konstan ketika suhu mendekati nol absolut.”

Untuk kristal padat sempurna, hanya ada satu konfigurasi spasial yang mungkin dari komponen kristal, dan sebagai bahan adalah di suhu nol mutlak, tidak ada perubahan dinamis dalam kristal baik. Dengan kondisi tersebut, jumlah total kemungkinan cara mengatur materi sama dengan satu ($w=1$), dan entropi (didefinisikan sebagai $k \ln w$) sama dengan nol. Meskipun nol mutlak tidak dapat dicapai dan padatan kristal sempurna tidak dapat dibuat, masih mungkin untuk menerapkan hukum ketiga. Dalam prakteknya, entropi mutlak bahan turun menjadi amat nilai-nilai kecil pada suhu rendah, dan untuk sebagian besar tujuan sama dengan nol pada temperatur rendah yang dapat secara rutin dicapai di laboratorium. Karena itu adalah mungkin untuk mengukur perubahan entropi dari titik acuan menggunakan pengukuran kapasitas panas, entropi (tidak seperti entalpi dan

energi internal) memiliki nilai absolut yang terukur untuk sistem apapun. Hukum termodinamika ketiga hanya memiliki sedikit penerapan praktis dalam kehidupan sehari-hari, berbeda dengan hukum pertama dan kedua. Hukum ketiga pada dasarnya memberi tahu kita bahwa tidak mungkin, dengan prosedur apapun, untuk mencapai suhu nol absolut dalam sejumlah langkah terbatas.

c. Rangkuman

1. Perubahan sistem entropi untuk proses ireversibel tidak berubah dibandingkan dengan yang untuk proses reversibel sebagai entropi adalah fungsi keadaan.
2. Entropi dipahami sebagai ukuran dari gangguan dalam sistem.
3. Entropi memiliki nilai mutlak yang terukur untuk sistem, berbeda dengan entalpi dan energi dalam.
4. Untuk kristal padat sempurna, hanya ada satu konfigurasi spasial yang mungkin dari komponen kristal, dan sebagai bahan adalah di suhu nol mutlak, tidak ada perubahan dinamis dalam kristal baik.
5. Dalam prakteknya, entropi mutlak bahan turun menjadi amat nilai-nilai kecil pada suhu rendah, dan untuk sebagian besar tujuan sama dengan nol pada temperatur rendah yang dapat secara rutin dicapai di laboratorium.

d. Latihan

1. Berikan definisi molekuler baik energi bebas entropi dan Gibbs.

Pembahasan:

$$S = k \cdot \ln(w)$$

$$G = -RT \cdot \ln(p) \text{ (atau setara)}$$

2. Energi ionisasi Na adalah 495,8 kJ mol⁻¹. Perkirakan berapa proporsi atom natrium terionisasi sepenuhnya di atmosfer bintang pada 6200° C.

Pembahasan:

Peluang relatif Boltzmann:

$$\begin{aligned} p(\Delta E) &= \exp(-\Delta E / RT) \\ &= \exp(-495.8 \times 1000 / 8.314 \times 6473) \\ &= \exp(-9.21) = 1.0 \times 10^{-4} \end{aligned}$$

[Catatan: - Unit: kJ → J; °C → K]

3. Frekuensi regangan vibrasi non-degenerasi normal untuk brom (Br₂, mw 160) ialah 322 cm⁻¹. Tunjukkan bahwa ini sesuai dengan perbedaan energi antara tanah dan pertama keadaan tergetar secara vibrasi 6,4 x 10⁻²¹J per molekul. Karena itu perkirakan fraksi molekul Br₂ dalam keadaan tereksitasi pertama pada 200°C!

Pembahasan:

$$\begin{aligned} \Delta E &= hc/\lambda = 6.63 \times 10^{-34} \times 2.99 \times 10^8 \times 32200 \\ &= 6.4 \times 10^{-21} \text{ J (unit untuk } 1/\lambda) \end{aligned}$$

$$p(\Delta E) = 1 \cdot \exp(-6.4 \times 10^{-21} / 1.38 \times 10^{-23} \times 473) = e^{-0.98} = 0.375$$

$$\text{Fraksi} = p/(1 + p) = 0,375/1,375 = 0,27 = 27\%$$

4. Perkirakan kecepatan termal rata-rata molekul bromin dalam kondisi uap pada 200°C, diberikan bahwa energi kinetik termal rata-rata per molekul adalah 3kT/2!

Pembahasan:

$$\frac{1}{2}mv^2 = 3kT/2 \equiv 3RT/2$$

$$m = 160/1000 \text{ kg (per mol)}$$

$$v = (3 \times 8.314 \times 473/0.16)^{1/2} = 272 \text{ ms}^{-1}$$

5. (a) Tulis ekspresi probabilitas Boltzmann dan jelaskan artinya!
 (b) Entalpi disosiasi ikatan O₂N-NO₂ adalah sekitar 57kJmol⁻¹.
 Perkirakan berapa proporsi molekul N₂O₄ mungkin dipisahkan menjadi NO₂ dalam knalpot kendaraan bermotor!

Pembahasan:

(a) $p(H) = w \cdot \exp(-H/RT)$ atau setara

(b) Aplikasi sederhana Boltzmann:

$$p = \exp(-57000 / 8.314 \times 523) \exp(-13) = 2 \times 10^{-6} (2 \text{ ppm})$$

e. Lembar Kerja

Praktikum Entropi Sistem

Tujuan Percobaan :

Mempelajari perubahan entropi sistem pada beberapa reaksi

Alat dan Bahan:

- ➔ Tabung reaksi (3buah), Termometer (1 buah), Spatula (1 buah), Tempat rol film (2 buah), Gelas ukur (1 buah)
- ➔ NaOH padat, KNO₃ padat, Larutan HCl 0.1M, NH₄Cl padat, aquades, Logam Mg, Ba(OH) padat

Langkah Percobaan :

Percobaan 1:

1. 100 mL air dimasukkan ke dalam tabung 1
2. Ukur suhu awal T₁
3. Tambahkan NaOH pada kemudian aduk hingga larut
4. Ukur suhu akhir T₂
5. Ulangi langkah 1-4 di wadah yang berbeda dengan mengganti NaOH padat menjadi KNO₃ padat

Percobaan 2:

1. 5 ml larutan HCl dimasukkan kedalam tabung reaksi
2. Ukur suhu awal T₁
3. Tambahkan beberapa logam Mg pada kemudian aduk hingga larut
4. Ukur suhu akhir T₂
5. Ulangi langkah 1-4 di wadah yang berbeda dengan mengganti:

- ✓ Larutan HCl menjadi $\text{Ba}(\text{OH})_2$ padat 1 sendokspatula + NH_4Cl padat \pm setengah sendok spatula
- ✓ Logam Mg menjadi KNO_3 padat

Hasil pengamatan

.....

.....

.....

.....

.....

.....

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Bagaimana nilai entropi gambar 2D dan atau bagaimana histogram berhubungan dengan pemadatan energi filter WT dan penguraiannya?
2. (a) Mulai dari hukum distribusi probabilitas Boltzmann, turunkan ekspresi barometric menunjukkan bagaimana tekanan atmosfer bervariasi dengan ketinggian di atas permukaan laut.
(b) Daftar, dengan penjelasan singkat, 3 konsekuensi praktis/aplikasi efek ini!
3. Energi ionisasi Li adalah $513,3 \text{ kJmol}^{-1}$. Perkirakan berapa proporsi atom litium terionisasi sepenuhnya di bagian dalam bintang pada 9500°C !
4. Perkirakan kecepatan termal rata-rata molekul yodium (I_2) dalam keadaan uap pada 70°C , mengingat rata-rata energi kinetik termal per molekul adalah $3 \text{ kT}/2$ dan massa atom relatif yodium adalah 126!

5. (a) Perkirakan kecepatan termal rata-rata molekul bromin (Br_2) dalam kondisi uap pada 250°C , mengingat bahwa energi kinetik termal rata-rata per molekul adalah $3kT/2$.
- (b) Fraksi apa dari molekul-molekul ini yang mungkin bergetar pada -273°C ? [Berat atom Br = 79,9]

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Kelompok belajar mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi entropi diijinkan mengikuti praktikum tanpa harus mengikuti pretest

Tindak Lanjut: Mahasiswa melaksanakan praktikum sesuai dengan panduan pada LKS!

D2

PERUBAHAN ENTROPI

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Perubahan Entropi:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar perubahan entropi
- ✚ Mampu menyusun kembali informasi terkait perubahan entropi dengan mengacu pada informasi terbaru terkait perubahan entropi.

b. Materi Pembelajaran

Proses Spontan

Sebuah proses spontan memiliki kecenderungan alami terjadi tanpa perlu masukan dari pekerjaan ke dalam sistem. Contohnya adalah perluasan gas ke dalam ruang hampa, bola bergulir ke bawah bukit atau aliran panas dari tubuh panas ke dingin.

Proses Non Spontan

Sebuah proses non-spontan tidak memiliki kecenderungan alami terjadi. Untuk proses non-spontan akan membawa, energi dalam bentuk kerja harus dimasukkan ke dalam sistem.

Hukum Kedua Termodinamika

Hukum kedua termodinamika menyatakan bahwa entropi dari suatu sistem yang terisolasi meningkatkan untuk proses ireversibel dan tetap konstan dalam perjalanan proses reversibel. Entropi dari sistem terisolasi tidak pernah berkurang.

Perubahan Entropi Standar

$$\Delta S^{\ominus}_{\text{process}} = S^{\ominus}_{\text{final state}} - S^{\ominus}_{\text{initial state}}$$

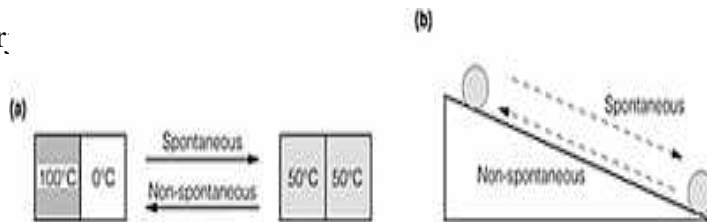
$$\Delta S^{\ominus} = \Sigma S^{\ominus}(\text{products}) - \Sigma S^{\ominus}(\text{reactants})$$

Topik-topik yang berkaitan: Energi bebas

Proses Spontan

Setiap proses dapat didefinisikan sebagai baik spontan atau non-spontan. Sebuah proses spontan memiliki kecenderungan alami terjadi, tanpa perlu masukan dari pekerjaan ke dalam sistem. Contohnya adalah perluasan gas ke dalam ruang hampa, bola bergulir ke bawah bukit atau aliran panas dari tubuh panas untuk yang dingin (Gambar. 4.4).

Penting untuk dicatat bahwa kata 'spontan' adalah definisi formal dan tidak digunakan dalam arti sehari-hari. Jika proses digambarkan sebagai spontan, tidak berarti di atasnya. Memang, proses spontan dapat dimanfaatkan sehingga untuk melakukan pekerjaan.



Gambar 4.4. Spontan dan non proses spontan diilustrasikan oleh aliran panas antara dua benda dalam kontak (atas) dan bola di sebuah lereng (bawah).

Proses Non Spontan

Sebuah proses non-spontan tidak memiliki kecenderungan alami terjadi. Contohnya termasuk kompresi gas ke dalam volume yang lebih kecil, kenaikan berat melawan gravitasi, atau aliran panas dari tubuh dingin ke panas satu dalam sistem pendingin. Untuk proses non-spontan akan membawa, energi dalam bentuk kerja harus masukan ke dalam sistem. Dalam kasus bola di atas bukit, proses spontan untuk bola untuk roll di bawah pengaruh gravitasi ke dasar lereng melepaskan energi sebagai

panas dalam proses. Proses-yang terbalik bola mengambil panas dari lingkungan dan rolls atas lereng-tidak terjadi secara spontan. Perhatikan bahwa meskipun proses tidak terjadi secara alami, adalah mungkin untuk mempengaruhi proses non-spontan, tapi sekarang bekerja harus dimasukkan ke dalam sistem untuk ini datang sekitar. Dalam contoh yang diberikan, kerja mekanik harus dilakukan agar bola yang akan diajukan terhadap gravitasi. Dalam sistem apapun, kebalikan dari proses spontan harus non-spontan.

Hukum Kedua Termodinamika

Hukum kedua termodinamika terutama pernyataan probabilitas arah di mana mengubah hasil di alam semesta. Ini dapat dinyatakan sebagai entropi dari suatu sistem yang terisolasi meningkatkan untuk proses ireversibel dan tetap konstan dalam perjalanan proses reversibel. Entropi dari sistem terisolasi tidak pernah berkurang.

Hukum kedua termodinamika dapat dinyatakan dalam sejumlah besar cara, tetapi semua definisi yang setara dengan yang diberikan di sini. Definisi statistik entropi membantu visualisasi dari hukum kedua. Seperti semua perubahan spontan terjadi dalam sedemikian rupa untuk meningkatkan total entropi, maka nyalanjutkan sehingga insinyur kacau (bukan memerintahkan) penyebaran materi dan energi: $\Delta S_{\text{total}} \geq 0$

Tanda '>' berlaku untuk proses ireversibel, dan tanda '=' berlaku untuk proses reversible (lihat Topik D1). Hal ini penting untuk menghargai bahwa hukum kedua termodinamika seperti yang diungkapkan di atas mengacu pada suatu sistem yang

terisolasi. Kebanyakan sistem eksperimental tidak dapat dianggap sebagai terisolasi, dalam hal alam semesta, menjadi wadah terbesar berikutnya dari sistem kami, secara efektif menjadi sistem yang terisolasi. Dalam hal ini, total perubahan entropi hanyalah jumlah dari perubahan entropi dalam sistem dan di sekitarnya, dan jumlah ini harus lebih besar dari atau sama dengan nol untuk mematuhi hukum kedua termodinamika:

$$\Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{lingkungan}} = \Delta S_{\text{total}} \geq 0$$

Misalnya, perubahan sistem entropi dalam reaksi antara gas hidrogen dan fluorin untuk menghasilkan hidrogen fluorida cair ditemukan $-210 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$. Meskipun ini merupakan penurunan entropi, reaksi berlangsung spontan karena total perubahan entropi lebih besar dari nol. Perubahan entropi positif timbul karena reaksi adalah eksotermik, dan panas yang hilang ke lingkungan menyebabkan ΔS menjadi positif, dan besarnya lebih besar daripada ΔS_{sistem} .

Perubahan Entropi Standar

Setiap proses non-ekuilibrium mengarah ke perubahan entropi. Sebagai entropi adalah fungsi keadaan, perubahan dapat dihitung dari entropi standar keadaan-keadaan awal dan akhir dari sistem:

$$\Delta S^{\ominus}_{\text{process}} = S^{\ominus}_{\text{final state}} - S^{\ominus}_{\text{initial state}}$$

Untuk reaksi kimia, misalnya, entropi standar reaksi karena itu perbedaan antara entropi standar reaktan dan produk, dan dapat dihitung dari:

$$\Delta S^{\ominus}_{\text{reaction}} = \sum S^{\ominus}(\text{products}) - \sum S^{\ominus}(\text{reactants})$$

Ungkapan ini menyerupai yang digunakan dengan fungsi keadaan lainnya, seperti entalpi, dan meskipun bentuk yang sedikit lebih sederhana, kesamaan dengan ekspresi untuk entalpi lebih dekat daripada awalnya jelas. Dalam kasus entalpi misalnya, sesuai persamaan adalah:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reaction}} = \Sigma \Delta H^{\circ}(\text{products}) - \Sigma \Delta H^{\circ}(\text{reactants}).$$

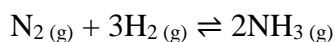
Dimana ΔH_f adalah entalpi pembentukan zat.

c. Rangkuman

1. Entropi merupakan sebagai jumlah gangguan dalam suatu sistem dan disukai dalam sistem biologis dan kimia.
2. Setiap sistem akan lebih suka memiliki entropi yang lebih tinggi, dan reaksi spontan umumnya akan meningkatkan entropi dalam system.
3. Partikel gas bergerak dengan kecepatan lebih tinggi dan dengan jangkauan lebih besar dari partikel dalam cairan dan padatan. Ini berkontribusi pada tingkat entropi mereka yang tinggi.
4. Larutan berair mendapatkan entropi dengan jumlah ion dalam larutan, tetapi tidak mencapai tingkat entropi gas yang sama.
5. Proses yang melibatkan peningkatan entropi sistem ($\Delta S > 0$) seringkali spontan

d. Latihan

1. Hitung perubahan entropi yang terkait dengan proses Haber untuk produksi amonia dari gas nitrogen dan hidrogen.



Pada 298K sebagai suhu standar:

$$S^\circ (\text{NH}_3) = 192,5 \text{ J / mol K}$$

$$S^\circ (\text{H}_2) = 130,6 \text{ J / mol K}$$

$$S^\circ (\text{N}_2) = 191,5 \text{ J / mol K}$$

Pembahasan:

Dari persamaan seimbang kita dapat menuliskan persamaan untuk ΔS° (perubahan dalam entropi molar standar untuk reaksi):

$$\Delta S^\circ = 2 \times S^\circ \text{NH}_3 - [S^\circ \text{N}_2 + (3 \times S^\circ \text{H}_2)]$$

$$\Delta S^\circ = 2 \times 192,5 - [191,5 + (3 \times 130,6)]$$

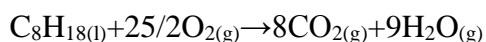
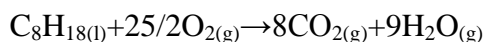
$$\Delta S^\circ = -198,3 \text{ J/molK}$$

Pada perhitungan diatas terlihat penurunan entropi. Hal ini diharapkan untuk mengurangi jumlah molekul gas. Dengan kata lain $\text{N}_{2(g)}$ digunakan untuk melayang bebas dari molekul gas H_2 . Setelah reaksi, keduanya terikat bersama dan tidak bisa mengambang bebas satu sama lain.

- Gunakan data pada Tabel T₂ untuk menghitung S° untuk reaksi pembakaran isooctane cair dengan O_2 (g) untuk menghasilkan CO_2 (g) dan H_2O (g) pada 298 K. Tentukan ΔS° pembakaran isooktan tersebut!

Pembahasan:

Persamaan kimia seimbang untuk pembakaran lengkap isooktan (C_8H_{18}) adalah sebagai berikut:



Menghitung S° untuk reaksi menggunakan aturan "produk minus reaktan", di mana m dan n adalah koefisien stoikiometrik dari setiap produk dan masing-masing reaktan:

$$\Delta S^\circ_{\text{rxn}} = \sum m S^\circ_{(\text{produk})} - n S^\circ_{(\text{reaktan})}$$

$$= [8S^\circ(\text{CO}_2) + 9 S^\circ(\text{H}_2\text{O})] - [S^\circ(\text{C}_3\text{H}_{18}) + 25/2 S^\circ(\text{O}_2)]$$

$$= 515.3 \text{ J/K}$$

3. Berapakah entropi molar standar penguapan, $\Delta S^\circ_{\text{vap}}$, untuk CCl_2F_2 (digunakan dalam lemari es gaya lama). Itu adalah titik didih yang normal (pada $P = 1 \text{ atm}$) adalah $-29,79^\circ\text{C}$, dan $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 20,2 \text{ kJ mol}^{-1}$?

Pembahasan:

Formalisasi: $\text{CCl}_2\text{F}_2(\text{liquid}, 1 \text{ atm}, T_{\text{bp}}) \leftrightarrow \text{CCl}_2\text{F}_2(\text{gas}, 1 \text{ atm}, T_{\text{bp}})$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 20,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$T_{\text{bp}} = 273,15 - 29,79 = 243,36 \text{ K}$$

Formula / Persamaan / Perhitungan / Angka-angka signifikan:

Jika penguapan dilakukan pada titik didih normal maka itu adalah sebuah proses reversibel dan $\Delta S^\circ_{\text{sys vap}} = \Delta H^\circ_{\text{vap}} / T_{\text{bp}}$

$$\Delta S^\circ_{\text{sys vap}} = 20,2 \text{ kJ mol}^{-1} / 243,36 \text{ K}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{sys vap}} = 83,005 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{sys vap}} = 83,0 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

Aturan Trouton: Untuk banyak cairan pada keadaan normal titik didih,

$$\Delta S^\circ_{\text{sys vap}} \approx 80 \text{ hingga } 90 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

4. Perubahan entropi untuk proses:

$\text{H}_2\text{O}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ adalah $22,1 \text{ J / K}$ dan mensyaratkan bahwa lingkungan mentransfer $6,00 \text{ kJ}$ panas ke sistem. Apakah prosesnya spontan pada $-10,00^\circ\text{C}$ dan $+10,00^\circ\text{C}$?

Pembahasan:

Kita dapat menilai spontanitas proses dengan menghitung perubahan entropi alam semesta. Pada kedua suhu, $\Delta S_{\text{sys}} = 22,1 \text{ J/K}$ dan $q_{\text{surr}} = -6,00 \text{ kJ}$.

Pada -10.00°C (263.15 K):

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{surr}} = \Delta S_{\text{sys}} + \frac{q_{\text{surr}}}{T} \text{ onumber}$$

$$\Delta S_{\text{univ}} = 22.1\text{J/K} + -6.00 \times 103\text{J}263.15\text{K}$$

$$\Delta S_{\text{univ}} = -0.7\text{J/K onumber}$$

$S_{\text{univ}} < 0$, jadi leleh tidak spontan (tidak spontan) pada 10.0°C .

Pada 10.00°C (283.15 K):

$$\Delta S_{\text{univ}} = 22.1\text{J/K} + -6.00 \times 103\text{J}283.15\text{K}$$

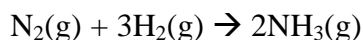
$\Delta S_{\text{univ}} = + 0.9\text{J/K} \rightarrow S_{\text{univ}} > 0$, sehingga peleburan spontan pada pukul 10.00°C .

e. Lembar Kerja

Susun kembali materi beserta latihan soal dan info terbaru tentang modul D2 ini dalam sebuah media pembelajaran adan bahan ajar!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Mengapa garam digunakan untuk membersihkan salju dari jalan?
2. Berapa perubahan entropi standar dari reaksi di bawah pada 298 K dengan masing-masing senyawa pada tekanan standar?



$$S^{\circ}_{298} \text{ (J/mol K)} \quad 191.5 \quad 130.6 \quad 192.3$$

Panas penguapan freon, CCl_2F_2 , adalah $17,2 \text{ kJ/mol}$ pada 25°C . Berapakah perubahan entropi untuk satu mol freon cair ketika ia menguap pada suhu 25°C ?

3. (Petunjuk: Proses penguapan berada pada kesetimbangan dan apa yang benar untuk ΔG pada kesetimbangan?)

4. Untuk reaksi: $A + B \rightarrow C$, $\Delta H^\circ = +30 \text{ kJ}$; $S^\circ = +50 \text{ J/K}$.

Jelaskan apa yang ada ketahui berdasarkan data diatas terkait entropi!

5. Tentukan perubahan entropi saat kapal besi 1,043 kg berisi 1,107 kg air dipanaskan dari 296,5 K menjadi 307,2 K. Asumsikan bahwa ada kapasitas panas yang mungkin (tergantung suhu)!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Kelompok terbaik memperoleh nilai tertinggi

Tindak Lanjut: Kelompok yang belum maksimal memahami sub pokok bahasan modul ini, mengerjakan LKS!

D3

ENERGI BEBAS GIBBS

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Energi Bebas:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar difraksi dengan padatan
- ✚ Mampu mengamati gejala alam terkait Energi bebas.

b. Materi Pembelajaran

Energi Bebas

Energi bebas Gibbs, G , didefinisikan sebagai $G = H - TS$ dan pada tekanan konstan dan suhu, perubahan terbatas dalam G dapat dinyatakan sebagai: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Persamaan Umum Energi Bebas

Sebuah fungsi yang sama, diterapkan pada volume konstan, adalah Helmholtz energi bebas, A , didefinisikan sebagai: $A = U - TS$. Pada suhu konstan, $\Delta G = -T\Delta S_{\text{total}}$ pada tekanan konstan dan ΔA sama dengan $-T\Delta S_{\text{total}}$ pada volume konstan. Untuk proses spontan $G < 0$ (tekanan konstan), atau $\Delta A < 0$ (volume konstan). Karena kebanyakan sistem kimia dan biokimia beroperasi pada tekanan konstan, energi bebas Gibbs lebih umum ditemui.

Energi Bebas dan Spontanitas

Gibbs dan Helmholtz energi bebas adalah fungsi keadaan yang tidak memiliki nilai absolut terukur. ΔG adalah negatif untuk proses spontan. Reaksi eksotermis ($\Delta H > 0$) dengan entropi positif ($\Delta S > 0$) selalu spontan. Reaksi yang $\Delta H < 0$ dan $\Delta S < 0$ adalah spontan hanya pada suhu rendah Suhu di mana reaksi menjadi spontan dalam setiap kasus diberikan oleh $T = \Delta H / \Delta S$.

Suhu tetap pada Energi Bebas Gibbs

Persamaan Gibbs-Helmholtz:

$$\left(\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{G}{T} \right) \right)_p = -\frac{H}{T^2}$$

Aplikasi Energi Bebas Gibbs

Standar reaksi energy bebas adalah energi yang menyertai konversi reaktan di keadaan-keadaan standar nyamenjadi produk di keadaan-keadaan standar mereka.

Topik-topik yang terkait: Pertama hukum, Entropi, Entalpi, Energi bebas, Termodinamika

Energi Bebas

Total perubahan entropi yang menyertai proses adalah jumlah dari perubahan entropi dalam sistem dan sekitarnya:

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{lingkungan}}$$

ΔS terkait dengan perubahan entalpi dalam sistem pada tekanan konstan melalui hubungan: $\Delta S_{\text{surroundings}} = -\Delta H_{\text{system}} / T$. Pergantian ekspresi ini ke dalam sebelumnya, dan perkalian berikutnya oleh $-T$ menghasilkan hubungan:

$$-T\Delta S_{\text{total}} = \Delta H_{\text{sistem}} - T\Delta S_{\text{sistem}}$$

Energi bebas Gibbs, G , (kadang-kadang disebut sebagai energi Gibbs atau fungsi Gibbs) didefinisikan oleh $G = H - TS$. Pada tekanan konstan dan suhu, perubahan terbatas dapat dinyatakan sebagai:

$$-T\Delta S = \Delta H_{\text{sistem}} - T\Delta S_{\text{sistem}}$$

ΔG Oleh karena itu sama dengan $-T\Delta S_{\text{total}}$, dan energi bebas dapat dianggap sebagai ukuran dari total perubahan entropi (baik dalam sistem dan lingkungan) untuk proses. Sementara proses spontan menimbulkan nilai positif dari ΔS ,? G harus negatif karena tanda minus di $\Delta G = -T\Delta S_{\text{total}}$ $\Delta G < 0$ untuk proses spontan pada tekanan konstan.

Sebuah fungsi yang sama, digunakan untuk pekerjaan pada volume konstan dan suhu, disebut Helmholtz energi bebas, A (juga dikenal sebagai energi Helmholtz atau fungsi Helmholtz). Sebagai $\Delta S_{\text{surroundings}} = -\Delta U_{\text{system}} / T$, di bawah kondisi ini, Helmholtz energi bebas didefinisikan sebagai $A = U - TS$, dan ΔA karena itu sama dengan $-T\Delta S_{\text{total}}$ pada volume konstan. $\Delta A < 0$ untuk proses spontan pada volume konstan. Helmholtz energi bebas berguna dalam sistem tertutup di mana perubahan terjadi (atau mungkin didekati terjadi) di bawah kondisi volume konstan, seperti reaksi atau proses dalam padatan. Namun, karena sebagian besar bahan kimia dan biokimia sistem berlangsung pada tekanan konstan, energi bebas Gibbs adalah jauh properti lebih umum ditemui.

Energi Bebas dan Spontanitasnya

Untuk proses spontan, ΔS_{total} positif dan ΔG karena itu negatif. Hubungan $\Delta G = \Delta H - T\Delta S_{\text{system}}$ memungkinkan prediksi kondisi di mana reaksi spontan. Seperti T harus positif, hubungan dapat diringkas dalam Tabel 4.1

Tatbel 4.1. Energi bebas dan spontanitas reaksi

ΔH	ΔS	Spontan?	Spontanitas disukai oleh
Negatif	Positif	Dalam semua kondisi	semua kondisi
Negatif	Negatif	Jika $ T\Delta S < \Delta H $	suhu rendah
Positif	Positif	Jika $ T\Delta S > \Delta H $	Suhu tinggi
Positif	Negatif	Tak pernah	Tidak ada kondisi

Suhu memiliki dampak yang besar pada spontanitas beberapa reaksi seperti yang ditunjukkan pada Tabel 1. Untuk

reaksi di mana $\Delta H < 0$ dan $\Delta S < 0$, $|T\Delta S|$ akan kurang dari $|\Delta H|$ asalkan T kecil, dan reaksi seperti akan spontan pada suhu yang lebih rendah. Sebaliknya, ketika $\Delta H > 0$ dan $\Delta S > 0$, $|T\Delta S|$ akan lebih besar dari $|\Delta H|$ asalkan T besar, dan reaksi seperti itu akan menjadi spontan pada suhu yang lebih tinggi. Dalam kedua kasus, suhu di mana reaksi menjadi spontan (ketika $\Delta G = 0$) hanya diberikan oleh $T = \Delta H / \Delta S$.

Energi Bebas pada Suhu Tetap

Untuk sistem tertutup tidak melakukan pekerjaan selain itu karena ekspansi volume, adalah mungkin untuk menunjukkan bahwa $dG = VDP - SDT$ dan sehingga berikut bahwa, pada tekanan konstan,

$$\left(\frac{\partial(G/T)}{\partial T}\right)_p = \frac{-H}{T^2}$$

yang menyediakan satu hubungan antara energi bebas Gibbs dan suhu. Namun, adalah mungkin untuk mengambil ini lebih lanjut, dan dalam melakukannya mendapatkan hubungan yang lebih berguna. Sejak, menurut definisi, $G = H - TS$, maka $S = (G - H) / T$, yang dapat disubstitusi dalam ekspresi sebelumnya dan hasil ulang untuk memberikan persamaan Gibbs-Helmholtz:

$$T\left(\frac{\partial(G/T)}{\partial T}\right)_p$$

sisi kiri bentuk persamaan tersebut disederhanakan:

$$T\left(\frac{\partial(G/T)}{\partial T}\right)_p$$

untuk memberikan persamaan Gibbs-Helmholtz:

$$\left(\frac{\partial(G/T)}{\partial T}\right)_p = \frac{-H}{T^2}$$

Ungkapan ini sangat berguna bila diterapkan pada perubahan G pada tekanan konstan, seperti dalam perjalanan reaksi kimia, jika dapat ditulis dalam bentuk:

$$\left(\frac{\partial \left(\frac{\Delta G}{T} \right)}{\partial T} \right)_p = \frac{-\Delta H}{T^2}$$

Energi bebas Gibbs dapat diterapkan dalam cara yang mirip dengan fungsi keadaan lainnya, dan banyak dari ekspresi yang ditemui mirip dalam bentuk dengan yang terlihat untuk entalpi.

Energi Bebas Gibbs

Energi bebas Gibbs dapat diterapkan dalam cara yang mirip dengan fungsi keadaan lainnya, dan banyak dari ekspresi yang ditemui mirip dalam bentuk dengan yang terlihat untuk entalpi. Standar reaksi energi bebas, ΔG° , adalah perubahan energi bebas Gibbs yang menyertai konversi reaktan di keadaan-keadaan standar nyamenjadi produk di keadaan-keadaan standar mereka. Hal ini dimungkinkan untuk menghitung energi bebas dari reaksi dari entalpi dan energi standar perubahan untuk reaksi: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, dengan ΔH° dan ΔS° yang diperoleh baik dari data tabulasi atau pengukuran langsung. Sebuah alternatif adalah dengan menggunakan energi bebas pembentukan standar, ΔG_f° . Ini didefinisikan sebagai energi bebas yang menyertai pembentukan zat dalam keadaan standar dari unsur-unsurnya pada keadaannya yang standar. Perhitungan energi bebas standar reaksi dapat dinyatakan sebagai:

$$\Delta G_{\text{reaction}}^\circ = \sum \Delta G_f^\circ(\text{products}) - \sum \Delta G_f^\circ(\text{reactants})$$

Nilai-nilai dapat diperoleh dari tabel standar. Zat dengan nilai-nilai negative diistilahkan termodinamika stabil. Zat yang memiliki nilai-nilai positif dari yang disebut termodinamika tidak stabil. bahan termodinamika tidak stabil dapat disintesis dalam kondisi non-standar dan tetap stabil karena faktor kinetik, tetapi tidak dapat dibentuk langsung dari unsur-unsur di keadaan standarnya.

Energi Reaksi bebas standar terbatas dalam kegunaannya, karena membutuhkan bahwa kedua reaktan dan produk dalam keadaan standar mereka. Energi Reaksi bebas adalah perubahan energi bebas ketika reaksi berlangsung dalam kondisi komposisi konstan. Perbedaannya dapat diilustrasikan dengan reaksi:



Jika perubahan energi bebas diukur pada keadaan standar, perubahan energi bebas diukur ketika rasio molar komponen reaksi adalah 1: 2, ditemukan untuk menjadi $-39,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ pada 298 K. Perbedaan timbul karena kondisi yang berbeda dimana dua nilai berhubungan dengan. Reaksi energi bebas sangat bervariasi dengan komposisi, dan langsung berhubungan dengan standar reaksi energi bebas melalui quotient reaksi, Q (lihat Topik E1):

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

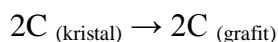
c. Rangkuman

1. Energi bebas Gibbs menggabungkan entalpi dan entropi menjadi satu nilai

2. Energi bebas Gibbs merupakan energi yang terkait dengan reaksi kimia yang dapat melakukan
3. pekerjaan yang bermanfaat. Itu sama dengan entalpi minus produk dari suhu dan entropi system
4. Dalam termodinamika, energi bebas Gibbs juga dikenal sebagai entalpi bebas
5. Reaksi hanya akan diizinkan jika perubahan total entropi alam semesta adalah nol atau positif. Ini tercermin dalam ΔG negatif, dan reaksinya disebut eksergonik
6. Jika kita berpasangan dengan reaksi, maka reaksi kimia endergonik (yang positif ΔG) dapat terjadi. Input panas ke dalam reaksi endergonik yang inheren, seperti penghapusan sikloheksanol menjadi sikloheksena, dapat dilihat sebagai menggabungkan reaksi yang tidak menguntungkan (eliminasi) dengan reaksi yang menguntungkan (pembakaran batu bara atau penyediaan panas lainnya) sedemikian rupa sehingga perubahan total entropi dari alam semesta lebih besar dari atau sama dengan nol, membuat perbedaan total energi bebas Gibbs dari reaksi berpasangan menjadi negatif.

d. Latihan

1. Diberikan reaksi kristal yang dikonversi menjadi grafit



Tentukan ΔG pada 298 K dan tentukan apakah reaksi ini spontan atau tidak. Apa yang ΔG katakan tentang laju reaksi ini? $\Delta H^\circ_f(C)_{kristal} = 1.9 \text{ kJ/mol}$; $S^\circ(C)_{kristal} = 2.38 \text{ J/(molK)}$; $S^\circ(C)_{grafit} = 5.74 \text{ J/(molK)}$

Pembahasan:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta H = -3.8 \text{ kJ}$$

$$\Delta S = (2 \text{ mol } C_{(s)\text{-}(grafit)} \times S_{(C_{(s)\text{-}(grafit)})} - (2 \text{ mol } C_{(s)\text{-}(kristal)} \times S_{C_{(s)\text{-}(kristal)}})$$

$$\Delta S = 2(5,74 \text{ J}/(\text{molK})) - 2(2,38 \text{ J}/(\text{molK}))$$

$$\Delta S = +6,72 \text{ J} / \text{mol}$$

$$\Delta G = -3.8 \times 10^3 \text{ J} - 298.15 (6.72 \text{ J}/\text{molK})$$

$$\Delta G = -5.51 \text{ kJ}$$

Reaksi ini spontan. ΔG tidak mengatakan apa pun tentang kinetika; sementara reaksi ini disukai termodinamika, itu terjadi pada skala waktu 100 juta tahun. Kristal adalah bahan meta-stabil kinetik.

2. Tunjukkan bahwa ketika n mol gas ideal dibiarkan mengembang pada suhu konstan, T , dari volume awal V_1 hingga volume akhir V_2 dalam kondisi ideal yang dapat dibalik, entropi perubahan adalah: $\Delta S = nR \ln(V_2/V_1)$. Apakah terjadi ΔH dan ΔG untuk proses ini? Berapa jumlah maksimum pekerjaan (W) yang dapat dilakukan dalam proses ekspansi ini? Dari mana energi untuk pekerjaan eksternal (W) ini berasal, dan apakah konsisten dengan Hukum I Termodinamika?

Pembahasan:

W sebanding dengan volume

Ini berarti bahwa jika kami mengubah volume dari V_1 ke V_2 :

$$w_2/w_1 = V_2/V_1 = P_1/P_2$$

Dan perubahan entropi adalah:

$\Delta S (V_1 \rightarrow V_2) = R \cdot \ln (V_2/V_1) = R \cdot \ln (P_1/P_2) \dots$ untuk 1 mol gas.

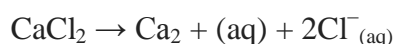
$\Delta H = 0$ (untuk gas sempurna)

$\Delta G = -T \cdot \Delta S$

$W = -\Delta G$

Energi berasal dari perpindahan panas dari lingkungan (untuk menjaga sistem tetap panas.

3. Mengingat penguraian $\text{CaCl}_2 (s)$



$$\Delta G^\circ_f \text{CaCl}_2 (s) = -748,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H \text{ CaCl}_2 = -795,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_s^\circ \text{ Ca}^{2+} = -53,1 \text{ J/Kmol}$$

$$\Delta H_s^\circ \text{ CaCl}_2 = 104,6 \text{ J / Kmol}$$

$$\Delta H_s^\circ \text{ Cl}^- = 56,5.$$

Hitung suhu reaksi tersebut!

Pembahasan:

$$\Delta G^\circ = \Delta H - T \Delta S$$

$$T = \frac{\Delta H - \Delta G^\circ}{S}$$

$$T = (0 - [-795,8] - (-748,1)) / [(2(56,5) + (-53,1)) - [104,6]]$$

$$T = -34,539 \text{ K}$$

4. Tulis persamaan kimia untuk pembakaran metana, gas CH_4 dan hitung ΔG° pada 298,15 K!

Pembahasan:

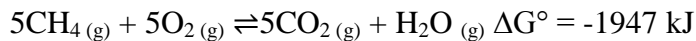
Dari Tabel T_1 atau T_2

$$\Delta G^\circ \text{ CO}_2 (g) = -393,3 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta G^\circ \text{ H}_2\text{O} (l) \text{ adalah } -228,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ = \{(5 \times \Delta G^\circ \text{CO}_2) + (5 \times \Delta G^\circ \text{H}_2\text{O})\} - (5 \times \Delta G^\circ \text{CH}_4)$$

$$\Delta G^\circ = -1947 \text{ kJ}$$



5. Tentukan K_p pada 298,15 K untuk reaksi: $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{g})$

Pembahasan:

$$\Delta G^\circ = \sum(\Delta G^\circ)_{\text{produk}} - \sum(\Delta G^\circ)_{\text{reaktan}}$$

$$\Delta G^\circ = (2 \times -137.2) - (2 \times -394.4) = 514.4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p \rightarrow \ln K_p = \Delta G^\circ / RT$$

$$\Delta G^\circ = -207.5$$

$$K_p = e^{(-207.5)} = 7.65 \times 10^{-91}$$

e. Lembar Kerja

Analisis pengaruh katalis yang digunakan terhadap ΔG° reaksi pada karya tulis dengan judul:

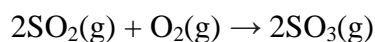
“Sintesis Nanokatalis CuO/ZnO/Al₂O₃ Untuk Mengubah Metanol Menjadi Hidrogen untuk Bahan Bakar Kendaraan Fuel Cell”

Link:

https://www.researchgate.net/publication/26851023_Sintesis_Nanokatalis_CuOZnOAl2O3_Untuk_Mengubah_Metanol_Menjadi_Hidrogen_untuk_Bahan_Bakar_Kendaraan_Fuel_Cell

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Hitunglah ΔG° untuk reaksi berikut ini:

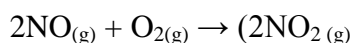


Dimana: $\Delta G_f^\circ \text{SO}_2(\text{g}) = -300.4 \text{ kJ/mol}$; $\Delta G_f^\circ \text{SO}_3(\text{g}) = -370.4 \text{ kJ/mol}$

2. Untuk reaksi berikut, pada 25°C , $\Delta H^\circ = +115 \text{ kJ}$ and $\Delta S^\circ = +125 \text{ J/K}$. Hitunglah ΔG° untuk reaksi dibawah ini pada suhu 25°C .



3. Hitunglah nilai determine ΔG° and K pada 298.15 K pada reaksi: $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$
4. Hitung ΔG° untuk masing-masing reaksi kesetimbangan berikut pada suhu yang diberikan. (Nilai Kc tidak diverifikasi untuk keakuratan. Hanya untuk tujuan latihan).
- $2\text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{CH}_{4(g)} = 4\text{H}_{2(g)} + \text{CS}_{2(g)}$ Kc = 5.27×10^{-8} pada 400K
- $\text{SO}_{3(g)} + \text{NO}_{(g)} \rightarrow \text{SO}_2(g) + \text{NO}_{2(g)}$ Kc = 2.4×10^{-6} pada 300 K
- $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + \text{CH}_{4(g)} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_{6(g)}$ Kc = 3.6×10^{-4} 550 K
5. Berapa suhu reaksi berikut jika $\Delta G^\circ = -53.2$ kJ, $\Delta H^\circ = -21.5$ kJ, dan $\Delta S^\circ = 14.7\text{J/K}$:



g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang mampu menjelaskan materi dengan baik, mendapat nilai terbaik dan bertanggung jawab untuk menjadi pemimpin kelompok remedial diluar kelas

Tindak Lanjut: Mahasiswa melakukan remedial dipimpin oleh mahasiswa dengan nilai tertinggi dengan berpedoman pada lembar kerja padamodul D3 ini!

*Hidup juga butuh
kesetimbangan seperti
halnya reaksi kimia*
Noname

MODUL 5 KESETIMBANGAN

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN KESETIMBANGAN:

Dalam modul kesetimbangan, kita akan belajar bagaimana keseimbangan dapat dijelaskan oleh konstanta kesetimbangan K , dan bagaimana faktor-faktor berbeda dari yang dapat mempengaruhi keseimbangan kimia. Untuk memahami topik ini dengan baik, maka diperlukan kemampuan awal mengenai konsep mol an persamaan reaksi kimia. Topik ini akan dibahas dengan mengikuti kurikulum kkn dan pendekatan kontekstual serta strategi scl.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai konsep kesetimbangan yang ditinjau dari konsentrasi maupun tekanan suatu larutan.

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK BAHASAN KESETIMBANGAN:

1. Mampu mengamati gejala alam kesetimbangan
2. Mampu menentukan derajat keasaman suatu larutan melalui percobaan
3. Mampu mengamati gejala alam terkait asam basa

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik kesetimbangan, maka mahasiswa harus menguasai konsep dasar termodinamika dan stoikiometri larutan serta gas ideal.

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN KESETIMBANGAN:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan larutan asam basa
2. Memahami konsep dasar kesetimbangan dan larutan asam basa
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.

KEGUNAAN MODUL

Modul kesetimbangan ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait kesetimbangan.
2. Meningkatkan kemampuan analisis mahasiswa terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan kesetimbangan.
3. Mahasiswa mampu berkontribusi terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan kesetimbangan.
4. Mahasiswa mampu menciptakan alat yang sesuai dengan konsep kesetimbangan.
5. Persentasi, Tanya jawab dan Penugasan

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Pengantar Keseimbangan	Kedadaan Keseimbangan
	Gas, Padat dan Cair Murni
	Perubahan Fisik
	Termodinamika Keseimbangan
	Pengaruh Perubahan
Keseimbangan Larutan Asam dan Basa	Teori Bronsted Lowry
	Konstranta Keseimbangan
	Skala pH

E1

PENGANTAR KESETIMBANGAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Entropi:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar pengantar kesetimbangan
- ✚ Mampu menganalisis gejala alam kesetimbangan
- ✚ Mampu menyusun sebuah peta pikiran terkait materi pengantar kesetimbangan kimia
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah kesetimbangan di lingkungan sekitar dan menyusunnya dalam sebuah miniriset yang di upload dalam lomba LKTI Nasional

b. Materi Pembelajaran

Kondisi Kesetimbangan

Kesetimbangan dinyatakan sebagai laju reaksi pembentukan dan penguraian sama. Reaksi umumnya adalah sebagai berikut:
 $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

Pada kesetimbangan, Gibbs perubahan energi bebas untuk kedua pembentukan dan reaksi penguraian adalah nol. Konstanta kesetimbangan, K , dinyatakan sebagai:

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

Gas, Padat dan Cairan Murni

Untuk sistem dengan interaksi diabaikan antara spesies bereaksi konstanta kesetimbangan diberikan oleh:

$$K = \left(\frac{C_C^c C_D^d}{C_A^a C_B^b} \right) (C^\ominus)^{a+b-c-d}$$

C^\ominus (Konsentrasi standar), adalah mol dm^{-3} . Konstanta kesetimbangan karena itu dapat dihitung dari konsentrasi spesies bereaksi di mol dm^{-3}

Perubahan Fisik

Keseimbangan juga dapat terjadi antara spesies yang sama dalam dua bentuk yang berbeda misalnya padat dan cair, cair dan gas.

Sebuah konstanta kesetimbangan juga dapat diproduksi untuk masing-masing sistem ini. Standar energi bebas Gibbs untuk reaksi pembentukan ini terkait dengan konstanta kesetimbangan dengan ekspresi:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Termodinamika Kesetimbangan

Perubahan entalpi standar untuk reaksi pembentukan dapat diperoleh dari variasi LNK dengan suhu:

$$\left(\frac{d \ln K}{dT} \right) = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2}$$

Perubahan entropi standar maka dihitung sebagai:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

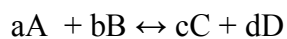
Pengaruh Perubahan

Perubahan posisi kesetimbangan untuk menentang gangguan pada sistem, sesuai dengan prinsip **Le Chatelier**. Sehingga meningkatkan tekanan menyebabkan kesetimbangan bergeser untuk mengurangi kenaikan tekanan secara keseluruhan. Peningkatan suhu menyebabkan posisi kesetimbangan bergerak untuk mengurangi kenaikan suhu. Menambahkan reaktan atau produk menyebabkan perubahan dalam posisi keseimbangan yang menghilangkan spesies ini.

Topik-topik yang berkaitan: Hukum Pertama Termodinamika
Entalpi

Kondisi Kesetimbangan

Sebuah kesetimbangan:



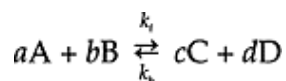
Perubahan energi bebas Gibbs, ΔG (lihat Topik D3) untuk reaksi pada suhu, T , dinyatakan sebagai :

$$\Delta G = \Delta G^\ominus + RT \ln Q$$

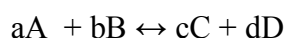
Pada kesetimbangan, Gibbs perubahan energi bebas untuk kedua pembentukan dan reaksi penguraian adalah nol. Konstanta kesetimbangan, K , dinyatakan sebagai:

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

dan a_i adalah kegiatan spesies i adalah standar perubahan energi bebas untuk reaksi, mengenalkaned sebagai perubahan energi bebas ketika semua reaktan (atau reagen yaitu A , B) dan produk (yaitu C , D) memiliki aktivitas satuan. Ketika ΔG negatif, reaksi spontan dan akan terjadi dalam arah yang ditunjukkan. Sebaliknya, ketika ΔG adalah positif, reaksi tidak spontan, tetapi reaksi sebaliknya, $cC + dD \rightarrow aA + bB$, adalah, seperti perubahan energi bebas, $\Delta G_{\text{back}} = -\Delta G$. Dengan satu syarat tertentu, perubahan energi bebas dari kedua pembentukan dan reaksi balik sama. Ini adalah ketika $\Delta G_{\text{back}} = \Delta G = 0$. Dalam hal ini, konstanta laju untuk depan dan belakang reaksi, k_f dan k_b , dan kegiatan dari reaktan dan produk adalah seperti yang kedua pembentukan dan penguraian reaksi yang terjadi pada tingkat yang sama:



dan reaksi pada kesetimbangan. Pada kesetimbangan, sistem ini pada kondisi mapan (yaitu kegiatan reaktan dan produk tetap tidak berubah), tetapi harus ditekankan ini tidak berarti bahwa tidak ada reaksi yang terjadi. Sebaliknya, sebagai tingkat reaksi pembentukan dan penguraian adalah sama, hilangnya reaktan karena reaksi pembentukan persis seimbang dengan penampilan mereka karena reaksi penguraian. kondisi dinamis ini biasanya ditekankan dengan menggunakan panah setengah berkepala, yaitu:



Dari persamaan di atas, pada kesetimbangan:

$$\Delta G = \Delta G^\ominus + RT \ln Q$$

di mana K adalah nilai tertentu dari Q pada kesetimbangan. K disebut konstanta kesetimbangan untuk reaksi pembentukan dan diberikan oleh:

$$K = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$$

di mana nilai-nilai aktivitas yang sedemikian rupa sehingga kesetimbangan didirikan. Besarnya K juga diberikan oleh rasio depan untuk konstanta laju penguraian (lihat Topik H5), yang selanjutnya menekankan sifat proses yang dinamis:

$$K = \frac{k_f}{k_r}$$

Dari persamaan ini:

$$\Delta G^\ominus = -RT \ln K$$

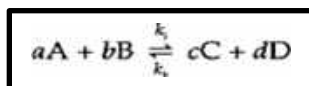
yang memungkinkan standar perubahan energi bebas untuk reaksi pembentukan ini (stoikiometri a, b, c, d). Harus berasal dari konstanta kesetimbangan.

K dalam konsentrasi

Dalam sub bab ini, ai, diberikan oleh:

$$a_i = \frac{\gamma_i c_i}{c^\ominus}$$

mana c_i adalah konsentrasi spesies, i , di mol dm^{-3} , adalah konsentrasi standar 1 mol dm^{-3} dan γ_i adalah koefisien aktivitas spesies. Kegiatan ini karena tergantung pada konsentrasi spesies, tapi ini dimodifikasi oleh γ_i koefisien aktivitas, yang memperhitungkan interaksi (biasanya menarik) antara spesies, yang dapat menstabilkan mereka dengan mengurangi energi bebas mereka. Koefisien aktivitas itu sendiri tergantung pada konsentrasi, pada konsentrasi yang lebih tinggi, spesies yang lebih dekat bersama-sama dan cenderung berinteraksi lebih. Ini adalah komplikasi tambahan ketika menentukan sebuah konstanta kesetimbangan dari konsentrasi reagen dan produk. Dalam banyak kasus komplikasi ini dapat dihindari, seperti untuk molekul netral, baik dalam fase gas dan dalam larutan, kekuatan antarmolekul relatif lemah dan jarak pendek, dan dapat diabaikan sama sekali konsentrasi praktis. Hal ini juga terjadi untuk ion (yang dibebankan spesies kimia) pada konsentrasi larutan rendah (biasanya dari urutan $10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$ dan di bawah), ketika ion cukup dipisahkan dalam larutan yang elektrostatik interaksi antara mereka dapat diabaikan Dengan kondisi tersebut interaksi diabaikan, γ_i dapat diasumsikan kesatuan untuk semua spesies dan dengan menggantikan konsentrasi untuk kegiatan, konstanta kesetimbangan untuk reaksi:



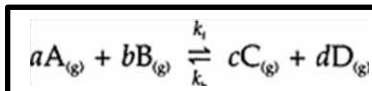
mana c_i adalah konsentrasi spesies i . Dalam kasus umum ini, nilai konstanta kesetimbangan untuk reaksi karena itu hanya ditemukan dengan menggabungkan konsentrasi reaktan dan produk (dalam satuan mol dm^{-3}) pada kesetimbangan, menghasilkan keseimbangan berdimensi konstan. Namun, koefisien aktivitas tidak dapat didekati untuk persatuan untuk ion pada konsentrasi yang lebih tinggi, sebagai kekuatan elektrostatik antara mereka menjadi penting. Dalam kasus umum ini, nilai konstanta kesetimbangan untuk reaksi karena itu hanya ditemukan dengan menggabungkan konsentrasi reaktan dan produk (dalam satuan mol dm^{-3}) pada kesetimbangan, menghasilkan keseimbangan berdimensi konstan. Namun, koefisien aktivitas tidak dapat didekati untuk persatuan untuk ion pada konsentrasi yang lebih tinggi, sebagai kekuatan elektrostatik antara mereka menjadi penting.

Gas, Padat dan Cairan Murni

Ketika reaksi kesetimbangan melibatkan gas, akan lebih mudah untuk mengukur jumlah spesies ini dengan tekanan parsial mereka. Aktivitas gas, i (sering disebut fugasitas nya) diberikan oleh:

$$a_i = \gamma_i \frac{p_i}{p^\ominus} = \frac{p_i}{p^\ominus}$$

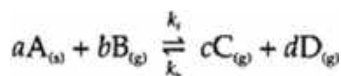
mana p_i adalah tekanan parsial i . pendekatan yang dapat diterapkan sebagai molekul gas netral dan secara luas dipisahkan, yang berarti $\gamma_i \approx 1$ itu. Tekanan standar untuk gas, didefinisikan sebagai 1 atmosfer. Dengan demikian, untuk keseimbangan yang melibatkan gas P^\ominus , seperti:



Konstanta kesetimbangan:

$$K = \left(\frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \right) (p^\ominus)^{(a+b-c-d)}$$

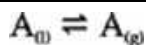
dan, dengan cara yang sama untuk konsentrasi, nilai-nilai tekanan parsial gas pada kesetimbangan (dalam satuan atmosfer) dapat digunakan untuk mendapatkan nilai berdimensi K. Untuk kesetimbangan yang melibatkan gas dan spesies dalam larutan, misalnya kelarutan gas dalam cairan, tekanan parsial dan hal konsentrasi spesies masing-masing, sesuai, dikombinasikan untuk menghasilkan keseimbangan ekspresi konstan. Ketika padat murni atau cairan murni hadir dalam keseimbangan, seperti:



itu jelas berarti berbicara dari variasi konsentrasi dalam zat murni seperti A. Untuk zat ini kegiatan kesatuan dalam semua kondisi. Ini sama dengan mengabaikan padatan murni dan cairan ketika menyusun ekspresi keseimbangan, sehingga tidak ada istilah (aktivitas, orang, konsentrasi, c, atau tekanan, p, yang sesuai) karena spesies ini hadir, yang dalam contoh di atas memberikan:

$$K = \left(\frac{p_C^c p_D^d}{p_B^b} \right) (p^\ominus)^{(b-c-d)}$$

Keseimbangan juga dapat terjadi antara spesies yang sama dalam dua bentuk yang berbeda misalnya padat dan cair, cair dan gas. Ini adalah transisi fisik atau transisi di negara bagian sistem. Untuk keseimbangan antara cairan A dan gas A (penguapan dan kondensasi A):



Konstanta kesetimbangan diberikan oleh ekspresi:

$$K = \frac{p_A}{p^\ominus}$$

karena A adalah cairan murni. Dengan demikian tekanan uap gas, p_A (dalam atmosfer), memberikan nilai konstanta kesetimbangan langsung. Ini juga kasus untuk sistem yang menyublim (berubah langsung dari padat murni untuk gas). Untuk sistem di mana spesies larut dalam dua fasa cair bercampur, yaitu dimana A partisi antara cair 1 (11) dan cair 2 (12), konstanta kesetimbangan untuk proses partisi adalah:

$$K = \frac{a_{A,12}}{a_{A,11}} \approx \frac{c_{A,12}}{c_{A,11}}$$

di mana $c_{A,12}$ dan $c_{A,11}$ adalah konsentrasi A dalam cairan 12 dan 11 masing-masing jika $\gamma_{A,11} = \gamma_{A,12}$. konstanta kesetimbangan ini disebut koefisien partisi.

Data Termodinamika K

Mengingat bahwa (lihat Modul C3):

$$\Delta G^\ominus = \Delta H^\ominus - T\Delta S^\ominus = -RT \ln K$$

kemudian nilai-nilai ΔS^\ominus dapat ditentukan pada setiap T jika ΔH^\ominus .

Dapat digabungkan menjadi :

$$\ln K = \frac{-\Delta G^\ominus}{RT} = \frac{\Delta S^\ominus}{R} - \frac{\Delta H^\ominus}{RT}$$

Dan untuk perubahan kecil dalam suhu, dT , dapat diasumsikan independen T. Oleh karena itu pada tekanan konstan:

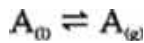
$$\left(\frac{d \ln K}{dT} \right) = \frac{\Delta H^\ominus}{RT^2}$$

Persamaan ini disebut persamaan Hoff van't dan memungkinkan ΔH^\ominus diukur pada suhu apa pun, T. Hal ini dilakukan dengan menggunakan perubahan kecil dalam konsentrasi dan tekanan dari spesies dalam kesetimbangan untuk menghitung perubahan kecil dalam LNK, $d \ln K$, ketika T diubah oleh sejumlah

kecil dT dari T ke $(T + dT)$. Pada umumnya, ΔS° dan ΔH° menunjukkan sedikit variasi pada rentang temperatur yang lebih luas. Dalam hal ini persamaan:

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

dapat digunakan untuk menentukan ΔH° , di mana K_{T_1} dan K_{T_2} adalah konstanta kesetimbangan diukur pada dua suhu, T_1 dan T_2 masing-masing, dalam rentang ini. Sebuah contoh khusus dari persamaan ini adalah keseimbangan yang dihasilkan oleh transisi fisik spesies dari cair ke gas (penguapan) dan reaksi balik, di mana gas menjadi cair (kondensasi):



Pada kasus ini:

$$K = \frac{p_A}{p^\ominus}$$

dan pada kasus lainnya:

$$\left(\frac{d \ln \left(\frac{p}{p^\ominus} \right)}{dT} \right) = \frac{\Delta H_{\text{vap}}^\ominus}{RT^2}$$

Dimana $\Delta H_{\text{vap}}^\ominus$ adalah entalpi standar penguapan A. Ekspresi ini disebut persamaan Clausius-Clapeyron. Setara ekspresi untuk berbagai temperatur di mana $\Delta H_{\text{vap}}^\ominus$ dapat diasumsikan konstan:

$$\ln \left(\frac{p_1}{p_2} \right) = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}^\ominus}{R} \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

yang memungkinkan $\Delta H_{\text{vap}}^\ominus$ akan ditentukan dari dua pengukuran uap gas tekanan, p_1 dan p_2 , masing-masing pada T_1 suhu masing-masing dan T_2 .

Menanggapi Perubahan

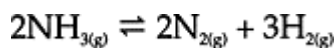
Untuk reaksi umum $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ pada kesetimbangan, $\Delta G = 0$ dan:

$$K = \left(\frac{c_C^c c_D^d}{c_A^a c_B^b} \right) (c^\ominus)^{(a+b-c-d)}$$

Namun, ketika spesies di sisi kiri (LHS) dari persamaan, misalnya A, ditambahkan sehingga cA meningkat, ini menghilangkan kondisi ekuilibrium, mengurangi reaksi quotient Q dan karenanya membuat AG negatif. Reaksi pembentukan menjadi spontan dan mendominasi reaksi penguraian, dan spesies di LHS dari persamaan (A, B) yang dikonsumsi untuk menghasilkan lebih pada RHS (C, D). Ini terus berlanjut sampai posisi keseimbangan baru tercapai, dimana persamaan $AG = 0$ dan karenanya:

$$\Delta G^\ominus = -RT \ln K$$

Berlaku dan konsentrasi yang lagi terkait dengan kesetimbangan ekspresi konstan di atas dan nilai K tetap tidak berubah. Sebaliknya, jika C atau D ditambahkan, ini lagi perturbs keseimbangan, Q meningkat, AG menjadi positif dan reaksi penguraian lebih difavoritkan daripada reaksi pembentukan. Keseimbangan lagi kembali didirikan dengan konsumsi C, D dan produksi A, B sampai konsentrasi terkait dengan persamaan untuk K di atas, dengan nilai K yang tersisa tidak berubah. Sebuah gangguan lebih lanjut untuk sistem dapat meningkatkan tekanan keseluruhan sistem yang melibatkan gas. Sebagai contoh, untuk:



konstanta kesetimbangan untuk reaksi seperti yang tertulis diberikan oleh:

$$K = \frac{p_{\text{N}_2}^2 p_{\text{H}_2}^3}{p_{\text{NH}_3}^2 (p^\ominus)^3}$$

Meningkatkan tekanan keseluruhan menyebabkan peningkatan semua tekanan parsial. Sebagai konstanta kesetimbangan melibatkan lebih mol gas pada RHS dari persamaan daripada LHS, keseimbangan hilang dan hasil bagi reaksi, Q , menjadi lebih besar dari K . Dari persamaan:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

ΔG menjadi positif, reaksi penguraian menjadi spontan dan N_2 dan H_2 bereaksi membentuk NH_3 sampai tekanan parsial lagi terkait dengan keseimbangan ekspresi konstanta yang diberikan di atas. Sebaliknya, jika lebih mol gas hadir keseluruhan pada LHS dari keseimbangan dibandingkan dengan RHS, Q akan menurun ketika tekanan secara keseluruhan meningkat, ΔG akan menjadi negatif, reaksi pembentukan akan menjadi spontan dan akan terjadi, mengurangi jumlah gas dalam sistem. Equilibrium akan lagi akan didirikan kembali ketika keseimbangan tekanan parsial yang terkait dengan keseimbangan ekspresi konstan, dengan penurunan secara keseluruhan dalam tekanan. Sistem ini juga dapat terganggu oleh perubahan suhu daripada konsentrasi.

$$\left(\frac{d \ln K}{dT}\right) = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2}$$

Sehingga jika ΔH° , Perubahan entalpi dari reaksi pembentukan yang endotermik peningkatan suhu, T , sistem akan meningkatkan nilai konstanta kesetimbangan K . Kondisi ekuilibrium karena itu akan hilang dan hasil bagi yang ada reaksi, Q (nilai kesetimbangan tua konstan, K) akan kurang dari keseimbangan ini konstan baru, dan ΔG untuk reaksi pembentukan akan negatif. Ini berarti bahwa C , D akan diproduksi dengan mengorbankan A , B sampai kesetimbangan

kembali didirikan. Ini akan menjadi proses endotermik, dengan panas yang diambil dari sistem selama reaksi, mengurangi kenaikan suhu awal. Sebaliknya, jika reaksi pembentukan yang eksotermis, meningkatkan T akan menurunkan nilai K, membuat? G positif untuk reaksi pembentukan (reaksi balik spontan) dan A, B akan diproduksi dengan mengorbankan C, D sampai kesetimbangan kembali didirikan dengan konsentrasi terkait dengan nilai konstanta kesetimbangan baru. Sekali lagi proses ini akan endotermik, dan panas akan diambil selama reaksi, yang lagi-lagi akan mengurangi kenaikan suhu awal. Ini semua adalah contoh dari Le Chatelier Prinsip, yang menyatakan bahwa:

'Ketika sistem pada kesetimbangan dikenakan gangguan, komposisi menyesuaikan untuk meminimalkan efek dari gangguan yang terjadi.'

Jadi, ketika spesies kimia yang merupakan bagian dari reaksi kesetimbangan ditambahkan ke sistem pada kesetimbangan, reaksi terjadi untuk menghapus spesies itu. Juga ketika tekanan total sistem yang melibatkan gas pada kesetimbangan meningkat, sistem akan menyesuaikan untuk mengurangi jumlah total mol gas dan peningkatan tekanan ini.

c. Rangkuman

1. Konstanta kesetimbangan digunakan untuk menentukan rasio konsentrasi pada kesetimbangan untuk reaksi pada suhu tertentu. Secara umum, kami menggunakan simbol K atau K_c .
2. Ketika komponen reaksi adalah gas, kita juga dapat menyatakan jumlah bahan kimia tersebut pada kesetimbangan dalam hal tekanan parsialnya. Ketika konstanta kesetimbangan

ditulis dengan gas-gas dalam bentuk tekanan parsial, konstanta kesetimbangan ditulis sebagai simbol K_p .

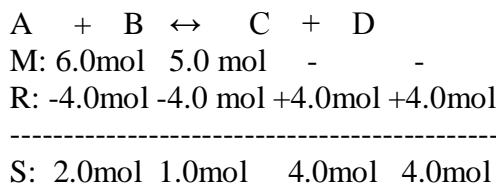
3. Besarnya ΔG° untuk suatu reaksi memberi tahu kita seberapa jauh keadaan standar dari keseimbangan. Semakin besar nilai ΔG° , semakin jauh reaksi harus menuju dari kondisi standar ke keseimbangan.
4. Potensi sel elektrokimia adalah ukuran seberapa jauh reaksi reduksi oksidasi dari kesetimbangan. Persamaan Nernst menggambarkan hubungan antara potensial sel setiap saat dan potensial sel keadaan standar: $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln K$
5. Hubungan konstanta keseimbangan, K , dan hubungannya dengan energi Gibb, G , entropi S pada suhu T : $\Delta G^\circ_f = - RT \ln K$

d. Latihan

1. Untuk reaksi: $A + B \leftrightarrow C + D$

6,0 mol A dan 5,0 mol B dicampur bersama dalam wadah yang sesuai. Ketika keseimbangan tercapai, 4,0 mol C dihasilkan. Konstanta kesetimbangan untuk reaksi ini adalah...

Pembahasan:



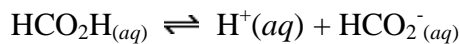
$$K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{[4.0][4.0]}{[2.0][1.0]} = 8.0$$

2. Gunakan data formasi energi bebas keadaan standar untuk menghitung konstanta kesetimbangan disosiasi asam (K_a) pada asam format:

Komponen	ΔG_f° (kJ/mol)
$\text{HCO}_2\text{H}_{(aq)}$	-372
$\text{H}^+_{(aq)}$	0.00
$\text{HCO}_2^-_{(aq)}$	-351.0

Pembahasan:

Kita dapat menghitung nilai ΔG_f° untuk reaksi ini:



$$\Delta G_f^\circ = \sum G_f^\circ (\text{produk}) - \sum G_f^\circ (\text{reaktan})$$

$$\Delta G_f^\circ = [1 \times 0,0 + 1 \times -351,0] - [1 \times -372,3]$$

$$\Delta G_f^\circ = 21,3 \text{ Kj}$$

Kita beralih ke hubungan antara ΔG_f° dan konstanta kesetimbangan reaksi:

$$\Delta G_f^\circ = -RT \ln K \rightarrow \ln K = \Delta G_f^\circ / (RT)$$

$$\ln K = -21.300 \text{ Jmol}^{-1} / (0.082 \times 298) \rightarrow \ln K = -8.60$$

Mengganti nilai ΔG_f° , R, dan T yang diketahui ke dalam persamaan ini memberikan hasil sebagai berikut:

$$K = e^{-8.60} = 1.8 \times 10^{-4}$$

Kita sekarang dapat menghitung nilai konstanta kesetimbangan:

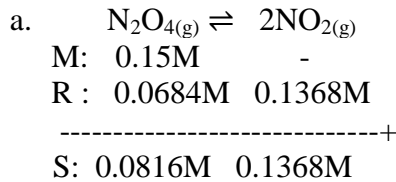
$$K = e^{-8.60} = 1,8 \times 10^{-4}$$

Nilai K_a yang diperoleh dari perhitungan ini sesuai dengan nilai tabel untuk asam format, dalam kesalahan eksperimental.

3. Hitung K dan K_p untuk tiap reaksi:

- a. $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$
 pada suhu $-40^\circ C$, sampel N_2O_4 0,15M terdekomposisi 0,456%.
- b. $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$
 keseimbangan tercapai pada 227 C dalam bejana reaksi 15,5 L dengan tekanan total $6,71 \times 10^2$ atm. Ditemukan 37,8g gas hidrogen, 457,7 g karbon monoksida, dan 7193g metanol.

Pembahasan:



$\alpha = R/M \rightarrow R = \alpha \times M$

$R = 0.456\% \times 0.15M = 0.0816M$

$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{[0.1368]^2}{[0.0816]} = 0,230$

$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \rightarrow \Delta n = 2 - 1 = 1$

$K_p = 0,230 (0.082 \times 233K)^1 \rightarrow K_p = 0.395$

b. Mol (n) = gram/Mr

$n_{CO} = 457.7 \text{gr} / 28 = 16.35 \text{mol}$

$n_{CH_3OH} = 7193 \text{gr} / 32 = 224.78 \text{mol}$

$n_{H_2} = 37.8 \text{gr} / 2 = 18.90 \text{mol}$

$n_{total} = (16.35 + 224.78 + 18.90) \text{mol}$

$n_{total} = 260 \text{ mol}$

$P_{total} = 671 \text{ atm}$

$p_{CO} = \frac{n_{CO}}{n_{total}} P_{total}$

$p_{CO} = (16.35 / 260) \times 671 \text{ atm}$

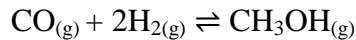
$$p_{\text{CO}} = 42.2 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CH}_3\text{OH}} = (224.78/260) \times 617 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CH}_3\text{OH}} = 533.42 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = (18.90/260) \times 617 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = 44.85 \text{ atm}$$



$$K_p = \frac{[p_{\text{CH}_3\text{OH}}]}{[p_{\text{H}_2}][p_{\text{CO}_2}]^2} = \frac{(533.42)}{(42.20)(44.85)^2}$$

$$\underline{K_p = 0.0063}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \rightarrow \Delta n = 1 - 3 = -2$$

$$K_c = K_p (RT)^2$$

$$K_c = 0.0063 (0.082 \times 500 \text{ K})$$

$$\underline{K_c = 2.583}$$

4. Konstanta kesetimbangan untuk reaksi pada 298 K,
 $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+$
 adalah $1,74 \times 10^5$. Hitung nilai ΔH° reaksi tersebut!

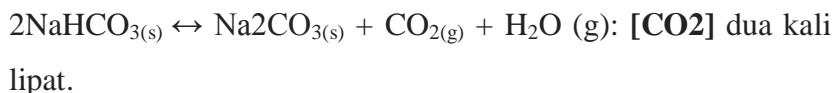
Pembahasan:

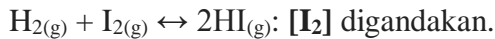
$$\Delta H^\circ = -RT \ln K$$

$$\Delta H^\circ = -(0.082 \times 298) \ln 1,74 \times 10^5$$

$$\Delta H^\circ = 27.2 \text{ kJmol}^{-1}$$

5. Tulis ekspresi konstanta kesetimbangan untuk setiap sistem reaksi. Dengan adanya perubahan yang ditunjukkan, bagaimana konsentrasi spesies dalam huruf tebal dapat berubah jika sistem ingin mempertahankan keseimbangan?



**Pembahasan:**

- a. $K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}] \rightarrow$ menggandakan $[\text{CO}_2]$ akan membutuhkan penurunan $[\text{H}_2]$ dengan faktor $2\sqrt{4} \cong 1.189$.
- b. $K_c = \frac{[\text{NF}_2]^2}{[\text{N}_2\text{H}_4]} \rightarrow$ dibagi dua, $[\text{NF}_2]$ juga harus dibagi dua
- c. $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \rightarrow$ digandakan, $[\text{I}_2]$ dikalikan, $22/3 \cong 1.587$

e. Lembar Kerja**Search!**

Cari informasi sebanyak mungkin terkait penyakit yang timbul akibat gangguan kesetimbangan kimia dalam tubuh manusia!

f. Evaluasi Pembelajaran

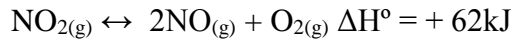
- 0,60 mol Br_2 dan 0,60 mol Cl_2 ditempatkan dalam labu 1,00 L dan dibiarkan mencapai kesetimbangan. (Tidak ada BrCl pada awalnya.) Setelah mencapai kesetimbangan, labu ditemukan mengandung 0,28 mol BrCl . Berapa nilai K untuk reaksi ini?
- Dua reaksi berikut dilakukan pada 823 K:

$\text{CoO}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Co}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ dengan $K = 67$

$\text{CoO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Co}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ dengan $K = 490$

 - Tuliskan ekspresi kesetimbangan untuk setiap reaksi.
 - Hitung tekanan parsial kedua komponen gas pada kesetimbangan dalam setiap reaksi jika bejana reaksi 1,00 L awalnya mengandung 0,316 mol H_2 atau CO ditambah 0,500 mol CoO .
 - Dengan menggunakan informasi yang disediakan, hitung K_p untuk reaksi berikut: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

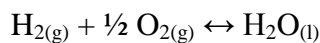
- d. Jelaskan bentuk grafik [reaktan] versus [produk] ketika jumlah CoO berubah.
3. Pengenceran dari IO^{-4} menghasilkan reaksi berikut:
- $$\text{IO}^{-4}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_4\text{IO}^{-6}_{(\text{aq})}$$
- dengan $K = 3,5 \times 10^{-2}$. Jika Anda mulai dengan 50 mL larutan 0,896M dari IO^{-4} yang diencerkan hingga 250 mL dengan air, berapa mol H_4IO^{-6} terbentuk pada kesetimbangan?
4. Hidrogen iodida (HI) disintesis melalui $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$, di mana $K_p = 54,5$ pada 425°C . Diberikan sebuah kapal 2,0 L yang mengandung $1,12 \times 10^{-2}$ mol H_2 dan $1,8 \times 10^{-3}$ mol I_2 pada kesetimbangan, berapakah konsentrasi HI? Kelebihan hidrogen ditambahkan ke kapal sehingga kapal sekarang mengandung $3,64 \times 10^{-1}$ mol H_2 . Hitung Q dan kemudian prediksi arah reaksi akan dilanjutkan. Apa konsentrasi keseimbangan baru?
5. Ketika 1,00 mol A dan 0,800 mol B ditempatkan dalam wadah 2,00 L dan dibiarkan mencapai kesetimbangan, campuran yang dihasilkan ditemukan 0,20M dalam D. Berapa nilai K pada kesetimbangan?
6. Untuk reaksi berikut, tuliskan bagaimana masing-masing perubahan akan mempengaruhi jumlah yang ditunjukkan, dengan anggapan sebuah wadah sebesar ukuran tetap. Tulis "tambah", "kurangi", atau "tidak ada perubahan". (Atau gunakan panah "atas" untuk menunjukkan "naik", dan "turun" panah untuk menunjukkan "penurunan".) (Untuk bahan kimia yang ditambahkan, tulis bagaimana itu akan merespons SETELAH penambahan.)



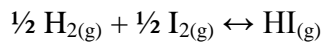
7. Tuliskan seluruh kemungkinan usaha yang dapat dilakukan untuk memaksimalkan produksi amoniak berdasarkan reaksi berikut ini:



8. Hitung entropi standar pembentukan H₂O (l), energi formasi Gibb standarnya, dan konstanta kesetimbangan K untuk reaksi:



9. Hitung energi pembentukan Gibb standar HI,



dan konstanta kesetimbangan K untuk reaksi di atas!

10. Pada 375 K, K_p untuk reaksi $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$ adalah 2,4, dengan tekanan dinyatakan dalam atmosfer. Pada 303 K, K_p adalah $2,9 \times 10^{-2}$.

- Berapakah K untuk reaksi pada setiap suhu?
- Jika sampel pada 375 K memiliki 0,100 M Cl₂ dan 0,200M SO₂ pada kesetimbangan, berapakah konsentrasi SO₂Cl₂?
- Jika sampel yang diberikan pada bagian b didinginkan hingga 303 K, apa tekanan di dalam bohlam?

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi pengantar kesetimbangan memperoleh nilai tertinggi pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

E2

ASAM BASA

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Asam

Basa:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar asam basa
- ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah di lingkungan sekitar yang terkait asam basa.

b. Materi Pembelajaran

Teori Bronsted
Lowry

Suatu asam Brønsted adalah donor proton, sementara basa Brønsted adalah akseptor proton. Reaksi asam-basa melibatkan pertukaran proton antara asam dan basa. Asam bereaksi dengan air untuk menghasilkan ion hidronium, H_3O^+ , dan basa konjugasi. Sebuah basa bereaksi dengan air untuk menghasilkan ion hidroksida, OH^- , dan asam konjugasi. Air dapat bertindak sebagai asam dan basa. Air murni mengandung kedua hidronium dan ion hidroksida, dan dirumuskan sebagai:

Konstanta
Kesetimbangan

$$K_w = a_{\text{H}_3\text{O}^+} a_{\text{OH}^-} = 1.00 \times 10^{-14} \text{ at } 25^\circ\text{C}$$

di mana K_w adalah konstan autoprotolysis air. Persamaan ini tidak hanya berlaku untuk air murni, tetapi berkaitan kegiatan hidronium dan ion hidroksida dalam semua larutan air.

Skala pH

Skala pH digunakan untuk menentukan keasaman larutan berair, di mana:

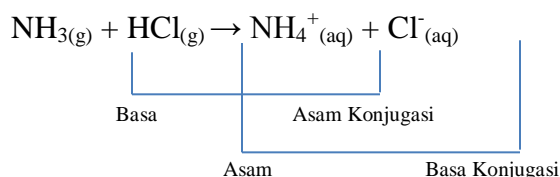
$$\text{pH} = -\log_{10} a_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

Ketika $\text{pH} = 7$, solusinya adalah netral. Ketika $\text{pH} > 7$ larutan memiliki kelebihan ion hidroksida dan dasar.

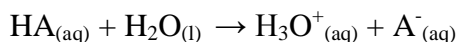
Topik-topik yang berkaitan: Dasar-dasar kesetimbangan

Teori Brønsted-Lowry

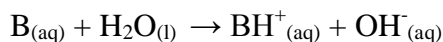
Dalam teori Brønsted-Lowry, asam adalah donor proton (H^+) dan basa adalah akseptor proton (H^+). Contoh asam adalah HCl , CH_3COOH , H_3O^+ dan H_2O . Contoh basa adalah NH_3 , CH_3COO^- , H_2O dan OH^- . Berdasarkan pengelompokan tersebut, H_2O dapat bertindak baik sebagai asam atau basa (Amfoter atau Amfiprotik).



Definisi ini berlaku dalam semua kondisi, tetapi sistem asam-basa yang paling penting menggunakan air sebagai pelarut. Dalam hal ini, kesetimbangan ditetapkan dalam air, yang untuk HA (asam umum) adalah:



Untuk basa adalah:

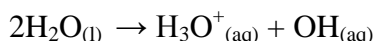


Dalam kesetimbangan pertama, molekul H_2O bertindak sebagai dasar, menerima proton dan membentuk ion hidronium, H_3O^+ , yang merupakan bentuk terhidrasi dari proton dalam larutan. Dalam kedua, molekul H_2O bertindak sebagai asam dan membentuk ion hidroksida, OH^- . Dasar yang dihasilkan dari transfer proton dari asam disebut basa konjugat dari asam. Oleh karena itu, A^- adalah basa konjugat dari HA dan OH^- adalah basa konjugat dari H_2O . Demikian pula, asam yang dihasilkan dari penerimaan proton dengan dasar disebut asam konjugasi dari

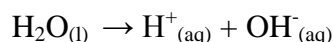
basa. Ini berarti bahwa BH^+ adalah asam konjugasi dari B dan H_3O^+ adalah asam konjugasi dari H_2O .

Konstanta Kesetimbangan Air

Karena air dapat bertindak sebagai asam dan basa, murni air itu sendiri mengionisasi ke hidronium dan hidroksida ion dalam keseimbangan autoprotolysis:



Ion hidronium, H_3O^+ , sering (tidak akurat) direpresentasikan sebagai proton, H^+ , tapi ini hanya setara dengan menghapus H_2O dari kedua sisi persamaan dinyatakan:



dan $\text{H}^+_{(aq)}$ dan $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ harus dianggap setara. Ini adalah keseimbangan dinamis, yang berarti bahwa proton terus dipertukarkan antara molekul air tetangga. Tetapan kesetimbangan (konstan autoprotolysis atau disosiasi air konstan) diberikan oleh:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

karena air adalah cairan murni dan memiliki aktivitas kesatuan. Bahkan, persamaan ini tidak hanya berlaku untuk air murni, tetapi berkaitan kegiatan hidronium dan hidroksida ion dalam semua larutan air. Nilai kesetimbangan ini konstan $1,00 \times 10^{-14}$ pada 298 K (25°C). Ini berarti bahwa untuk air murni, konsentrasi masing-masing ion cukup kecil yang koefisien aktivitas mereka dapat didekati untuk 1 dan dari persamaan ini dapat dihitung bahwa dalam air murni konsentrasi H_3O^+ dan OH^- keduanya sama dan $1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ pada 298 K.

Skala pH

Persamaan:

$$pK_w = 14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

diperoleh dengan mengambil logaritma negatif ke dasar 10 dari persamaan autoprotolysis, di mana:

$$pK_w = -\log_{10}K_w \quad \text{pH} = -\log_{10}a_{H_3O^+} \quad \text{pOH} = -\log_{10}a_{OH^-}$$

Dalam pX umum menunjukkan $-\log_{10}$ dari setiap variabel yang diberikan, X, sehingga peningkatan hasil X dalam penurunan pX. Persamaan ini berlaku di semua larutan air, dan memungkinkan definisi dari skala pH untuk keasaman air. Dari pH suatu larutan, pOH selalu dapat ditemukan dari persamaan ini, dan keseimbangan istilah-istilah ini menentukan keasaman air. Misalnya, ketika $\text{pH} = 7$, maka $\text{pOH} = 7$ dan larutan air netral, sebagai kegiatan dari kedua H_3O^+ dan OH^- yang sama pada 10^{-7} . Ketika $\text{pH} < 7$ dan $\text{pOH} > 7$, solusi memiliki kelebihan H_3O^+ dan digambarkan sebagai larutan asam. Ketika $\text{pH} > 7$ dan $\text{pOH} < 7$, solusi memiliki kelebihan OH^- dan digambarkan sebagai solusi dasar. Harus diingat bahwa peningkatan satu unit pH sesuai dengan penurunan sepuluh kali lipat dalam aktivitas ion hidronium dan peningkatan sepuluh kali lipat dalam aktivitas ion hidroksida. Dalam hal konsentrasi (lihat Topik E1, G1 dan G2):

$$\text{pH} = -\log_{10} \left(\frac{c_{H_3O^+}}{c^\ominus} \right) - \log_{10} \gamma_{H_3O^+}$$

$$\text{and pOH} = -\log_{10} \left(\frac{c_{OH^-}}{c^\ominus} \right) - \log_{10} \gamma_{OH^-}$$

di mana γ_i adalah koefisien aktivitas spesies i . Seringkali, pada kekuatan ionik rendah, istilah $\log_{10}\gamma$ yang cukup kecil untuk memungkinkan perkiraan yang wajar dari konsentrasi hidronium dan hidroksida ion dari nilai pH:

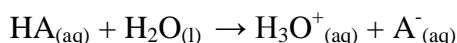
$$\text{pH} \approx -\log_{10} \left(\frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c^\ominus} \right)$$

$$\text{pH} = -\log_{10} \left(\frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c^\ominus} \right) - \log_{10} \gamma_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{and pOH} = 14.00 - \text{pH} \approx -\log_{10} \left(\frac{c_{\text{OH}^-}}{c^\ominus} \right)$$

Konstanta Keasaman

Transfer proton kesetimbangan umum antara asam, HA, dan air.



memiliki konstanta kesetimbangan yang disebut keasaman konstan atau disosiasi asam konstan, K_a , diberikan oleh:

$$K_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} a_{\text{A}^-}}{a_{\text{HA}}}$$

Semakin kecil nilai pKa (atau sebagai $\text{pKa} = -\log_{10} K_a$, semakin besar nilai K_a) lebih lanjut posisi kesetimbangan adalah menuju sisi kanan dan lebih asam dipisahkan. Jadi pKa adalah ukuran dari kekuatan asam, atau kemampuan asam untuk menyumbangkan proton dan kuat asam, semakin kecil nilainya

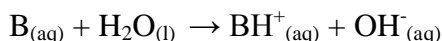
dari pKa. Dengan mengambil logaritma dari keduanya, dan disusun menjadi:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log_{10} \left(\frac{a_{A^-}}{a_{\text{HA}}} \right)$$

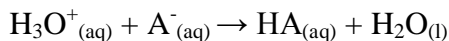
yang merupakan persamaan Henderson-Hasselbach (lihat Topik F1).

Dari persamaan ini, pKa adalah pH di mana aktivitas asam, HA, dan basa konjugasinya, A⁻, adalah sama, ketika istilah logaritmik menjadi sama dengan nol.

konstanta disosiasi dasar atau konstanta kebasaaan, Kb, juga dapat digunakan untuk kesetimbangan dasar. Dasar disosiasi konstan adalah konstanta kesetimbangan untuk reaksi umum:



Yang setara dengan:



sebagai dasar konjugat dari asam, A⁻, adalah basa, B, dan begitu B \equiv A⁻. Ini berarti bahwa sejak asam konjugasi dari basa, B, adalah asam dan BH + \equiv HA simbol-simbol ini dapat digunakan secara bergantian. Basa disosiasi konstan diberikan oleh persamaan (lihat E1)

$$K_b = \frac{a_{\text{BH}^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{B}}}$$

Dengan analogi dengan Ka, semakin besar besarnya Kb (dan lebih kecil ukuran pKb), semakin besar kekuatan dasar, atau kemampuan dasar untuk menerima proton. Dasar disosiasi konstan dasar apapun (B \equiv A⁻) hanya dapat dihitung dari Ka untuk asam konjugasinya (HA \equiv BH⁺) menggunakan hubungan Ka x Kb

= K_w atau $pK_a + pK_b = PK_w = 14.00$. Ini berarti bahwa tabulasi kedua nilai pK_a untuk asam dan nilai-nilai pK_b untuk basa konjugasi mereka tidak perlu dan sering hanya nilai-nilai pK_a untuk berbagai asam diberikan. Juga dari hubungan ini, jelas bahwa sebagai kekuatan asam meningkat, kekuatan dasar basa konjugasinya menurun, dan sebagai kekuatan dasar meningkat, kekuatan asam dari asam konjugasinya menurun. Ini berarti bahwa sebagai HCl adalah asam kuat, Cl^- adalah basa yang sangat lemah.

Dengan analogi, hubungan:

$$pOH = pK_b + \log_{10} (a_B/a_{BH^+})$$

dapat diturunkan dari persamaan di atas untuk keseimbangan basa disosiasi, yang berarti bahwa $pOH = pK_b$ saat kegiatan dasar dan asam konjugatnya adalah sama.

Larutan Garam

Konstanta keasaman menyediakan cara mudah memprediksi apakah solusi terbentuk dari melarutkan garam akan asam atau basa. Solusi ini umumnya terdiri dari asam (ion positif atau kation) dan basa (ion negatif atau anion). PH larutan yang dihasilkan akan ditentukan oleh kekuatan relatif dari asam dan basa, dengan mendominasi terkuat. Misalnya, amonium hidroksida terdiri dari asam yang relatif lemah NH_4^+ dan basa kuat (OH^-) dan disosiasi:



solusi akan menjadi dasar, seperti kemampuan proton menerima ion hidroksida (yang diukur dengan nilai pK_b sangat kecil) akan

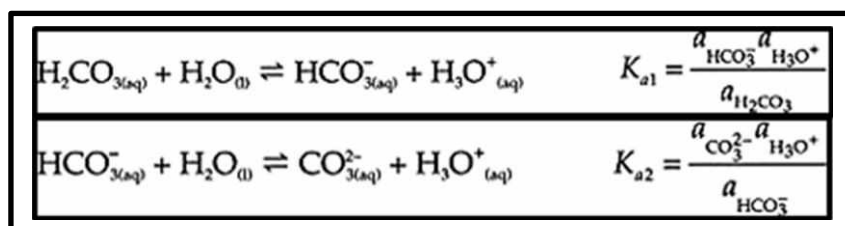
mendominasi kemampuan proton menyumbangkan ion amonium (yang diukur dengan nilai pKa relatif besar). Ini berarti bahwa secara keseluruhan, ion hidroksida lebih akan hadir dari ion hidronium dalam larutan. Sebaliknya, larutan amonium klorida akan asam, karena pada disosiasi:



ion amonium memiliki kekuatan yang lebih besar sebagai asam dari ion klorida memiliki sebagai dasar dan ion hidronium lebih akan hadir dalam larutan.

Asam Basa Poliprotik

Suatu asam poliprotik adalah asam yang dapat menyumbangkan lebih dari satu proton. Contohnya adalah asam karbonat, H_2CO_3 . Serangkaian kesetimbangan disosiasi asam bertahap ditetapkan dalam sistem ini, yang masing-masing melibatkan sumbangan satu proton. Untuk asam karbonat, ini adalah:



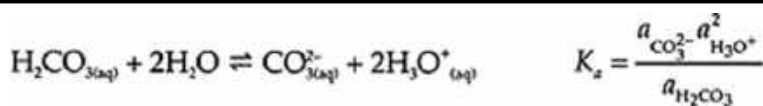
Umumnya, konstanta disosiasi asam bertahap dilambangkan KAX seperti yang ditunjukkan, di mana proton xth dihapus dari asam poliprotik di setiap ekuilibrium. $KAX > K_a (x + 1)$ dan karenanya $\text{pKax} < \text{pKa} (x + 1)$, yang berarti kekuatan

asam menurun untuk setiap deprotonasi berturut-turut. Hal ini disebabkan biaya meningkat negatif pada asam setelah setiap deprotonasi, yang elektrostatis menarik proton tersisa (s) dan menurunkan nya kecenderungan (mereka) untuk disumbangkan. Pada 25 ° C untuk asam karbonat, pKa1 = 6.37 dan pKa2 = 10,25, sedangkan untuk asam fosfat, pKa1 = 2.12, pKa2 = 7.21 dan pka3 = 12,67.

Umumnya, nilai-nilai pKax yang cukup luas dipisahkan (oleh lebih dari 2 unit) bahwa setiap transfer proton dapat dianggap terjadi secara independen dan berurutan, hubungannya:

$$pH = pK_{ax} + \log_{10} (a_{A^-} / a_{HA})$$

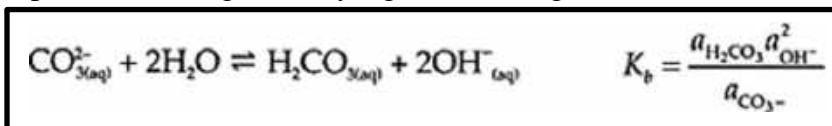
Oleh karena itu dapat diterapkan untuk setiap disosiasi bertahap, dengan dan Aha menjadi kegiatan basa konjugat dan asam dalam keseimbangan disosiasi xth. Konsekuensinya adalah bahwa ketika pH larutan berada pada atau dekat pKax, sering dapat diasumsikan bahwa hanya xth tunggal keseimbangan proton disosiasi terjadi. Disosiasi konstan acid untuk keseimbangan sumbangan multiproton keseluruhan, jika diperlukan, hanya diberikan oleh produk dari konstanta disosiasi asam bertahap, misalnya:



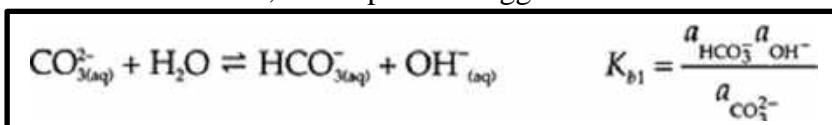
$K_a = K_{a1} \times K_{a2}$ atau lebih umum:

$$K_a = \pi_x \times K_{ax}$$

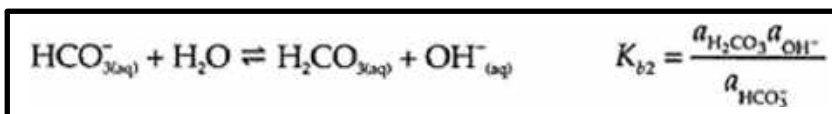
Pernyataan yang sama berlaku untuk basa poliprotik, yang dapat diobati dengan cara yang sama. Sebagai contoh, untuk:



yang merupakan basa konjugasi reaksi disosiasi multiproton untuk asam karbonat, reaksi proton tunggal adalah:



dan



Seperti asam poliprotik, $K_b = K_{b1} \times K_{b2}$ atau lebih umum:

$$K_a = \pi_x \times K_{ax}$$

Dan KBX nilai-nilai biasanya cukup luas dipisahkan bahwa mereka dapat dianggap sebagai serangkaian reaksi proton tunggal yang berbeda, dengan:

$$\text{pOH} = \text{p}K_{bx} + \log_{10} \left(\frac{a_{\text{BH}^+}}{a_{\text{B}}} \right)$$

di mana a_{B} adalah kegiatan dari asam konjugat dan basa masing-masing dalam keseimbangan basa disosiasi xth. Ini juga berarti bahwa $K_{ax} \times K_{bx} = K_w$ untuk xth tunggal keseimbangan proton disosiasi.

c. Rangkuman

1. Arrhenius mendefinisikan asam sebagai zat yang meningkatkan konsentrasi ion hidronium (H_3O^+) dalam larutan dan basa sebagai zat yang meningkatkan konsentrasi ion hidroksida (OH^-) dalam larutan. Namun, definisi ini hanya berlaku untuk larutan air (dalam air).
2. Bronsted-Lowry jauh lebih luas mendefinisikan asam sebagai zat yang menyumbangkan proton (H^+) dan basa adalah zat yang menerima proton.
3. Pada reaksi berbeda, zat tertentu dapat bertindak sebagai asam dan basa. Zat-zat ini adalah zat amfoter. Zat amfiprotik adalah zat amfoter yang merupakan asam dan basa Bronsted-Lowry. Air bersifat amfoter dan amfoterrotik.
4. Pasangan asam-basa konjugat mengacu pada dua senyawa (satu reaktan dan satu produk) yang hanya berbeda oleh ion hidrogen (H^+) dan muatan +1.
5. K_a dan K_b adalah konstanta kesetimbangan untuk reaksi asam atau basa dengan air. K_a atau K_b besar berarti asam atau basa kuat. K_a atau K_b kecil berarti asam atau basa lemah.
6. Dua aplikasi penting dari asam dan basa adalah di industri chloralkali, dan dalam produk rambut termasuk aplikasi pengeritingan permanen, pengurai rambut, dan pewarna rambut.

d. Latihan

1. Suatu asam propionat dan asam sulfat menghasilkan warna yang sama bila ditetesi dengan indikator universal. Bila

konsentrasi asam propionat yang dianalisis sebesar 0,2 M dan pH asam sulfat sebesar $3-2\log 3$, tentukan harga tetapan kesetimbangan asam propionate!

Pembahasan:

Bila dua atau lebih asam memberi warna indikator yang sama, maka dapat disimpulkan bahwa asam tersebut memiliki pH yang sama.

$$\text{pH } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} = \text{pH } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$[\text{H}^+] \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} = [\text{H}^+] \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\rightarrow [\text{H}^+] \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} = \sqrt{K_a \times M} \text{ (Asam Lemah)}$$

$$\rightarrow [\text{H}^+] \text{H}_2\text{SO}_4 = M \times b \text{ (Asam Kuat)}$$

$$\text{pH } \text{H}_2\text{SO}_4 = 3-2\log 3 \rightarrow [\text{H}^+] = 9 \times 10^{-3}$$

$$\sqrt{K_a \times M} = M \times b$$

$$\sqrt{K_a \times 0,2} = 9 \times 10^{-3} \rightarrow K_a = 4,5 \times 10^{-5}$$

2. Sebanyak 100ml asam klorida 0,1M dicampurkan dengan 400ml asam bromida 0,05M dan 500 ml asam iodida 0,04M. Hasil pencampuran ketiga asam tersebut diencerkan dengan penambahan 4000ml air. Tentukan pH setelah pencampuran dan pH setelah pengenceran!

Pembahasan:

pH setelah pencampuran:

$$[\text{H}^+]_{\text{camp}} = \frac{(0,1 \times 100) + (0,05 \times 400) + (0,04 \times 500)}{100 + 400 + 500}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{campuran}} = \frac{50}{1000} = 0,05 = 5 \times 10^{-2}$$

$$\text{pH} = 2 - \log 5$$

pH setelah pengenceran:

$$V_1 = 100\text{ml} + 400\text{ml} + 5000\text{ml} = 1000\text{ml}$$

$$V_2 = 1000\text{ml} + 4000\text{ml} = 5000\text{ml}$$

$$[\text{H}^+]_1 = 0,05 \text{ M}$$

$$V_1 \times [\text{H}^+]_1 = V_2 \times [\text{H}^+]_2$$

$$1000 \text{ ml} \times 0,05 = 5000 \times [\text{H}^+]_2$$

$$[\text{H}^+]_2 = 0,01 = 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 2$$

3. Campuran larutan HCl 200 mL dengan pH = 2 dicampurkan dengan 200 mL NaOH dengan pOH = 4. Tentukan pH campuran larutan yang diperoleh!

Pembahasan

Prinsipnya, diketahui pH dan pOH dari masing-masing asam dan basa hingga dapat ditentukan dulu mol asam dan basa yang bereaksi.

HCl 200 mL, pH = 2

$$V = 200 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 2 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{mol H}^+ = M \times V = 10^{-2} \times 200 \text{ mL} = 2 \text{ mmol}$$



$$2 \text{ mmol} \leftarrow 2 \text{ mmol}$$

$$\text{mol HCl} = 2 \text{ mmol}$$

NaOH 200 mL, pOH = 4

$$V = 200 \text{ mL}$$

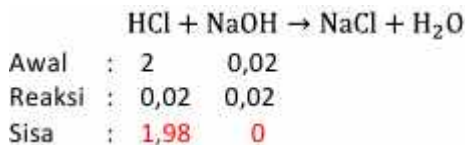
$$\text{pOH} = 4 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{mol OH}^- = M \times V = 10^{-4} \times 200 \text{ mL} = 0,02 \text{ mmol}$$



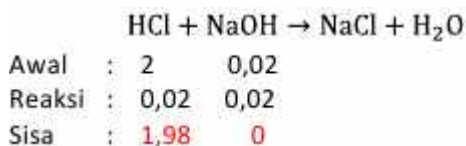
$$0,02 \text{ mmol} \leftarrow 0,02 \text{ mmol}$$

Reaksi yang terjadi antara HCl dan NaOH :



HCl sisa sebanyak 1,98mmol pada campuran dengan $V_{\text{total}}=200\text{mL}+200\text{mL}=400\text{ mL}$. Setelah mengetahui $[\text{H}^+]$, dapat dilanjutkan menghitung pH nya:

Reaksi antara HCl dan NaOH :



HCl sisa sebanyak 1,98mmol pada campuran $V_{\text{total}}=200\text{mL}+200\text{mL}=400\text{ mL}$. Setelah mengetahui $[\text{H}^+]$, dapat dilanjutkan menghitung pH nya:

$$[\text{H}^+] = \frac{1,98 \text{ mmol}}{400 \text{ mL}} = 4,95 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(4,95 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4,95$$

$$\text{pH} = 2,305$$

4. Jika suatu senyawa basa kuat bervalensi satu sebanyak 1,26 gram dilarutkan dalam air sampai volumenya 250 ml. Jika pH larutannya sebesar $12 + \log 9$, tentukanlah massa molekul relative senyawa tersebut!

Pembahasan:

Karena senyawanya basa maka :

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= 14 - \text{pH} \\ &= 14 - (12 + \log 9) \\ &= 2 - \log 9 \end{aligned}$$

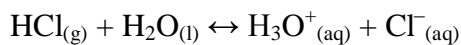
Maka konsentrasi ion OH⁻ dalam larutan adalah 9×10^{-2} .
 Karena basanya adalah basa kuat bervalensi satu, maka konsentrasinya 9×10^{-2} .

$$\begin{aligned} \text{Mol basa} &= M \times V \\ &= 9 \times 10^{-2} \times 0,25 \text{ L} \\ &= 0,0225 \text{ mol} \end{aligned}$$

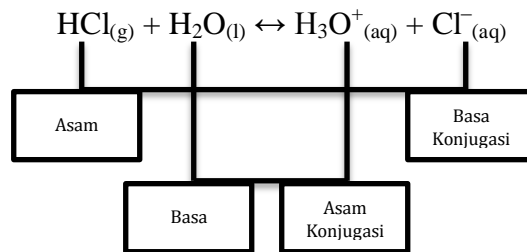
$$\begin{aligned} \text{Mr basa} &= \text{gr/mol} \\ &= 1,26 / 0,0225 = 56 \end{aligned}$$

Jadi, Mr suatu senyawa basa tersebut adalah 56.

5. Tentukan pasangan asam basa konjugasi reaksi berikut:



Pembahasan:



e. Lembar Kerja

Lomba Essay

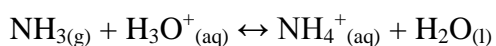
Susun sebuah essay terkait asam-basa untuk dipresentasikan dan dipilih mengikuti lomba essay nasional.

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Mengapa garam digunakan untuk membersihkan salju dari jalan?
2. Suatu asam organik dan asam klorida menghasilkan warna yang sama bila ditetesi dengan indikator universal. Bila konsentrasi

asam propionat yang dianalisis sebesar 0,15 M dan pH asam sulfat sebesar $2+\log 3$, tentukan harga derajat disosiasi asam organik tersebut!

3. Tentukan pH sebelum dan sesudah pencampuran 0,4gr NaOH dengan 500ml H_2SO_4 0,2 M! (Ar Na=23, O=16, H=1)
4. Campuran larutan H_2SO_4 250 mL dengan $\text{pH} = 2-\log 3$ dicampurkan dengan 250 mL NaOH dengan $\text{pOH} = 4-\log 3$. Tentukan pH campuran larutan yang diperoleh!
5. Tentukan pasangan asam basa konjugasi reaksi berikut:



g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi asam dan basa, memperoleh nilai tertinggi pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

Asam ditambah basa akan menghasilkan senyawa baru yang sifatnya tidak akan sama persis dengan keadaan awal. Usaha ditambah doa akan menghasilkan pribadi yang tidak akan sama dengan pribadi sebelumnya.

Noname

MODUL 6 CAMPURAN ASAM BASA & KELARUTAN

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN CAMPURAN ASAM BASA DAN KELARUTAN:

Campuran asam basa dan kelarutan merupakan pokok bahasan lanjutan dari kesetimbangan. Pada pokok bahasan ini, mahasiswa diharapkan mampu menganalisis sifat campuran asam basa dan memprediksikan kelarutan suatu campuran dalam air maupun dalam ion senama. Secara umum, kemampuan dasar yang harus dimiliki oleh mahasiswa adalah pemahaman terhadap penentuan konsentrasi larutan, campuran dan pengencerannya. Aplikasi pokok bahasan ini tidak terbatas pada bidang industri dan medis, tetapi juga dampaknya dalam kehidupan sehari-hari.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai konsep larutan yang ditinjau dari pH dan kelarutan suatu larutan.

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK BAHASAN LARUTAN ASAM BASA DAN KELARUTAN:

1. Mampu mengklasifikasikan larutan berdasarkan tingkat keasaman (pH)
2. Mampu mengklasifikasikan larutan berdasarkan tingkat daya larut larutan

3. Mampu menentukan derajat keasaman suatu larutan melalui percobaan
4. Mampu menganalisis kelarutan suatu larutan

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik larutan asam basa dan kelarutan, maka mahasiswa harus menguasai konsep dasar termodinamika dan stoikiometri larutan, gas ideal, kesetimbangan kimia.

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN LARUTAN ASAM BASA DAN KELARUTAN:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan larutan asam basa
2. Memahami konsep dasar larutan asam basa dan kelarutan.
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.

KEGUNAAN MODUL

Modul larutan asam basa dan kelarutan ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait larutan asam basa dan kelarutan.
2. Meningkatkan kemampuan analisis dan kontribusi mahasiswa terhadap permasalahan lingkungan yang terkait dengan larutan asam basa dan kelarutan.
3. Mahasiswa mampu menciptakan alat yang sesuai dengan konsep larutan asam basa dan kelarutan.
4. Persentasi, Tanya jawab dan Penugasan

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Larutan	Elektrolit dan non-elektrolit
	Larutan penyangga
	Hidrolisis garam
	Titration asam basa dan Ksp
Larutan asam basa	Indikator kertas lakmus, alami dan buatan
	Teori asam basa
	Larutan asam dan basa
Derajat keasaman	Pengukuran pH
	pH larutan asam
	pH larutan basa

F1

TITRASI ASAM BASA

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Titration Asam Basa:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar titration asam basa
- ✚ Mampu mengelompokkan proses alam terkait titration asam oleh basa dan sebaliknya
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap masalah titration di lingkungan sekitar.

b. Materi Pembelajaran

Kurva Titration

Asam-basa titration melibatkan penambahan larutan titran untuk larutan analit. Salah satu larutan ini mengandung asam, sementara yang lain mengandung basa; titran biasanya merupakan asam kuat atau basa kuat. Kurva pH titration terhadap volume titran diproduksi. Titik akhir reaksi adalah ketika reaksi antara asam dan basa yang telah selesai dan masing-masing telah dinetralkan yang lain, yang sesuai dengan perubahan tajam dalam pH. Titik akhir adalah pada $\text{pH} = 7$.

Buffer

Sebuah larutan penyangga mengandung konsentrasi besar dan sama asam dan basa konjugasinya pH larutan ini kurang lebih sama dengan pK_a asam.

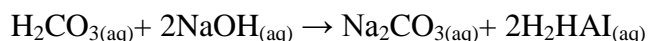
Indikator Asam Basa

Indikator asam-basa adalah molekul yang berbeda berwarna asam dan bentuk-bentuk basa konjugasinya. Indikator berubah warna ketika pH larutan berubah antara $\text{pK}_a - 1$ (bentuk asam) dan $\text{pK}_a + 1$ (bentuk dasar).

Topik-topik yang berkaitan: Dasar kesetimbangan

Kurva Titrasi

Asam-basa titrasi adalah metode eksperimen sangat berguna untuk menentukan pKa dan juga jumlah asam yang tidak diketahui atau basa dalam larutan. Dalam titrasi asam-basa, pH larutan diukur, umumnya dengan elektroda kaca, sebagai reaksi antara asam dan basa terjadi. Hal ini dicapai dengan menggunakan larutan asam dan larutan basa dan menambahkan satu ke yang lain. Larutan yang ditambahkan disebut larutan titran; ini ditambahkan ke dalam larutan analit, dan seluruh proses disebut titrasi. Umumnya titran adalah asam kuat atau basa kuat yang sesuai. Hasil diplot sebagai pH larutan terhadap volume titran ditambahkan, disebut kurva pH titrasi. Ketika stoikiometri (atau rasio jumlah mol) dari asam dan basa dalam larutan adalah seperti yang netralisasi tepat terjadi (asam dan basa bereaksi untuk menghasilkan larutan garam), misalnya:



ini disebut titik stoikiometri, atau titik ekuivalen, atau titik akhir titrasi. Jika stoikiometri reaksi tidak diketahui, ini kemudian dapat dihitung dari volume dan konsentrasi titran dan analit larutan di titik akhir (karena hal ini memberikan jumlah mol analit dan titran).

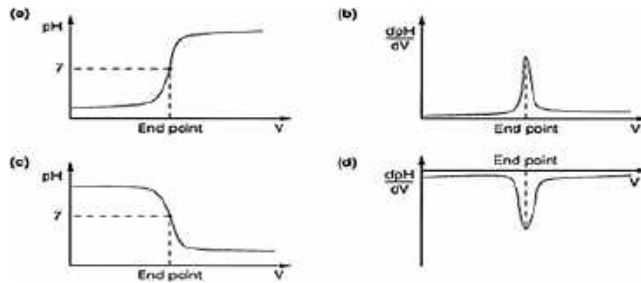
Untuk titrasi asam basa-kuat kuat, misalnya:



Asam Kuat Basa Kuat

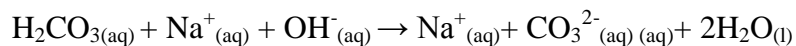
kedua asam kuat dan basa kuat benar-benar dipisahkan dan reaksi hanya: $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, dengan ion lain, Na^+ dan Cl^- , mengambil bagian dalam reaksi. Pada titik akhir, larutannya

adalah netral (pH = 7). Jika asam adalah analit dan dasar adalah titran, kurva pH dimulai pada pH rendah dan meningkat tajam melalui titik akhir pH = 7 (Gambar 6.1a). Namun, jika dasar adalah analit dan asam adalah titran, pH dimulai pada pH tinggi dan jatuh tajam melalui titik akhir pH = 7 (Gambar 6.1c).



Gambar 6.1. Reaksi titrasi basa kuat dan asam kuat. (A) kurva pH titrasi reaksi dari asam analit dengan basa titran; (B) sesuai dpH / dV petak; (C) kurva pH titrasi reaksi dari analit dasar dengan titran asam; (D) sesuai DPH / dv netak

Untuk titrasi asam-kuat kuat dasar, sebagai perubahan pH dengan volume menambahkan titran, V, adalah paling curam di titik akhir, titik akhir sering dapat yang paling akurat terletak dengan memplot dpH / dV , perubahan pH terhadap V, terhadap V. Titik akhir kemudian sesuai dengan maksimum tajam (untuk naik pH dengan V, ketika titrasi analit asam dengan basa, Gambar 6.1b) atau minimum (untuk jatuh pH dengan V ketika titrasi basa analit dengan asam, Gambar 6.1d) di plot, yang memungkinkan tepat titik akhir lokasi. Untuk titrasi asam lemah (analit) oleh dasar yang kuat (titran), misalnya:



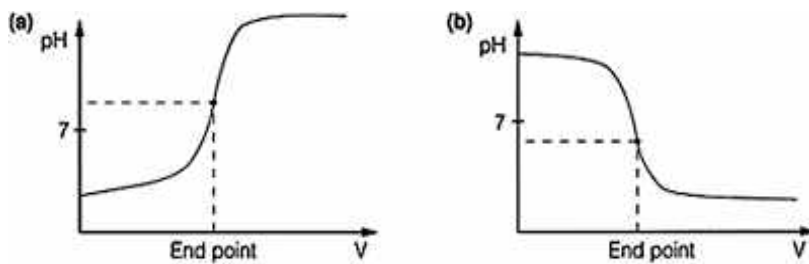
Asam Lemah Basa Kuat

di titik akhir larutan garam adalah basa lemah ($\text{Ph} > 7$), sebagai basa konjugat dari asam lemah lebih kuat dari asam konjugasi

dari basa kuat (Gambar 6.2a). Selanjutnya, ketika kuat basa yang ditambahkan sebelum titik akhir, keseimbangan campuran antara H_2CO_3 dan CO_3^{2-} dalam larutan asam lemah:

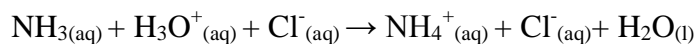


bergeser ke kanan menuju produksi ion hidronium lebih, menurut prinsip Le Chatelier, mengimbangi kenaikan OH^- konsentrasi dan memperlambat perubahan pH. Oleh karena itu kenaikan tertajam di pH terjadi di titik akhir, di mana tidak ada asam yang tersisa untuk mengimbangi kenaikan OH-konsentrasi. Ini berarti bahwa grafik dpH / dV terhadap V dapat lagi digunakan untuk



Gambar 6.2. Kurva titrasi 2. pH untuk reaksi (a) larutan asam lemah (sebagai analit) dengan larutan basa kuat (sebagai titran), (b) larutan basa lemah (sebagai analit) dengan larutan asam kuat (seperti titran).

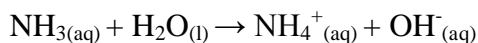
menentukan titik akhir, yang mana maksimal di dpH / dV terjadi. Untuk titrasi basa lemah (analit) oleh asam kuat (titran), misalnya:



Basa Lemah Asam Kuat

di titik akhir larutan garam adalah asam lemah ($\text{pH} < 7$), sebagai asam konjugat dari basa lemah lebih kuat dari basa konjugat dari asam kuat (Gambar 6.2b). Sekali lagi, sebelum titik akhir,

penurunan pH karena penambahan asam kuat sebagian diimbangi oleh pergeseran keseimbangan basa lemah:



ke kanan sesuai dengan prinsip Le Chatelier (lihat Topik E1), sehingga perubahan pH dengan asam ditambahkan adalah terbesar pada titik akhir. Sekali lagi, grafik dpH / dV terhadap V dapat digunakan untuk menentukan titik akhir, karena ini adalah di mana minimal di dpH / dV harus terjadi. Sebuah metode alternatif untuk menentukan titik akhir ini tidak melibatkan pengukuran pH, melainkan melibatkan penggunaan indikator asam-basa.

Buffer

Buffer adalah larutan yang dapat menahan perubahan pH setelah penambahan komponen asam atau basa. Ia mampu menetralkan sejumlah kecil asam atau basa tambahan, sehingga menjaga pH larutan relatif stabil. Ini penting untuk proses dan / atau reaksi yang memerlukan rentang pH spesifik dan stabil. Larutan buffer memiliki rentang dan kapasitas pH yang berfungsi yang menentukan berapa banyak asam / basa yang dapat dinetralkan sebelum perubahan pH, dan jumlah perubahannya.

Kemampuan asam lemah untuk mengimbangi sebagian kenaikan pH yang disebabkan oleh penambahan basa dan basa lemah untuk mengimbangi sebagian penurunan pH karena penambahan asam dimanfaatkan dalam larutan buffer. Kapasitas buffer adalah jumlah asam atau basa yang dapat ditambahkan sebelum pH mulai berubah secara signifikan. Ini juga dapat

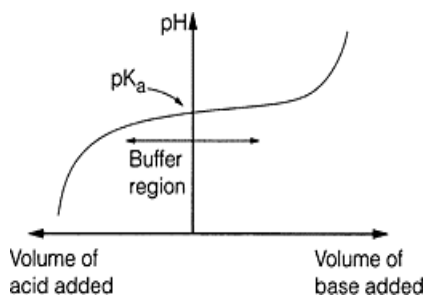
didefinisikan sebagai jumlah asam kuat atau basa yang harus ditambahkan untuk mengubah pH satu liter larutan dengan satu unit pH. Ini terdiri dari larutan yang mengandung konsentrasi besar dan sama dari kedua asam lemah, HA, dan konjugasi lemah dasarnya, A⁻, yang $pH = pK_a + \log_{10} (A^- / HA)$, yang dalam hal konsentrasi adalah (lihat Topik E1):

$$pH = pK_a + \log_{10} \left(\frac{C_{A^-}}{C_{HA}} \right) + \log_{10} \left(\frac{\gamma_{A^-}}{\gamma_{HA}} \right)$$

di mana C_{HA} dan C_{A⁻} konsentrasi asam dan basa konjugasi, masing-masing, dan γ_{HA} dan γ_{A⁻} adalah aktivitas masing koefisien mereka. Konsentrasi asam dan basa biasanya dari urutan 0,1 M sehingga koefisien aktivitas tidak dapat didekati untuk persatuan, tetapi efek dari istilah aktivitas umumnya kecil dan karenanya:

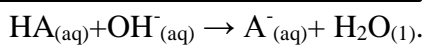
$$pH \approx pK_a + \log_{10} \left(\frac{C_{A^-}}{C_{HA}} \right)$$

Hal ini dikenal sebagai persamaan Henderson-Hasselbalch.



Gambar 6.3. pH larutan buffer untuk penambahan asam atau basa.

Untuk larutan penyangga, dan begitu $pH \approx pK_a$. Seiring dengan besarnya konsentrasi HA dan A⁻ yang hadir, selain (atau produksi) dari jumlah yang relatif kecil dari dasar dibandingkan dengan jumlah HA hasil hadir dalam reaksi



Dengan menambahkan ion hidroksida, sementara menyebabkan sedikit perubahan pada nilai-nilai besar pH atau, dan perubahan maka sedikit pH larutan.

Demikian pula, selain dari jumlah yang relatif kecil dari asam menghasilkan reaksi $\text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ dengan menambahkan asam, sementara mempertahankan C_{HA} , C_{A^-} dan karenanya larutan pH konstan. pilihan bijaksana dari pasangan asam / basa konjugat karena itu memungkinkan pH larutan yang akan dipertahankan pada nilai yang diinginkan, ditentukan oleh pK_a asam, bahkan jika jumlah yang relatif kecil dari hidroksida atau hidronium ion sedang ditambahkan atau dihapus dari larutan (Gambar 6.3). Ini disebut Larutan Buffer.

Hidrolisis Garam

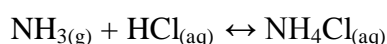
Suatu larutan bersifat netral jika mengandung ion hidronium dan hidroksida dengan konsentrasi yang sama. Ketika kita mencampur larutan asam dan basa, reaksi netralisasi asam-basa terjadi. Namun, bahkan jika kita mencampur jumlah yang setara secara stoikiometri, kita mungkin menemukan bahwa larutan yang dihasilkan tidak netral. Ini dapat mengandung kelebihan ion hidronium atau kelebihan ion hidroksida karena sifat garam yang terbentuk menentukan apakah larutan bersifat asam, netral, atau basa. Keempat situasi berikut menggambarkan bagaimana larutan dengan berbagai nilai pH dapat muncul setelah reaksi netralisasi menggunakan jumlah yang setara secara stoikiometri:

1. Asam kuat dan basa kuat, seperti $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ dan $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ akan bereaksi membentuk larutan netral karena mitra konjugat yang dihasilkan memiliki kekuatan yang dapat diabaikan $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ dan $\text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
2. Asam kuat dan basa lemah menghasilkan larutan asam lemah, bukan karena asam kuat yang terlibat, tetapi karena asam konjugat dari basa lemah.
3. Asam lemah dan basa kuat menghasilkan larutan basa lemah. Suatu larutan asam lemah bereaksi dengan larutan basa kuat untuk membentuk basa konjugat dari asam lemah dan asam konjugat dari basa kuat. Asam konjugat dari basa kuat adalah asam yang lebih lemah dari air dan tidak memiliki efek pada keasaman larutan yang dihasilkan. Namun, basa konjugat dari asam lemah adalah basa lemah dan terionisasi sedikit dalam air. Ini meningkatkan jumlah ion hidroksida dalam larutan yang dihasilkan dalam reaksi dan membuatnya sedikit basa.
4. Asam lemah ditambah basa lemah dapat menghasilkan larutan asam, basa, atau netral. Ini adalah yang paling kompleks dari empat jenis reaksi. Ketika asam konjugat dan basa konjugat memiliki kekuatan yang tidak sama, larutannya dapat bersifat asam atau basa, tergantung pada kekuatan relatif dari dua konjugat. Kadang-kadang asam lemah dan basa lemah akan memiliki kekuatan yang sama, sehingga basa konjugat dan asam masing-masing akan memiliki kekuatan yang sama, dan larutannya akan netral. Untuk memprediksi apakah kombinasi tertentu akan bersifat asam, basa atau netral, nilai K yang ditabulasi dari konjugat harus dibandingkan.

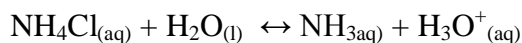
Jenis Garam

1. Garam Basa Lemah dan Asam Kuat

Ketika kita menetralkan basa lemah dengan asam kuat, produknya adalah garam yang mengandung asam konjugat basa lemah. Asam konjugat ini adalah asam lemah. Misalnya, amonium klorida, NH_4Cl , adalah garam yang dibentuk oleh reaksi amonia basa lemah dengan asam kuat HCl:



Larutan garam ini mengandung ion amonium dan ion klorida. Ion klorida tidak berpengaruh pada keasaman larutan karena HCl adalah asam kuat. Klorida adalah basa yang sangat lemah dan tidak akan menerima proton sampai batas yang dapat diukur. Namun, ion amonium, asam konjugat amonia, bereaksi dengan air dan meningkatkan konsentrasi ion hidronium:



Persamaan kesetimbangan untuk reaksi ini hanyalah konstanta ionisasi. K_a , untuk asam NH_4^+ :

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}$$

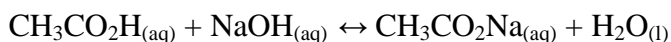
Bila tidak akan menemukan nilai K_a untuk ion amonium dalam Lampiran, tidak sulit untuk menentukan K_a untuk NH_4^+ dari nilai konstanta ionisasi air, K_w , dan K_b , konstanta ionisasi dari basis konjugatnya, NH_3 , menggunakan hubungan berikut:

$$K_w = K_a \times K_b$$

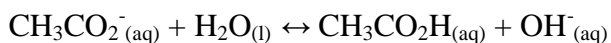
Hubungan ini berlaku untuk setiap basa dan asam konjugatnya atau untuk setiap asam dan basa konjugasinya.

2. Garam Asam Lemah dan Basa Kuat

Ketika menetralkan asam lemah dengan basa kuat, akan diperoleh garam yang mengandung basa konjugat dari asam lemah. Basa konjugat ini biasanya merupakan basa lemah. Misalnya, natrium asetat, NaCH_3CO_2 , adalah garam yang dibentuk oleh reaksi asam asetat asam lemah dengan natrium hidroksida basa kuat:



Larutan garam ini mengandung ion natrium dan ion asetat. Ion natrium, sebagai asam konjugat dari basa kuat, tidak memiliki efek pada keasaman larutan. Namun, ion asetat, basa konjugat asam asetat, bereaksi dengan air dan meningkatkan konsentrasi ion hidroksida:



Persamaan kesetimbangan untuk reaksi ini adalah konstanta ionisasi, K_b , untuk basa CH_3CO_2^- . Nilai K_b dapat dihitung dari nilai konstanta ionisasi air, K_w , dan K_a , konstanta ionisasi asam konjugat anion menggunakan persamaan:

$$K_w = K_a \times K_b$$

Untuk ion asetat dan asam konjugatnya kami memiliki:

$$K_b \text{ untuk } \text{CH}_3\text{CO}_2^- = \frac{K_w}{K_a \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}$$

Beberapa buku pegangan tidak mencantumkan nilai K_b . Jika kita ingin menentukan nilai K_b , harus mencari nilai K_a untuk asam konjugat dan mengubahnya menjadi nilai K_b .

3. Garam dengan Asam Lemah dan Basa Lemah

Dalam larutan garam yang dibentuk oleh reaksi asam lemah dan basa lemah, untuk memprediksi pH, kita harus

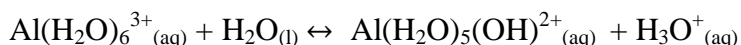
mengetahui K_a dari asam lemah dan K_b dari basa lemah. Jika $K_a > K_b$, larutannya bersifat asam, dan jika $K_b > K_a$, larutannya basa.

4. Ionisasi Ion Logam Hidrasi

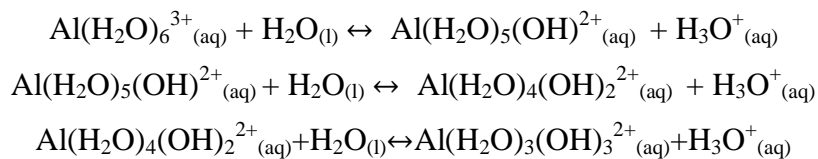
Jika kita mengukur pH larutan berbagai ion logam, kita akan menemukan bahwa ion-ion ini bertindak sebagai asam lemah ketika dalam larutan. Ion aluminium adalah contohnya. Ketika aluminium nitrat larut dalam air, ion aluminium bereaksi dengan air untuk menghasilkan ion aluminium terhidrasi, $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$, dilarutkan dalam air curah. Artinya adalah bahwa ion aluminium memiliki interaksi terkuat dengan enam molekul air terdekat (yang disebut cangkang solvasi pertama), meskipun itu berinteraksi dengan molekul air lain di sekitar ini $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ kluster juga:



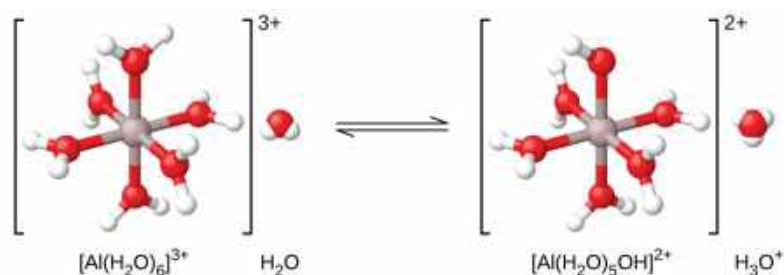
Rumus ion ini biasanya hanya sebagai " $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ ", tanpa secara eksplisit mencatat enam molekul air yang paling dekat dengan ion aluminium dan hanya menggambarkan ion tersebut sebagai pelarut dalam air (terhidrasi). Ini mirip dengan penyederhanaan rumus ion hidronium, H_3O^+ ke H^+ . Namun, dalam kasus ini, ion aluminium terhidrasi adalah asam lemah (Gambar 6.4) dan menyumbangkan proton ke molekul air. Dengan demikian, hidrasi menjadi penting dan kami dapat menggunakan formula yang menunjukkan tingkat hidrasi:



Seperti halnya asam poliprotik lainnya, ion aluminium terhidrasi terionisasi secara bertahap, seperti yang ditunjukkan oleh:



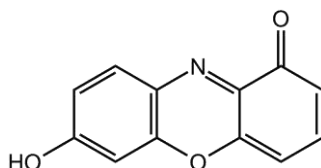
Perhatikan bahwa beberapa spesies aluminium ini menunjukkan perilaku amphiprotik, karena mereka bertindak sebagai asam ketika mereka muncul di sisi kiri ekspresi ekuilibrium dan sebagai basa ketika mereka muncul di sisi kanan.



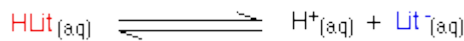
Indikator Asam Basa

Lakmus

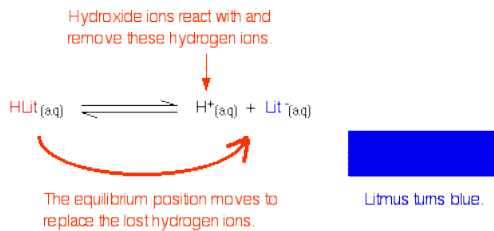
Lakmus merupakan salah satu bentuk indikator pH tertua dan digunakan untuk menguji bahan keasaman. Ini memiliki molekul yang sangat rumit:



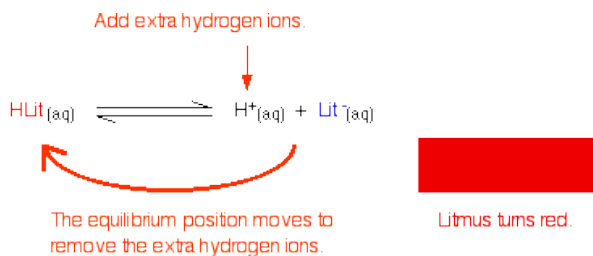
Lakmus yang tidak terionisasi berwarna merah, sedangkan ionnya berwarna biru. Sekarang gunakan Prinsip Le Chatelier untuk mengetahui apa yang akan terjadi jika Anda menambahkan ion hidroksida atau lebih banyak ion hidrogen ke kesetimbangan ini. Molekul yang sangat rumit yang akan kita sederhanakan menjadi HLit. "H" adalah proton yang dapat diberikan kepada sesuatu yang lain. "Lit" adalah sisa molekul asam lemah. Akan ada keseimbangan yang terbentuk saat asam ini larut dalam air. Mengambil versi yang disederhanakan dari keseimbangan ini:



Menambahkan ion hidroksida:



Menambahkan ion hidrogen:



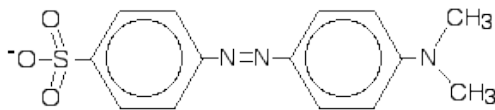
Jika konsentrasi HLit dan Lit⁻ sama: Pada beberapa titik selama pergerakan posisi keseimbangan, konsentrasi kedua warna akan menjadi sama. Warna yang Anda lihat akan menjadi campuran keduanya.



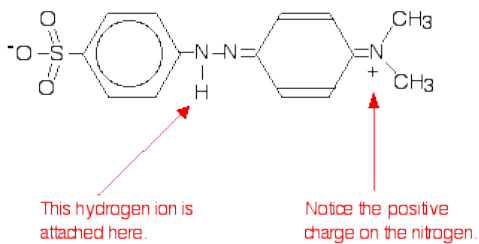
Alasan untuk koma terbalik di sekitar "netral" adalah bahwa tidak ada alasan mengapa dua konsentrasi harus menjadi sama pada pH 7. Untuk lakmus, kebetulan bahwa 50/50 warna terjadi pada mendekati pH 7 - itu sebabnya lakmus umumnya digunakan untuk menguji asam dan alkali. Seperti yang akan Anda lihat di bawah, itu tidak berlaku untuk indikator lain.

Metil oranye

Metil oranye adalah salah satu indikator yang biasa digunakan dalam titrasi. Dalam larutan alkali, oranye metil berwarna kuning dan strukturnya adalah:



Faktanya, ion hidrogen menempel pada salah satu nitrogen dalam ikatan rangkap nitrogen-nitrogen untuk memberikan struktur yang dapat digambarkan seperti ini:



Jenis keseimbangan yang sama antara dua bentuk metil jingga seperti dalam kasus lakmus, tetapi warnanya berbeda. Dalam kasus metil oranye, tahap setengah jalan di mana campuran

merah dan kuning menghasilkan warna oranye terjadi pada pH 3,7 - tidak mendekati netral.

Phenolphthalein

Fenolftalein adalah indikator lain yang umum digunakan untuk titrasi, dan merupakan asam lemah lainnya.



Dalam hal ini, asam lemah tidak berwarna dan ion-nya berwarna merah muda cerah. Menambahkan ion hidrogen tambahan menggeser posisi kesetimbangan ke kiri, dan mengubah indikator menjadi tidak berwarna. Menambahkan ion hidroksida menghilangkan ion hidrogen dari kesetimbangan yang berujung ke kanan untuk menggantikannya - mengubah indikator menjadi merah muda. Tahap setengah jalan terjadi pada pH 9.3. Karena campuran merah muda dan tidak berwarna hanyalah merah muda pucat, ini sulit dideteksi dengan akurasi.

Indikator asam-basa umumnya merupakan molekul besar, larut organik yang dalam bentuk asamnya (HIn) berwarna dan dalam bentuk basa konjugasinya (In⁻) adalah berbeda berwarna. Persamaan Henderson-Hasselbalch untuk spesies ini adalah:

$$\text{pH} \approx \text{pK}_a + \log_{10} \left(\frac{C_{\text{In}^-}}{C_{\text{HIn}}} \right)$$

dan jika perubahan pH larutan dari nilai yang jauh kurang dari pK_a mana C_{HIn} > C_{In⁻} untuk satu jauh lebih besar dari pK_a mana C_{HIn} < C_{In⁻} akan mengakibatkan indikator berubah dari bentuk asamnya (HIn) dengan bentuk dasar (In⁻) dan perubahan warna.

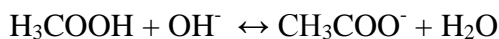
c. Rangkuman

1. Titrasi asam-basa adalah metode analisis kuantitatif untuk menentukan konsentrasi asam atau basa dengan menetralkannya dengan larutan standar basa atau asam yang diketahui konsentrasinya.
2. Larutan buffer adalah larutan berair yang terdiri dari campuran asam lemah dan basa konjugasinya, atau sebaliknya.
3. Buffer merupakan larutan khusus yang menghentikan perubahan besar dalam tingkat pH. Setiap buffer yang dibuat memiliki buffer buffer dan jangkauan buffer. Kapasitas buffer adalah jumlah asam atau basa yang dapat ditambahkan sebelum pH mulai berubah secara signifikan.
4. Garam adalah senyawa ionik yang terbentuk ketika asam dan basa saling menetralkan. Walaupun terlihat bahwa larutan garam akan selalu netral, mereka dapat bersifat asam/basa.
5. Garam hidrolisis adalah reaksi di mana salah satu ion dari garam bereaksi dengan air, membentuk larutan asam atau basa.

d. Latihan

1. Hitung pH larutan asam asetat 0,010M yang dicampur dengan 0,004 M OH⁻ ditambahkan dari sumber basa.

Pembahasan:



M:	0.010M	0.004 M	0.010M	-
B :	-0.004M	-0.004M	+0.004M	x
S:	0,006 M	y~0	0.014 M	x

$$K_{\text{trial}} = (0,010)/(0,010)(0,004)=2,5 \times 10^2$$

K_{trial} < K bergeser ke kanan

$$K = 1 / K_b = K_a / K_b$$

(Ini adalah hidrolisis anion di arah sebaliknya!)

$$K = 1,8 \times 10^{-9} = 0,014 / 0,006 (y)$$

$$y = 1,3 \times 10^{-9}$$

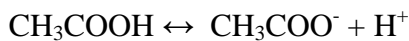
(perhatikan bahwa kami berasumsi bahwa [OH] e adalah ~ 0. Asumsi ini valid dibandingkan dengan konsentrasi awal).

$$[OH] = \sim 1,3 \times 10^{-9}$$

$$pOH = 8.89 \rightarrow pH = 5.11$$

2. Hitung pH larutan asam asetat 0,010M (tidak dikompensasi).

Pembahasan:



M: 0.01 M	-	-
R : -y	+y	+y
----- +		
S: 0.01 - y	y	y

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = y^2 / 0,010 - y$$

$$y = 4,2 \times 10^{-4} M$$

$$pH = 3,38$$

3. Tentukan konsentrasi asam asetat dalam larutan [CH₃CO₂]= 0,05M dan [OH⁻] = 2,5x10⁻⁶ M dikesetimbangan. Reaksinya adalah:



Pembahasan:

Ion asetat berperilaku sebagai basa dalam reaksi ini; ion hidroksida adalah produk.

$$K_b \text{ untuk } CH_3CO_2^- = \frac{K_w}{K_a CH_3CO_2H}$$

$$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Sekarang temukan konsentrasi yang hilang:

$$\frac{[CH_3CO_2H][2,5 \times 10^{-6}]}{0,05} = 5,6 \times 10^{-10} \rightarrow [CH_3CO_2H] = 1,1 \times 10^{-5} M$$

4. Larutan 25 ml NaOH 0,5 M dititrasi sampai dinetralkan menjadi 50 ml sampel HCl. Berapa [HCl]?

Pembahasan:

Tiap mol NaOH akan memiliki 1 mol OH⁻.

Oleh karena itu [OH⁻]=0,5 M.

Molaritas = mol/volume

mol = Molaritas x Volume

Jumlah mol OH⁻ = (0,5 M) (0,025 L)

Jumlah mol OH⁻ = 0,0125 mol

Ketika basa menetralkan asam, jumlah mol H⁺ = jumlah mol OH⁻. Oleh karena itu jumlah mol H⁺ = 0,0125 mol.

Setiap mol HCl akan menghasilkan satu mol H⁺, oleh karena itu:

jumlah mol HCl = jumlah mol H⁺.

Molaritas = mol/volume

[HCl] = (0,0125 mol)/(0,050 L)

[HCl] = 0,25 M

Konsentrasi HCl adalah 0,25 M.

Atau dengan cara:

$M_a V_a = M_b V_b \rightarrow M_a (50 \text{ ml}) = (0,5 \text{ M}) (25 \text{ ml})$

$M_a = 12,5 \text{ MmL}/50 \text{ ml} \rightarrow M_a = 0,25 \text{ M}$

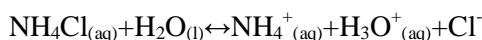
5. Tentukan Jenis Hidrolisis, Sifat Larutan dan Reaksi Hidrolisis dari senyawa:

a. NH₄Cl

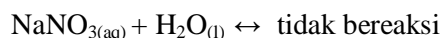
b. NaNO_3

Pembahasan:

a. NH_4Cl : Hidrolisis Parsial bersifat Asam



b. NaNO_3 : Tidak terhidrolisis



e. Lembar Kerja

Do you Know?

Perut kita mengandung larutan sekitar 0,03 M HCl, yang membantu kita mencerna makanan yang kita makan. Sensasi terbakar yang terkait dengan mulas adalah akibat asam lambung bocor melalui katup otot di bagian atas lambung ke bagian bawah kerongkongan. Lapisan esofagus tidak terlindungi dari efek korosif asam lambung seperti halnya lapisan lambung, dan hasilnya bisa sangat menyakitkan. Ketika kita mengalami mulas, rasanya lebih baik jika kita mengurangi kelebihan asam di kerongkongan dengan mengambil antasid.

Uraikan apa yang anda pahami terkait informasi diatas dan tuliskan reaksi apa yang terjadi!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Hitung pH larutan asam asetat 0,010M buffer di mana 0,004 M H^+ adalah ditambahkan dari sumber asam!
2. Berapakah pH larutan CN^- 0,083M? Gunakan $4,9 \times 10^{-10}$ sebagai K_a untuk HCN. ***Petunjuk:*** Kita mungkin perlu mengubah pOH menjadi pH atau menemukan $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menggunakan $[\text{OH}^-]$ pada tahap akhir dari masalah ini!
3. Novocaine, $\text{C}_{13}\text{H}_{21}\text{O}_2\text{N}_2\text{Cl}$, adalah garam dari basa prokain dan asam klorida. Konstanta ionisasi untuk prokain adalah $7 \times$

- 10^{-6} . Apakah larutan novocaine bersifat asam atau basa? Apa itu $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, dan pH larutan 2,0% oleh massa novocaine, dengan asumsi bahwa densitas larutan adalah 1,0 g / mL.
4. Sampel 15,5 ml 0,215 M KOH dititrasi dengan asam lemah. Butuh 21,2 mL asam divalent untuk mencapai titik ekuivalen. Berapakah molaritas asam yang digunakan?
5. Tentukan Jenis Hidrolisis, Sifat Larutan dan Reaksi Hidrolisis dari senyawa:
- a. CH_3COOCl b. NH_4S c. K_3PO_4 d. $CaBr_2$

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Tiga orang mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi campuran asam basa menjadi ketua kelompok dalam penyelesaian lembar kerja

Tindak Lanjut: Mahasiswa mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

F2

KELARUTAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Asam

Basa:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep kelarutan
- ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah di lingkungan sekitar yang kelarutan melalui penelitian.

b. Materi Pembelajaran

Konstanta Kesetimbangan Sukar Larut

Sebagian garam larut hanya sebagian larut dalam larutan. Keseimbangan antara ion dan garam padat didirikan dan larutan jenuh ion dihasilkan. Kesetimbangan disosiasi konstan untuk proses ini disebut produk kelarutan, K_{sp} . Untuk garam larut sebagian, kelarutan garam, s , hanya ditentukan oleh K_{sp} .

Pengaruh Ion Senama

Ketika ion senama (ion yang merupakan bagian dari reaksi kesetimbangan) ditambahkan ke larutan, kelarutan garam berkurang. Hal ini sesuai dengan prinsip Le Chatelier, sebagai posisi kesetimbangan perubahan untuk menghapus ion dari larutan.

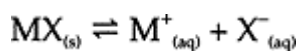
Pengaruh Ion Inert

Ketika ion lembam (yang tidak mengambil bagian dalam reaksi kesetimbangan) ditambahkan, kelarutan meningkat garam. Hal ini disebabkan interaksi elektrostatik penuh semangat menguntungkan antara ion inert dan ion garam, yang menstabilkan ion dalam larutan, mendukung disosiasi garam.

Topik-topik yang berkaitan: Dasar-dasar kesetimbangan, Ion dalam larutan air

Teori Brønsted-Lowry

Sebagian (Atau parsial) garam larut adalah garam yang hanya sebagian larut, membentuk larutan jenuh ion. Untuk sistem ini keseimbangan ada antara garam padat dan ion-ion terlarut:



Konstanta kesetimbangan untuk reaksi ini sering disebut produk kelarutan, K_{sp} , dan diberikan oleh:

$$K_{sp} = a_{\text{M}^+} a_{\text{X}^-}$$

karena MX adalah padat murni, di mana a_{M^+} dan a_{X^-} adalah kegiatan M^+ ion (kation) dan X^- ion (anion). Sebuah contoh yang baik akan padat klorida perak, yang hanya sebagian larut menjadi ion Ag^+ dan Cl^- . Dengan menggantikan aktivitas ion:

$$K_{sp} = \frac{c_{\text{M}^+} c_{\text{X}^-}}{(c^\ominus)^2} (\gamma_{\text{M}^+} \gamma_{\text{X}^-})$$

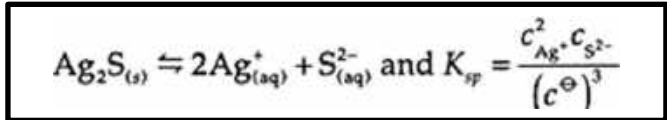
mana γ_{M^+} dan γ_{M^-} koefisien aktivitas M^+ dan X^- dan adalah konsentrasi standar 1 mol dm^{-3} . Untuk garam sedikit larut, seperti perak klorida, yang memiliki konsentrasi lebih sedikit dari $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$, ada interaksi diabaikan antara ion dalam larutan dan koefisien aktivitas dapat didekati untuk persatuan. persamaan kemudian menjadi:

$$K_{sp} = \frac{c_{\text{M}^+} c_{\text{X}^-}}{(c^\ominus)^2}$$

Kelarutan, s , garam adalah konsentrasi garam terlarut dalam larutan. Untuk garam MX, $s = c_{\text{M}^+} = c_{\text{M}^-}$ sebagai salah satu mol ion M^+ dan X^- diproduksi oleh pembubaran satu mol garam. Karena itu, yang memungkinkan kelarutan garam dalam

$$K_{sp} = \frac{s^2}{(c^\ominus)^2} \text{ and } s = \sqrt{K_{sp} c^\ominus} \text{ or } s = \sqrt{K_{sp}} \text{ mol dm}^{-3}$$

air akan ditentukan dari K_{sp} . Untuk garam sedikit larut yang mengandung ion dengan berbeda stoichiometries, ekspresi yang sama dapat diperoleh. Misalnya untuk perak sulfida, Ag_2S , kesetimbangan kelarutan adalah:

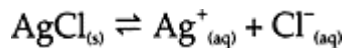


Satu mol perak sulfida larut untuk membentuk satu mol ion sulfida dan dua mol ion perak:

$$\text{Therefore } s = c_{S^{2-}} = \frac{1}{2}c_{Ag^+}, K_{sp} = \frac{4s^3}{(c^\ominus)^3} \text{ and } s = (K_{sp}/4)^{\frac{1}{3}}c^\ominus \text{ or } s = (K_{sp}/4)^{\frac{1}{3}} \text{ mol}$$

Efek Ion Senama

Efek ion senama mengangap efek pada kelarutan garam MX menambahkan baik M + atau X. Contohnya adalah penambahan NaCl untuk larutan AgCl jenuh. Prinsip Le Chatelier memprediksi bahwa keseimbangan:



akan bergeser ke kiri untuk melawan peningkatan konsentrasi ion klorida dan kelarutan akan menurun. Kuantitatif, jika konsentrasi, c , dari NaCl ditambahkan yang cukup untuk rawa konsentrasi asli dari Cl^- dalam larutan, maka $C_{Cl^-} = C$. Itu kelarutan garam kemudian akan diberikan oleh $s = C_{Ag^+}$, Karena hanya ion perak dalam larutan pasti berasal dari garam perak klorida. Karenanya:

$$K_{sp} = \frac{c_{Ag^+} \cdot c_{Cl^-}}{(c^\ominus)^2} = \frac{sc}{(c^\ominus)^2}$$

dan

$$s = \frac{K_{sp}(c^\ominus)^2}{c}$$

Ini menegaskan pergeseran ke kiri keseimbangan dengan kelarutan, s , menurun sebagai C meningkatkan. Ini adalah efek ion senama. Harus diingat bahwa persamaan ini hanya ketat berlaku jika C cukup kecil (dari urutan $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$ atau kurang) untuk memastikan bahwa tidak ada interaksi antara ion dalam larutan. Jika C menjadi lebih besar dari ini, interaksi penuh semangat menguntungkan antara ion terlihat pada efek ion lambat menjadi semakin penting dan efek dari aktivitas tidak dapat diabaikan. Dalam hal ini, persamaan kelarutan menjadi:

$$s = \frac{K_{sp}(c^\ominus)^2}{c} \left(\frac{1}{\gamma_{Ag^+} \gamma_{Cl^-}} \right)$$

yang seperti $\gamma < 1$ memungkinkan untuk peningkatan kecil dalam kelarutan karena stabilisasi elektrostatik dari ion-ion. Namun, efek ini relatif kecil dan didominasi oleh efek ion umum ketika menambahkan ion umum dan bahkan pada konsentrasi yang lebih tinggi, penurunan secara keseluruhan dalam kelarutan terlihat dalam kasus ini.

Efek Ion Inert

Ketika ion inert, yang tidak mengambil bagian dalam kesetimbangan kelarutan, ditambahkan ke dalam larutan, ini cenderung menyebabkan peningkatan kelarutan garam, disebut efek ion inert. Sebuah contoh adalah menambahkan larutan NaNO_3 untuk larutan AgCl jenuh. Pada kasus ini:

$$K_{sp} = \frac{c_{Ag^+} c_{Cl^-}}{(c^\ominus)^2} (\gamma_{Ag^+} \gamma_{Cl^-})$$

dan karena:

$$s = c_{Ag^+} = c_{Cl^-}$$

$$s = \sqrt{K_{sp}} c^{\ominus} \left(\frac{1}{\gamma_{Ag^+} \gamma_{Cl^-}} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Sebagai konsentrasi ion inert meningkat menjadi 0,001 M dan di atas, efek dari interaksi ion elektrostatik menjadi semakin penting, menstabilkan ion dalam larutan dan mengarah ke disosiasi ion yang lebih besar. Dengan demikian koefisien aktivitas, γ , menjadi signifikan kurang dari kesatuan dan kelarutan, s , meningkat. Nilai-nilai γ pada konsentrasi ion apapun dapat dihitung dengan menggunakan Debye-Huckel teori, yang memungkinkan perhitungan s .

Perkiraan Pengendapan

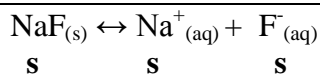
Hasil kali kelarutan secara umum dilambangkan dengan Q_c dan cara menghitungnya sama dengan K_{sp} yaitu merupakan hasil kali konsentrasi ion-ion yang terurai dalam suatu garam sukar larut. Perbedaannya, nilai Q_c menunjukkan hasil kali kelarutan pada keadaan yang belum bisa dipastikan apakah larutan tersebut belum jenuh, tepat jenuh atau lewat jenuh (terbentuk endapan) sedangkan K_{sp} adalah hasil kali konsentrasi ion-ion yang terurai dalam suatu garam sukar larut pada keadaan maksimum (tepat jenuh). Untuk mengetahui keadaan larutan, kita harus mengetahui nilai K_{sp} terlebih dahulu. $Q < K_{sp}$ Larutan tak jenuh. $Q = K_{sp}$ Larutan jenuh $Q > K_{sp}$ Larutan lewat Jenuh.

c. Rangkuman

1. Perhitungan kelarutan: Jika kita mengetahui produk kelarutan dari sedikit larut garam seperti AgCl kita bisa menghitung kelarutan garam dan sebaliknya.
2. Dalam memprediksi presipitasi dalam reaksi: Jika kita mengetahui produk kelarutan dari sebuah garam, kita dapat menemukan apakah pada pencampuran larutan ion-ionnya, presipitasi akan terjadi atau tidak.
3. Dalam analisis kualitatif anorganik: Konsep produk kelarutan dan efek ion umum memainkan peran penting dalam pemisahan radikal-radikal dasar, yaitu kation menjadi beberapa kelompok analisis kualitatif.
4. Pemurnian natrium klorida: Natrium Klorida diperoleh dari air laut atau danau selalu tidak murni. Ini dapat dimurnikan berdasarkan efek ion umum.
5. Perkiraan pengendapan suatu larutan yang diketahui K_{sp} nya dapat dilakukan dengan mengalikan konsentrasi ion-ion produk pangkat koefisien masing-masing. Bila hasil kali lebih besar dari karga K_{sp} yang disajikan, maka larutan mengendap atau lewat jenuh, demikian selanjutnya.

d. Latihan

1. Tentukan urutan kemudahan larut larutan berikut:
 - a. NaF ($K_{sp} = 1 \times 10^{-8}$)
 - b. CuBr_2 ($K_{sp} = 3,2 \times 10^{-8}$)
 - d. FeCl_3 ($K_{sp} = 27 \times 10^{-8}$)

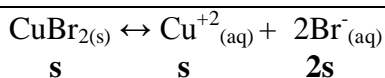
Pembahasan:

$$K_{sp} = [\text{Na}^+][\text{F}^-]$$

$$K_{sp} = (s)(s)$$

$$1 \times 10^{-8} = s^2$$

$$s = 1 \times 10^{-4}$$

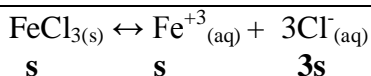


$$K_{sp} = [\text{Cu}^{+2}][\text{Br}^-]^2$$

$$K_{sp} = (s)(2s)^2$$

$$32 \times 10^{-9} = 4s^3$$

$$s = 2 \times 10^{-3}$$



$$K_{sp} = [\text{Fe}^{+3}][\text{Cl}^-]^3$$

$$K_{sp} = (s)(3s)^2$$

$$27 \times 10^{-8} = 27s^3$$

$$s = 1 \times 10^{-2}$$

Semakin besar kelarutan, maka semakin mudah larutan tersebut untuk larut (sukar mengendap). Maka daya larut pada tiga larutan diatas adalah: $\text{FeCl}_3 > \text{CuBr}_2 > \text{NaF}$

2. 25,0 mL 0,002 M K_2CrO_4 dicampur dengan 75mL 0,000125M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Apakah Akan terbentuk endapan PbCrO_4 ? ($K_{sp} \text{PbCrO}_4 = 1,8 \times 10^{-14}$)

Pembahasan:

Q disebut produk ion (atau Ksp percobaan) setelah campuran larutan pencampuran larutan dan sebelum reaksi ion pada kondisi apa pun (tidak jenuh, saturasi atau jenuh). Jadi kita akan menghitung Q menggunakan pers:

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

Konsentrasi CrO_4^{2-} dalam campuran sebelum reaksi = $(0,002\text{M} \times 25 \text{ mL}) / 100\text{mL}$ $[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,0005 \text{ M}$

Perhitungan serupa untuk Pb^{2+}

$$\rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = (0,000125\text{M} \times 75\text{ml}) / 100\text{ml}$$

$$\rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 0,0000934\text{M}$$

$$\begin{aligned} Q &= [\text{CrO}_4^{2-}] [\text{Pb}^{2+}] \\ &= 0,0005 \times 0,0000934 \\ &= 4,69 \times 10^{-8} \end{aligned}$$

Q lebih besar dari Ksp sehingga endapan timbal (II) kromat akan terbentuk.

3. Tentukan pH larutan KOH yang ditambahkan kedalam 100mL AgNO_3 0,01 M agar tepat mengendap! ($K_{sp} \text{AgOH} = 1 \times 10^{-6}$)

Pembahasan:

Tepat mengendap: $Q_C = K_{sp}$

$$[\text{Ag}^+][\text{OH}^-] = K_{sp} \text{AgOH}$$

$$(10^{-2})[\text{OH}^-] = 10^{-6}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = 4 \rightarrow \text{pH} = 10$$

4. Suatu larutan mengandung 0,1M Ca^{2+} dan 0,02M Mg^{2+} . Apakah mungkin untuk memisahkan salah satu dari ion-ion ini

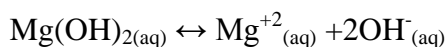
dengan mengendapkannya sebagai hidroksida sambil menjaga yang lain dalam larutan?

$$(K_{sp} [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 5.5 \times 10^{-6}, K_{sp} [\text{Mg}(\text{OH})_2] = 5 \times 10^{-12})$$

Pembahasan:

Ketika dilakukan menambahkan OH ke larutannya, ion logam dengan K_{sp} terkecil akan mengendapkan terlebih dahulu karena butuh jumlah OH^- lebih sedikit dibandingkan dengan yang dengan nilai K_{sp} lebih tinggi. Karena itu, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ akan mengendap terlebih dahulu. pH di mana endapan logam hidroksida berbanding lurus dengan K_{sp} -nya: **pH \propto K_{sp}**

Sekarang kita akan menghitung pH di mana presipitasi $\text{Mg}(\text{OH})_2$ lengkap dengan demikian:



$$K_{sp} \text{Mg}(\text{OH})_2 = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$5 \times 10^{-12} = (2 \times 10^{-6}) [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2,8 \rightarrow \text{pH} = 11,2$$

Kemudian kita menghitung pH di mana presipitasi $\text{Ca}(\text{OH})_2$ akan dimulai sebagai berikut:

$$K_{sp} \text{Ca}(\text{OH})_2 = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$5,5 \times 10^{-6} = (1 \times 10^{-1}) [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{OH}^-] = 7,4 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2,12 \rightarrow \text{pH} = 11,88$$

Jadi dimungkinkan untuk menjaga pH larutan dalam kisaran $11,8 > \text{pH} > 11,2$ untuk terpisah Mg^{2+} dengan mengendapkan sebagai $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sambil menjaga Ca^{2+} dalam larutannya.

e. Lembar Kerja**INFO**

5 Dampak Berbahaya, Stop ‘Kecanduan’ Pupuk Kimia!

Mei 28, 2018

Dalam dunia pertanian, penggunaan pupuk kimia merupakan sebuah tren yang sangat populer. Dibandingkan dengan pupuk kandang, misalnya, pupuk kimia dianggap lebih praktis karena bisa tinggal dibeli saja, sementara pupuk kandang belum tentu bisa didapat dengan mudah. Padahal, penggunaan pupuk kimia memiliki banyak dampak negatif, baik untuk lahan, tanaman, bahkan bagi orang-orang yang mengonsumsi makanan hasil tanaman yang mengandung pupuk kimia tersebut. Ya, mengonsumsi makanan yang terkena zat kimia (pupuk) secara langsung atau tidak langsung tentu akan sangat berbahaya bagi kesehatan.

Hal lain yang juga seharusnya menjadi alasan petani untuk berpikir dua kali menggunakan pupuk kimia organik adalah polusi yang diakibatkannya. Jika hujan turun dan menggeser pupuk kimia dari tempat semula ke tempat lain (misalnya hingga ke sungai), bukan hanya polusi tanah yang dihasilkan, tetapi juga polusi air.

Oleh karena itu, sebaiknya petani mengurangi penggunaan pupuk kimia, melainkan menggantinya dengan pupuk kandang.

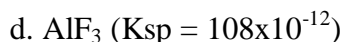
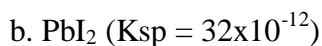
Selain kerugian-kerugian yang telah disebutkan di atas, ada beberapa kerugian lain yang dapat disebabkan oleh penggunaan pupuk kimia jangka panjang, yakni sebagai berikut:

1. Merusak tanah dan mengganggu keseimbangan hara
2. Membunuh organisme dan mikroorganisme
3. Menghambat pembusukan bahan organik
4. Menghambat penyerapan zat hara oleh akar
5. Mempengaruhi hasil panen

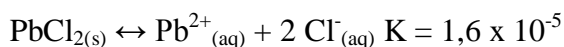
Apakah terdapat kaitan antar informasi di atas dengan materi pada sub pokok bahasan ini? Bila ada, jelaskan!

e. Evaluasi Pembelajaran

1. Tentukan urutan larutan dari yang paling mudah larut hingga paling mudah mengendap dari larutan berikut:



2. PbCl_2 memiliki kelarutan terbatas dalam air netral. Tetapi jumlah ion timbal berkurang ketika natrium klorida ditambahkan air. Penambahan natrium klorida tidak berdampak pada kelarutan $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Pernyataan mana yang menjelaskan mengapa?



a. Sebuah ion natrium bereaksi dengan ion timbal yang dihasilkan.

b. Penambahan ion natrium mengurangi kelarutan zat padat yang sedikit larut.

c. Menambahkan natrium klorida secara efektif menambahkan ion klorida berair. Penambahan ion klorida memiliki dampak Le Chatelier, mendorong kelarutan PbCl_2 ke kiri, dan menghasilkan lebih sedikit pelarutan PbCl_2

3. Hitung konstanta produk kelarutan untuk PbCl_2 ($M_r = 278.1$), jika 50,0 mL dari larutan jenuh PbCl_2 ditemukan mengandung 0,2207 g PbCl_2 terlarut di dalamnya (mis. kelarutan dalam 0,2207 g/50 mL)?

4. $K_{\text{sp}} \text{Cu}(\text{OH})_2$ sebesar 4×10^{-12} . Tentukan pH NaOH yang harus ditambahkan kedalam 100 mL $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,05M agar larutan tepat mengendap!

5. Perkirakan kelarutan molar barium sulfat dalam larutan 0,02 M natrium sulfat. Konstanta kelarutan produk untuk barium sulfat adalah $1,1 \times 10^{-10}$!

f. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi kelarutan memperoleh nilai tertinggi pada pertemuan ini

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang masih belum menguasai materi sub pokok bahasan ini dengan baik, wajib mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

Dalam kesetimbangan larutan, energy bebas gibbs adalah nol karena energy gibbs reaktan dan produk sama. Dalam hidup, cita-cita adalah nol, apabila keinginan tak sama dengan usaha & doa
Noname

MODUL 7 DAYA HANTAR LARUTAN

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN DAYA HANTAR LARUTAN:

Daya hantar larutan merupakan pokok bahasan Kimia Fisika I yang membahas tentang hubungan antara konsentrasi, harga tetapan kesetimbangan, potensial kimia larutan dan energy bebas gibbs larutan dalam kesetimbangan. Pemahaman mengenai kesetimbangan kimia yang telah dipelajari pada modul sebelumnya menjadi dasar pembelajaran pada modul ini, Pembelajaran pada modul ini didasarkan pada kurikulum KKNI dengan pendekatan kontekstual dan strategi SCL.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi daya hantar larutan dengan baik melalui penyusunan karya tulis ilmiah yang akan di upload pada LKTI

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK DAYA HANTAR LARUTAN:

1. Mampu mengelompokkan larutan melalui percobaan
2. Mampu menganalisis perilaku larutan
3. Mampu mengamati gejala alam dan memberi larutan permasalahan lingkungan terkait larutan

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik daya hantar larutan, maka mahasiswa harus menguasai materi kesetimbangan kimia.

**KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN
DAYA HANTAR LARUTAN:**

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait larutan
2. Memahami konsep dasar daya hantar larutan melalui percobaan.
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika
4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan.

KEGUNAAN MODUL

Modul daya hantar larutan ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait potensial kimia larutan dan energy bebas gibbs larutan dalam kesetimbangan.
2. Mahasiswa mampu menyusun karya tulis ilmiah melalui pengalaman belajar mengenai daya hantar larutan

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Larutan Non Elektrolit	Komposisi Larutan
	Potensial Kimia
Larutan ideal dan Non Ideal	Larutan Ideal
	Larutan Non Ideal
Sifat Koligatif Larutan	Karakteristik Sifat Koligatif
	Penurunan Titik Beku
	Kenaikan Titik Didih
	Tekanan Osmosis

G1

LARUTAN NON ELEKTROLIT

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Larutan Non Elektrolit:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar larutan melalui percobaan
- ✚ Mampu menciptakan alat yang mengacu pada prinsip potensial kimia

b. Materi Pembelajaran

Komposisi Larutan

Sebuah larutan adalah campuran dari satu atau lebih zat terlarut (s) (spesies minoritas) tersebar dalam (spesies mayoritas) pelarut. Biasanya, pelarut, dan karenanya larutannya, adalah cairan. Dalam larutan non-elektrolit, spesies tidak dapat berinteraksi elektrostatis. Komposisi, yang merupakan jumlah relatif zat terlarut (s) dan pelarut dalam sistem, dapat didefinisikan oleh konsentrasi, c_i , masing-masing spesies, i . langkah-langkah alternatif tetapi terkait komposisi adalah fraksi mol, x_i , dan molalitas itu, m_i , suatu spesies. fraksi mol digunakan lebih umum untuk semua campuran, bahkan mereka di mana larutan tidak terbentuk.

Potensial Kimia

Potensial kimia, μ_i , adalah parsial molar energi bebas Gibbs dari suatu spesies, i . Total energi bebas Gibbs dari campuran apa pun diperoleh dengan menggabungkan potensi kimia dari semua spesies konstituen..

Topik-topik yang berkaitan: Perilaku Molekul Gas Sempurna, Energi Bebas

Komposisi Larutan

Sebuah larutan adalah campuran dari dua atau lebih spesies; ini terdiri dari satu atau lebih zat minoritas, zat terlarut (s), tersebar di suatu zat mayoritas, hadir dalam jumlah yang lebih besar, pelarut. Dalam sebagian besar larutan, pelarut, dan karenanya larutannya, adalah cairan (meskipun larutan padat yang mungkin). Campuran istilah juga dapat digunakan lebih umum untuk menggambarkan sistem dengan lebih dari satu substansi, sering di bawah kondisi yang mencakup sekitar jumlah yang sama, di mana tidak ada satu substansi dapat dianggap pelarut. Hal ini paling mudah untuk mempertimbangkan spesies kimia yang tidak memiliki ion dan tidak dapat berinteraksi secara elektrostatik, diistilahkan larutan non-elektrolit. Interaksi elektrostatik adalah komplikasi tambahan yang relatif jangka panjang kekuatan menarik dan menolak antara ion dari berlawanan dan seperti biaya ditemukan di ionik atau elektrolit larutan.

Konsentrasi adalah variabel yang biasa digunakan untuk menentukan komposisi, atau jumlah relatif pelarut dan zat terlarut dalam suatu larutan. Konsentrasi spesies A, C_A , didefinisikan sebagai:

$$c_A = \frac{n_A}{V}$$

di mana n_A adalah jumlah mol A dalam larutan dan V adalah volume larutan. Hal ini biasanya memiliki satuan mol dm^{-3} (juga ditulis M untuk molar). Konsentrasi A sering juga ditulis sebagai $[A]$. Sebuah larutan biasanya dibuat dengan

mendispersikan (melarutkan) n_A mol zat terlarut dalam pelarut untuk menghasilkan total volume akhir V . Hal ini umumnya tidak sama dengan pencampuran n_A mol zat terlarut dengan volume, V , air, sebagai volume setelah pencampuran biasanya tidak V dalam kasus ini.

Ukuran alternatif komposisi campuran adalah fraksi mol, x_A . Fraksi mol diberikan oleh:

$$x_A = \frac{n_A}{n}$$

di mana n adalah jumlah total mol spesies hadir dalam campuran. Sebagai contoh, untuk larutan yang mengandung dua zat terlarut, A dan B, dan pelarut, C:

$$n = n_A + n_B + n_C$$

mana n_i adalah jumlah mol suatu spesies, i . Dengan membagi kedua sisi dengan n , ini berarti bahwa $x_A + x_B + x_C = 1$ atau lebih umum, $\sum x_i = 1$. Konsentrasi dan fraksi mol jelas berkaitan erat, seperti V berhubungan dengan n . Konsentrasi adalah variabel komposisi yang lebih sering digunakan, tetapi fraksi mol lebih umum dan sering lebih suka konsentrasi dalam campuran di mana tidak ada pelarut yang jelas. Sistem ini biasanya ditemukan dalam diagram fase, yang mengapa fraksi mol adalah variabel komposisi pilihan dalam fase diagram campuran. Sebuah variabel komposisi ketiga digunakan sesekali untuk larutan adalah molalitas dari spesies A, m_A , didefinisikan oleh:

$$m_A = \frac{n_A}{M}$$

di mana M adalah massa total zat terlarut dan pelarut. Ketika air digunakan sebagai pelarut, 1 dm^3 (1000 cm^3) air memiliki massa $1,000 \text{ kg}$ pada suhu kamar (298 K). Ini berarti bahwa molalitas zat terlarut (dalam mol kg^{-1}) kira-kira sama dengan konsentrasi (dalam mol dm^{-3}) untuk larutan encer, di mana kontribusi dari massa zat terlarut dengan massa keseluruhan diabaikan.

Kepekatan

Jumlah molar parsial dapat dihitung untuk banyak variabel, termasuk variabel termodinamika. Variabel termodinamika yang paling penting untuk sistem tertutup, yang dapat bertukar energi dengan lingkungannya, adalah energi bebas Gibbs. Parsial molar energi bebas Gibbs atau potensial kimia, μ_i , spesies adalah energi bebas Gibbs per mol spesies dalam campuran. Oleh karena itu, total energi bebas Gibbs, G , dari campuran spesies n_A mol A, n_B mol B dan n_C mol C diberikan oleh $G = n_A\mu_A + n_B\mu_B + n_C\mu_C$ atau, lebih umum:

$$G = \sum_i n_i \mu_i$$

untuk semua spesies, i , dalam sistem. Seperti dengan semua jumlah molar parsial lainnya, potensi kimia zat murni umumnya tidak sama dengan potensial kimia dari zat yang dalam campuran. Hal ini disebabkan perbedaan dalam susunan molekul, yang menghasilkan perbedaan dalam interaksi molekul, dalam dua sistem. Umumnya, perbedaan-perbedaan dalam potensi kimia untuk spesies setiap i pada suhu apapun:

$$a_i = p_i/p^\ominus$$

T , diberikan oleh aktivitasnya, a_i , sebagai:

$$\mu_i = \mu_i^\ominus + RT \ln a_i$$

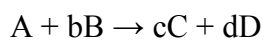
dimana μ_i^\ominus adalah potensial kimia standar dari spesies, atau

potensial kimia. Dimana p_i adalah tekanan parsial gas, i , (lihat Topik A1) dan p° tekanan standar 1 atmosfer. Pada dasarnya, potensi kimia lebih molekul dalam gas yang sempurna memiliki (lebih energi bebas Gibbs) semakin cepat mereka bergerak dan lebih banyak tekanan mereka mengerahkan. Ini adalah ekspresi yang relatif sederhana, yang merupakan konsekuensi dari kenyataan tidak ada interaksi antarmolekul dalam gas sempurna. Umumnya, di semua sistem, ekspresi aktivitas memungkinkan perubahan dalam potensial kimia (parsial molar energi bebas Gibbs) dari spesies apapun yang akan dihitung saat lingkungan molekul berubah dari kondisi standar. Namun, untuk sistem yang lebih rumit yang memiliki interaksi antarmolekul yang signifikan, seperti ion dalam larutan atau campuran non-ideal cairan, hubungan aktivitas lebih rumit, mencerminkan kompleksitas yang lebih besar diperkenalkan oleh interaksi ini.

Pada kesetimbangan, perubahan energi bebas Gibbs untuk reaksi adalah nol dan karenanya energi bebas Gibbs dari reaktan dan produk adalah sama. Untuk transisi fisik, misalnya penguapan:



ini berarti bahwa potensi kimia dari A dalam fase gas dan A dalam fase cair harus sama atau $\mu (l) = \mu (g)$. Terlepas dari kesetimbangan, keseluruhan energi bebas Gibbs dari reaksi apapun:



dapat dihitung dari potensi kimia individu sebagai

$$\Delta G = (c\mu_C + d\mu_D) - (a\mu_A + b\mu_B)$$

c. Rangkuman

1. Sebuah larutan adalah campuran dari satu atau lebih zat terlarut tersebar dalam pelarut, dengan komposisi zat pelarut lebih banyak daripada terlarutnya.
2. Dalam larutan non-elektrolit, spesies tidak dapat berinteraksi elektrostatis.
3. Total energi bebas Gibbs dari campuran apa pun diperoleh dengan menggabungkan potensi kimia dari semua spesies konstituen.
4. Potensi kimia zat murni umumnya tidak sama dengan potensial kimia dari zat yang dalam campuran.
5. Pada kesetimbangan, perubahan energi bebas Gibbs untuk reaksi adalah nol, karenanya energi bebas Gibbs dari reaktan dan produk adalah sama.

d. Latihan

1. Sebuah wadah berisi larutan dengan massa jenis 1,2gr/ml dan $M_r = 98$ gr/mol, bila persen massa zat tersebut adalah 98%, tentukan volume yang dibutuhkan agar diperoleh larutan 6M dengan volume 400mL!

Pembahasan:

$$M_1 = \frac{\rho \times 10 \times \%}{M_r} = \frac{1,2 \times 10 \times 98}{98} = 12M$$

$$M_2 = 2M, \quad V_2 = 500mL$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

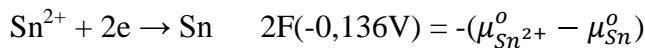
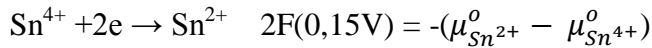
$$12M \times V_1 = 6M \times 400mL \rightarrow$$

$$V_1 = 200mL$$

2. Untuk elektrode $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$, $\varphi_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0,15 \text{ V}$; untuk elektrode Sn^{2+}/Sn $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,136 \text{ V}$. Hitung $\mu_{\text{Sn}^{4+}}^{\circ}$, $\mu_{\text{Sn}^{2+}}^{\circ}$, $\varphi_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}}^{\circ}$

Pembahasan:

Reaksi:



Persamaan kedua menghasilkan:

$$\mu_{\text{Sn}^{2+}}^{\circ} = 2(96484 \text{ J/mol})(-0,136 \text{ V})(10^{-3} \text{ kJ/mol}) = -26,2 \text{ kJ/mol}$$

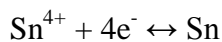
Persamaan pertama menghasilkan:

$$\mu_{\text{Sn}^{4+}}^{\circ} - \mu_{\text{Sn}^{2+}}^{\circ} = 2(96484 \text{ C/mol})(0,15 \text{ V})(10^{-3} \text{ kJ/J}) = 29 \text{ kJ/mol}$$

Kemudian

$$\mu_{\text{Sn}^{4+}}^{\circ} = 29 \text{ kJ/mol} + \mu_{\text{Sn}^{2+}}^{\circ} = 29 - 26,2 = 3 \text{ kJ/mol}$$

untuk mendapatkan, $\varphi_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}}^{\circ}$ tulis reaksi setengah sellnya:



Kemudian,

$$4F \frac{\varphi_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}}^{\circ}}{1} = -(\mu_{\text{Sn}}^{\circ} - \mu_{\text{Sn}^{4+}}^{\circ}) = \mu_{\text{Sn}^{2+}}^{\circ}$$

dan

$$\varphi_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}}^{\circ} = \frac{3000 \text{ J/mol}}{4(96484) \text{ C/mol}} = 0,008 \text{ V}$$

3. Tentukan potensial kimia tembaga apabila elektroda ion tembaga/tembaga kita secara eksplisit mempunyai:

$$4F \frac{\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ}}{1} = -\Delta G^{\circ} = -(\mu_{\text{Cu}}^{\circ} - \mu_{\text{Cu}^{2+}}^{\circ}) = \mu_{\text{Cu}^{2+}}^{\circ}$$

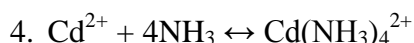
Pembahasan:

karena $\mu_{Cu}^o = 0$, ini menjadi:

$$\mu_{Cu^{2+}}^o = 2F \varphi_{Cu^{4+}/Cu}^o \text{ karena } \varphi_{Cu^{4+}/Cu}^o = +0,337 \text{ V,}$$

$$\begin{aligned} \text{kita mendapatkan: } \mu_{Cu^{2+}}^o &= 2(96484 \text{ C/mol})(+0,337 \text{ V}) \\ &= 65,0 \times 10^3 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

$$\mu_{Cu^{2+}}^o = 65,0 \text{ kJ/mol}$$



Tentukan Konstanta stabilitas kompleks pada reaksi diatas bila:

**Pembahasan:**

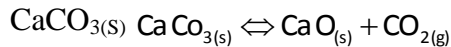
Reaksi ini bukan reaksi oksidasi reduksi ; walaupun demikian itu mungkin saja terdekomposisi menjadi dua buah reaksi setengah sell. Pilih Cd^{2+} sebagai spesi teroksidasi untuk reaksi setengah sell pertama, akan kita sadari bahwa tidak ada spesi tereduksi yang sesuai. Situasi yang sama muncul jika kita pilih $Cd(NH_3)_4^{2+}$ sebagai spesi teroksidasi untuk reaksi setengah sell kedua. Kita ambil saja, kita masukan spesi tereduksi yang sama untuk kedua reaksi tersebut, logam cadmium tampaknya pilihan yang logis.

$$E_{sel}^o = E_{Katoda}^o - E_{Anoda}^o$$

$$E_{sel}^o = -0,40 \text{ V} - (-0,61 \text{ V}) = +0,21 \text{ V}$$

$$\text{Log}_{10} K = \frac{2(0,21 \text{ V})}{0,05196} = 7,1 \text{ atau } K = 1,3 \times 10^7$$

5. Hitung tekanan CO_2 pada $427^\circ C$ dalam reaksi dibawah kesetimbangan

**Pembahasan:**

$$\Delta G_f^\circ \text{CaCO}_3 = -1129 \text{ kJ}$$

$$\Delta G_f^\circ \text{CaO} = -604,2 \text{ kJ}$$

$$\Delta G_f^\circ \text{CO}_2 = -394,6 \text{ kJ}$$

Perubahan energi bebas reaksi adalah

$$\Delta G^\circ_{\text{(reaksi)}} = (-604,2) + (394,6) - (-1129) = 130,2 \text{ kJ}$$

Dengan mensubstitusikan harga ini dalam persamaan:

$$\begin{aligned} \log K_p = \log p_e(\text{CO}_2) &= -\frac{130,2 \times 10^3 \text{ J}}{(2,303)(8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(700 \text{ K})} \\ &= -9,712 \end{aligned}$$

$$P_e(\text{CO}_2) = 1,94 \times 10^{-10} \text{ atm}$$

e. Lembar Kerja**Baca informasi berikut!**

<http://naninverina.blogspot.com/2013/01/accumulator-aki-accumulator.html>

Tuliskan apa yang anda pahami mengenai informasi tersebut bila dikaitkan kedalam topic pada sub pokok bahasan pada modul ini!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Tentukan potensial kimia Nikel apabila elektroda ion Nikel kita secara eksplisit mempunyai:

$$4F \frac{\phi_{\text{Ni}^{2+}}^\circ}{\text{Ni}} = -\Delta G^\circ$$

2. Hitung potensial sell dan tentukan reaksi sell untuk masing-masing sell ini (data dalam table E^o_{sel})
 - a. $\text{Ag}(\text{s})/\text{Ag}^+(\text{aq}, a_{\pm} = 0,01) // \text{Zn}^{2+}(\text{aq}, a_{\pm} = 0,1)/\text{Zn}(\text{s});$
 - b. $\text{Pt}(\text{s})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq}, a_{\pm} = 0,1) \cdot \text{Fe}^{3+}(\text{aq}, a_{\pm} = 0,1) // \text{Cl}^-(\text{aq}, a_{\pm} = 0,001)/\text{AgCl}(\text{s})/\text{Ag}(\text{s});$

- c. $\text{Zn}_{(s)}/\text{ZnO}_2^{2-}(\text{aq}, a_{\pm} = 1), \text{OH}^{-}(\text{aq}, a_{\pm} = 1)/\text{HgO}_{(s)}/\text{Hg}_{(l)}$
3. Hitung konstanta kesetimbangan masing-masing reaksi sell pada soal 2!
4. Potensial standart pada 25°C adalah $\text{Pd}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \leftrightarrow \text{Pd}_{(s)}, \varphi^{\circ} = 0,83 \text{ V}$
 $\text{PdCl}_4^{2-}_{(aq)} + 2e^{-} \leftrightarrow \text{Pd}_{(s)} + 4\text{Cl}^{-}_{(aq)}, \varphi^{\circ} = 0,64 \text{ V}$
- a. Hitung konstanta kesetimbangan untuk reaksi $\text{Pd}^{2+} + 4\text{Cl}^{-} \leftrightarrow \text{PdCl}_4^{2-}$
- b. Hitunglah ΔG° reaksi ini
5. Perhatikan sel berikut ini $\text{Hg}_{(l)}/\text{Hg}_2\text{SO}_4_{(s)}/\text{FeSO}_4_{(s)}(\text{aq}, a=0,01)/\text{Fe}_{(s)}$
- a. Tuliskan reaksi sel
- b. Hitunglah potensial sel, konstanta kesetimbangan untuk reaksi sel, dan perubahan energi Gibbs standart, ΔG° pada 25°C .

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai larutan dan kaitannya dengan energi gibs dalam kesetimbangan, memperoleh nilai terbaik pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang belum memperoleh nilai maksimum, disarankan mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

G2

LARUTAN IDEAL DAN NON IDEAL

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Larutan Ideal:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar larutan ideal dan non ideal
- ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah larutan ideal dan non ideal di lingkungan sekitar melaluia studi lapangan

b. Materi Pembelajaran

Larutan Ideal

Sebuah larutan yang ideal adalah campuran dari dua spesies, A dan B, yang menunjukkan interaksi molekul yang sama antara molekul A, molekul B dan molekul dari B dan A. Menurut definisi, suatu ideal. larutan mematuhi Hukum Raoult, $p_i = p_i^*$, di mana p_i , X_i dan p_i^* adalah parsial tekanan uap, fraksi mol dan tekanan spesies cair i , dan i adalah A atau B.

Larutan Non Ideal

Sebagian besar larutan larutan non-ideal dan menunjukkan penyimpangan dari hukum Raoult. Dalam hal ini, untuk larutan encer dari zat terlarut B dalam pelarut A, disebut larutan ideal-encer, hukum Raoult berlaku untuk pelarut. Untuk zat terlarut, tekanan uap parsial, p_B , terkait dengan fraksi mol-nya, x_B , oleh hukum Henry: $p_B = K_B x_B$ di mana K_B adalah konstan Henry hukum, yang mengkuantifikasi penyimpangan dari perilaku ideal B.

Topik-topik yang berkaitan: Energi Bebas

Larutan Ideal

Fraksi mol spesies apapun dalam sistem cair adalah setara variabel untuk tekanan parsial spesies dalam gas, seperti dalam setiap kasus meningkatkan variabel ini menyebabkan peningkatan jumlah molekul dari spesies per satuan volume. Ini berarti bahwa aktivitas cairan berhubungan dengan fraksi mol-nya. Larutan ideal dari campuran dua cairan, A dan B, adalah satu di mana interaksi antara pasangan yang sama dari molekul, A dan A atau B dan B dalam larutan yang sama besarnya dengan yang antara molekul berbeda A dan B. Sebuah contoh yang baik adalah benzena dan toluena, yang merupakan molekul dengan ukuran yang sangat mirip dan bentuk dan memiliki interaksi yang sangat mirip. Dalam hal ini hukum Raoult dipatuhi, yaitu:

$$p_i = p_i^* x_i$$

mana p_i , x_i dan P_i^* tekanan uap parsial, fraksi mol dan tekanan uap spesies cair i , di mana i adalah A atau B. Tekanan uap spesies i adalah tekanan gas i dalam kesetimbangan dengan spesies cairan murni. Oleh karena tekanan uap parsial dari i cair adalah tekanan parsial i dalam campuran uap di kesetimbangan dengan campuran cairan. Umumnya tekanan uap, p , uap campuran diberikan oleh $p = \sum p_i$. Asal usul hukum Raoult adalah bahwa tekanan uap parsial dari saya adalah karena keseimbangan pada permukaan antara molekul saya di menguap cair dan molekul dari saya dalam kondensasi uap. Reaksi ini terjadi lebih dari itu sebagian kecil dari permukaan ditutupi oleh i , $p_i \propto x_i^*$, dan $x_i = 1$ (untuk i murni).

Larutan Non Ideal

Hukum Raoult hanya berlaku untuk sangat sedikit sistem sama sekali komposisi. Umumnya, sangat jarang untuk interaksi antara A dan B menjadi persis sama atau bahkan mirip. Ini sangat mempersulit situasi untuk konsentrasi tinggi zat terlarut. Namun, untuk semua larutan di mana zat terlarut (B) adalah pada konsentrasi yang sangat rendah, hampir seluruh permukaan terdiri dari:

$$\mu_A = \mu_A^\ominus + RT \ln a_A \text{ with } a_A = x_A$$

Molekul-molekul pelarut (A) dan adanya molekul B hanya mempengaruhi sejumlah kecil molekul pelarut. Dalam hal ini, sebagian besar A interaksi yang dengan molekul A lainnya, yang berarti bahwa hukum Raoult berlaku untuk uap pelarut. Larutan di bawah kondisi ini disebut larutan yang ideal-encer. Potensial kimia pelarut dalam fasa cair kemudian diberikan oleh, ketika $a_A = x_A = 1$, yang merupakan potensi kimia cair murni A.

Menurut definisi, aktivitas cairan murni kesatuan. Sebagai $x_A = 1 - x_B$, menambahkan zat terlarut menurunkan x_A bawah kesatuan, dan mengikuti bahwa potensi kimia pelarut murni selalu kurang dari satu murni. Ini berarti bahwa pelarut murni lebih stabil dari satu murni, karena memiliki molar rendah energi bebas Gibbs, sehingga menambahkan zat terlarut menurunkan kecenderungan untuk pelarut untuk menguap atau membekukan. Ini adalah asal dari sifat koligatif pelarut.

Dalam kondisi yang sangat encer molekul zat terlarut, B, dikelilingi hampir seluruhnya oleh molekul A;

$$p_B = K_B x_B \quad \text{when } x_B \ll 1$$

kondisi yang sangat berbeda dari yang yang hadir dalam cairan murni B. Namun, eksperimen tekanan uap parsial, p_B , masih ditemukan sebanding dengan fraksi mol nya, x_B :

$$p_B = K_B x_B \quad \text{when } x_B \ll 1$$

di mana K_B adalah konstan (tidak harus bingung dengan dasar kesetimbangan disosiasi konsta). Persamaan ini disebut hukum Henry dan K_B sering disebut Henry hukum konstan. nilainya konstan untuk zat terlarut tertentu, B, tetapi juga tergantung pada sifat pelarut, A, sebagai pembubaran B melibatkan pembentukan B-A interaksi dan gangguan A-A interaksi. Kuat interaksi B-A relatif terhadap A-A interaksi akan cenderung mendukung B berada di cairan dan mengurangi p_B (menghasilkan K_B kecil) sementara interaksi B-A relatif lemah akan menyebabkan K_B yang lebih besar. Meskipun hukum Henry hanya berlaku untuk mencairkan larutan, banyak sistem nyata seperti gas-gas terlarut dalam air atau dalam darah hanya seperti larutan encer. Dalam hal ini, pengetahuan tentang nilai-nilai K_B gas untuk sistem ini memungkinkan fraksi mol (dan dari ini konsentrasi) gas ini akan ditentukan pada setiap tekanan uap parsial atau tekanan parsial.

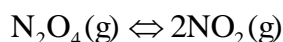
c. Rangkuman

1. Dalam kondisi yang sangat encer molekul zat terlarut, dikelilingi hampir seluruhnya oleh molekul zat pelarut.
2. Sebuah larutan yang ideal adalah campuran dari dua spesies yang mematuhi Hukum Raoult.
3. Sebagian besar larutan larutan non-ideal dan menunjukkan penyimpangan dari hukum Raoult.

- Meskipun hukum Henry hanya berlaku untuk mencairkan larutan, banyak sistem nyata seperti gas-gas terlarut dalam air atau dalam darah hanya seperti larutan encer.
- Menambahkan zat terlarut menurunkan kecenderungan untuk pelarut untuk menguapkan atau membekukan.

e. Latihan

- Hitung fraksi mol masing-masing komponen dalam reaksi kesetimbangan berikut ini:



Pembahasan:

Misalkan α_e adalah derajat disosiasi N_2O_4 pada temperatur dan tekanan ini, kemudian pada kesetimbangan.

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 2(1 - \alpha_e) \text{ dan } n(\text{NO}_2) = 4\alpha_e$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) + n(\text{NO}_2) = 2 - 2\alpha_e + 4\alpha_e = 2(1 + \alpha_e)$$

$$x_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{2(1 - \alpha_e)}{2(1 + \alpha_e)} = \frac{1 - \alpha_e}{1 + \alpha_e}$$

$$x_{\text{NO}_2} = \frac{2 \cdot 2\alpha_e}{2(1 + \alpha_e)} = \frac{2\alpha_e}{1 + \alpha_e}$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1 - \alpha_e}{1 + \alpha_e} P \text{ atm dan } p_{\text{NO}_2} = \frac{2\alpha_e}{1 + \alpha_e} P \text{ atm}$$

- Hitung tekanan parsial $\text{NO}_2(\text{g})$ pada tekanan total 1 atmosfer dan 25°C soal no.1, bila pada keadaan awal 2 mol NO_2 :

Diketahui $\Delta G_f^\circ \text{ N}_2\text{O}_4 = 98,286 \text{ KJ}$, $\Delta G_f^\circ \text{ NO}_2 = 98,286 \text{ kJ}$

Pembahasan:

Berdasarkan data diatas, maka konstanta kesetimbangan akan menjadi:

$$\begin{aligned}
 K_p &= \frac{p_{\text{NO}_3}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(2\alpha_e / 1 + \alpha_e)^2 P^2 \text{ atm}^2}{(1 - \alpha_e / 1 + \alpha_e) P \text{ atm}^2} \\
 &= \frac{4x_e^2 P}{1 - \alpha_e^2} \text{ atm} = \frac{4x_e^2}{1 - \alpha_e^2} \cdot P = 1 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

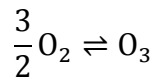
K_p dapat dihitung dari hubungan:

$$\begin{aligned}
 \Delta G^\circ &= -RT \ln K_p \\
 \Delta G^\circ_{\text{reaksi}} &= \sum_i^{\text{Produk}} n_i \Delta G_f^\circ - \sum_j^{\text{Reaktan}} n_j \Delta G_f^\circ \\
 &= 2 \times 51,84 - 98,286 = 5,40 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Dengan mensubstitusikan harga ini dalam persamaan:

$$\begin{aligned}
 \log K_p &= \frac{-(5,395 \times 10^3 \text{ J})}{(2,303)(8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(298 \text{ K})} \\
 &= -0,3897 \\
 K_p &= 0,4077 = 0,408
 \end{aligned}$$

3. Ozon didapatkan dari oksigen dengan reaksi :



jika ΔG°_f ozon adalah $163,43 \text{ kJ mol}^{-1}$, hitung K_p pada 25°C !

Pembahasan:

Energi bebas standar reaksi akan menjadi

$$\begin{aligned}
 \Delta G^\circ(\text{reaksi}) &= \sum_i^{\text{produk}} n_i \Delta G_f^\circ(i) - \sum_i^{\text{reaktan}} n_i \Delta G_f^\circ(i) \\
 &= 163,43 - \frac{3}{2} \times 0 \\
 &= 163,43 \text{ KJ}
 \end{aligned}$$

substitusikan harga – harga ini dalam persamaan :

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} = \frac{163,43 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{(8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ k}^{-1})(298 \text{ K})} \text{ atau}$$

$$\log K_p = \frac{163,43 \times 10^3}{(8,314)(298)(2,303)} = -28,69$$

$$K_p = 10^{-28,69} = 0,20 \times 10^{-28}$$

2. Dalam soal No.3 jika reaksi dilakukan pada 1 atm dan temperature 25⁰c, hitung K_x dan K_c.

Pembahasan:

Harga K_p yang diperoleh dalam soal No.3 adalah :

K_p = 10^{-28,69} = 2,04 × 10⁻²⁹ sekarang dengan mensubstitusikan masing-masing harga dalam hubungan :

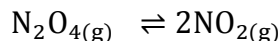
$$\begin{aligned} K_x &= K_p (P)^{-\Delta V} = (2,04 \times 10^{-29})(1 \text{ atm})^{-1/2} \\ &= 2,04 \times 10^{-29} \text{ atm}^{-1/2} \end{aligned}$$

Dalam hal yang sama

$$\begin{aligned} K_c &= K_p (RT)^{-\Delta v} = \frac{2,04 \times 10^{-29}}{[(0,0821 \text{ dm}^3\text{mol}^{-1}\text{k}^{-1})(298\text{K})]^{1/2}} \\ &= 4,13 \times 10^{-30} \end{aligned}$$

3. N₂O_{4(g)} ⇌ 2NO_{2(g)} Ungkapkan nilai derajat disosiasinya!

Pembahasan:



Mula : 1 -
 Rx : α 2α

 Stb : 1-α 2α

Mol total = (1- α) + 2α

$$= 1 + \alpha \rightarrow \alpha = \left[\frac{K_p}{K_p + 4 \left(\frac{P}{P_0} \right)} \right]^{1/2}$$

$$K_p = \frac{(X_{\text{NO}_2} \cdot P/P_0)^2}{(X_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P/P_0)} = \frac{\left[\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha} \right) P/P_0 \right]^2}{\left[\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \right) P/P_0 \right]} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha} \right)^2 (P/P_0)^2}{\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \right) (P/P_0)}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)(1-\alpha)}\right) P/P_0}{\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha}\right)} = \frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)(1-\alpha)} \left(\frac{1+\alpha}{1-\alpha}\right) P/P_0$$

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{(1-\alpha^2)} P/P_0 \rightarrow K_p (1 - \alpha^2) = 4a^2 \cdot P/P_0$$

$$K_p - K_p \alpha^2 = 4a^2 \cdot P/P_0 \rightarrow K_p = \alpha^2 \cdot (P/P_0 + K_p)$$

$$\alpha^2 = \frac{K_p}{\frac{4P}{P_0} + K_p} \rightarrow \alpha^2 = \frac{K_p}{4(P/P_0) + K_p}$$

$$\alpha = \left(\frac{K_p}{4(P/P_0) + K_p} \right)^{1/2}$$

e. Lembar Kerja

SURABAYA - Asosiasi pengusaha besi dan baja atau The Indonesian Iron and Steel Industry Association (IISIA) akan mengoptimalkan jutaan ton limbah slag menjadi bahan material lapis fondasi dan lapis fondasi bawah, menyusul dikeluarkannya Standar Nasional Indonesia (SNI) tahun ini. Slag selama ini masuk dalam kategori limbah Bahan Berbahaya Beracun (B3).

Wakil Ketua IISIA, Ismail Mandry menyatakan, pihak Kementerian Lingkungan Hidup dan Kehutanan (KLHK) bersama asosiasi baja, akademisi telah melakukan penelitian bersama dalam beberapa tahun terakhir ini, slag kini sudah memiliki SNI. Yakni, SNI 8378:2017 (spesifikasi lapis fondasi dan lapis fondasi bawah). Pihaknya yakin, keberadaan SNI ini akan menggerakkan industri besi baja di Indonesia. Tercatat jumlah anggota IISIA saat ini sebanyak 143 perusahaan.

Lukman Hakim

Senin, 25 Desember 2017 - 17:11 WIB

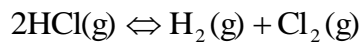
Link:

<https://ekbis.sindonews.com/read/1268640/34/asosiasi-pengusaha-besi-dan-baja-manfaatkan-limbah-slag-1514193838>

Berdasarkan informasi diatas dan pemahaman mengenai sub pokok bahasan pada modul ini, tuliskan dalam bentuk essay pemikiran anda terkait masalah ini beserta solusi yang anda tawarkan!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Suatu larutan X dengan persen massa terlarut sebesar 29,25 % ($M_r=58,5$) dalam air. Tentukan fraksi mol masing-masing komponen larutan!
2. Hitung fraksi mol masing-masing komponen dalam reaksi kesetimbangan berikut ini:



3. Dengan Menggunakan tabel nilai ΔG , Hitung tekanan parsial $\text{NO}_2(\text{g})$ pada tekanan total 1 atmosfer dan 25°C soal no.2!
4. Komposisi suatu campuran X-Y pada suhu 27°C , masing-masing adalah 0,75 X dan 0,25 Y. Apabila Tekanan murni X=33mCmHg, tentukan:
 - a. Tekanan parsial masing-masing
 - b. Tekanan Total
 - c. Fraksi mol uap X dan Y

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang mampu mengerjakan tugas pada pertemuan Modul ini, diberi kesempatan menjadi leader pembelajaran.

Tindak Lanjut : Diakhir pembelajaran, dosen memperbaiki konsep yang kurang tepat dan mengarahkan mahasiswa dalam menarik kesimpulan yang benar.

G3

SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Sifat Koligatif Larutan:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep sifat koligatif larutan
- ✚ Mampu mengamati dan memberi tanggapan terkait permasalahan yang terjadi dilingkungan sekitar terkait sifat koligatif larutan

b. Materi Pembelajaran

Karakteristik Sifat Koligatif

Sifat koligatif larutan adalah sifat yang hanya bergantung pada jumlah molekul zat terlarut bukan jenis zat terlarutnya.

Penurunan Titik Beku

Ketika sejumlah kecil tidak mudah menguap zat terlarut B ditambahkan ke pelarut A untuk membuat larutan ideal-encer, depresi titik beku A, ΔT_f , terkait dengan molalitas dari B, m_B , oleh $\Delta T_f = K_f m_B$, K_f adalah konstan untuk diberikan pelarut, A.

Kenaikan Titik Didih

Ketika sejumlah kecil tidak mudah menguap zat terlarut B ditambahkan ke pelarut A untuk membuat larutan ideal-encer, kenaikan titik didih A, ΔT_b , terkait dengan molalitas dari B, oleh $\Delta T_b = i \times m_B$.

Tekanan Osmosis

Tekanan osmotik, Π , didirikan antara murni pelarut, A, dan merupakan larutan ideal-encer dari zat terlarut, B, melintasi membran permeabel hanya untuk pelarut diberikan oleh $\pi \approx c_B R T$, di mana c_B adalah konsentrasi zat terlarut B.

Interferensi konstruktif dari radiasi yang dipantulkan terjadi jika kondisi Bragg terpenuhi: $n\lambda = 2d \sin\theta$.

Topik-topik yang berkaitan: Dasar Keseimbangan

Karakterisasi Sifat Koligatif

Dalam larutan ideal-encer, ketika sebuah zat terlarut yang tidak mudah menguap, B, ditambahkan ke pelarut, A potensi kimia pelarut cair diturunkan, sebagai :

$$\mu_A = \mu_A^\ominus + RT \ln X_A$$

Di mana x_A adalah fraksi mol A (persatuan untuk murni A dan Penurunan ketika B ditambahkan) dan μ^\ominus adalah potensial kimia standar (atau molar energi bebas Gibbs) dari cairan murni A. Efek ini tidak tergantung pada sifat kimia dari B, tetapi hanya tergantung pada jumlah mol B ditambahkan, ditentukan oleh fraksi mol-nya, x_B , sebagai $x_A = 1 - x_B$. stabilisasi termodinamika ini dari hasil pelarut dalam perubahan terukur, seperti depresi dari tekanan uap pelarut, penurunan suhu pembekuan dan peningkatan titik didih, yang hanya bergantung pada jumlah mol B ditambahkan, dan tidak nya struktur kimia. Sifat-sifat seperti ini disebut sifat koligatif. Pengukuran salah satu dari sifat ini berguna ketika mencirikan substansi yang massa molekul tidak diketahui. Selain dari suatu massa zat ini sebagai B untuk pelarut untuk membentuk larutan ideal-encer memungkinkan penentuan sifat koligatif untuk mendapatkan x_B , m_B molalitas atau C_B konsentrasi. Menggunakan jumlah mol, volume atau massa pelarut (semua yang terkait) masing-masing maka memungkinkan penentuan jumlah mol B menambahkan. Ini, dalam hubungannya dengan massa tambahan B, memungkinkan massa molar (atau massa satu mol) dari B yang akan ditentukan.

Penurunan Titik Beku Pelarut

Untuk keseimbangan yang sesuai dengan transisi fisik A antara cair padat dan: $A_{(ca)} \rightleftharpoons A_{(m)}$

aktivitas A pelarut dalam cairan diberikan oleh $a_A = x_A$. Ini berarti bahwa jumlah kecil dari zat terlarut, B, ditambahkan dalam larutan ideal-encer mempengaruhi kegiatan ini. Kesetimbangan didirikan hanya pada suhu beku atau titik beku (yang sama dengan suhu leleh atau titik leleh) dari A. Di bawah suhu ini, semua cairan A telah dibekukan dan A hanya hadir sebagai padat; di atas suhu ini, semua yang solid A telah mencair dan hanya cair A hadir. Pada suhu kesetimbangan, perubahan energi bebas Gibbs dan karenanya konstanta kesetimbangan, K, untuk reaksi didominasi oleh A (karena ada jumlah menit hadir B) dan diberikan oleh $K = x_A$, murni padat A memiliki suatu kegiatan 1. Variasi suhu kesetimbangan ini konstan diberikan oleh persamaan van't Hoff:

$$\ln K_{T1} - \ln K_{T2} = \ln \left(\frac{K_{T1}}{K_{T2}} \right) = \frac{-\Delta H_{\text{fus}}^{\ominus}}{R} \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

dimana $\Delta H_{\text{fus}}^{\ominus}$ dibutuhkan untuk melelehkan mol padat A dalam kondisi standar). Untuk cairan A murni, $K_{T2} = x_A = 1$ dan $T_2 = T_f^{\ominus}$, Titik beku cairan A murni, sedangkan bila B ditambahkan, $K_{T1} = x_A$ dan $T_1 = T_f$, titik beku baru. Karena itu:

$$\ln(x_A) = \frac{-\Delta H_{\text{fus}}^{\ominus}}{R} \left[\frac{1}{T_f} - \frac{1}{T_f^{\ominus}} \right]$$

dimana:

$$-x_B \approx \ln(1 - x_B) = \frac{-\Delta H_{\text{fus}}^{\ominus}}{R} \left[\frac{1}{T_f} - \frac{1}{T_f^{\ominus}} \right]$$

ketika sejumlah kecil B ditambahkan dan x_B kecil dibandingkan dengan 1. Dengan kondisi tersebut, perubahan suhu beku juga kecil dan:

$$\frac{1}{T_f} - \frac{1}{T_f^0} = \frac{T_f^0 - T_f}{T_f^0 T_f} = \frac{\Delta T_f}{(T_f^0)^2} \quad \text{where} \quad \Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

ΔT_f adalah titik beku depresi, penurunan suhu beku pelarut A pada menambahkan B (didefinisikan sebagai nilai positif).

Demikian:

$$x_B = \frac{\Delta H_{fus}^\ominus}{R(T_f^0)^2} \Delta T_f$$

Biasanya, persamaan ini ditulis dalam hal molalitas dari B, m_B . Pada ini konsentrasi rendah, $x_B = MBM$, di mana M adalah massa satu mol pelarut, atau massa molar. persamaan kemudian menjadi:

$$\Delta T_f = \frac{R(T_f^0)^2 M}{\Delta H_{fus}^\ominus} m_B = K_f m_B \quad \text{where} \quad K_f = \frac{R(T_f^0)^2 M}{\Delta H_{fus}^\ominus}$$

K_f adalah konstan cryoscopic atau titik beku depresi konstan pelarut A (tidak harus bingung dengan konstanta kesetimbangan, lihat bagian C). K_f secara prinsip dapat dihitung dari entalpi fusi dan titik beku cairan A murni, tetapi dalam prakteknya nilai-nilai telah diukur secara eksperimen dan ditabulasikan untuk berbagai pelarut. Nilai ini dapat digunakan, bersama dengan nilai yang terukur dari ΔT_f , untuk menentukan m_B dan / atau x_B untuk zat terlarut apapun.

Kenaikan Titik Didih Larutan

Untuk keseimbangan yang sesuai dengan transisi fisik A antara cair dan uap dalam larutan ideal-encer: $A_{(l)} \rightleftharpoons A_{(g)}$

aktivitas A pelarut dalam cairan lagi diberikan oleh $a_A = x_A$. Konstanta kesetimbangan untuk proses ini, yang didominasi oleh A:

$$K = \frac{p_A}{p^\ominus x_A}$$

dimana p^\ominus , tekanan standar, memiliki nilai 1 atmosfer. Pada titik didih, tekanan pelarut, p_A juga 1 atmosfer, dan $K = 1 / x_A$. Dengan analogi dengan kesetimbangan titik beku:

$$-\ln x_A = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}^\ominus}{R} \left[\frac{1}{T_b} - \frac{1}{T_b^\ominus} \right]$$

di mana T_b dan T_b^\ominus merupakan titik didih pelarut A (dengan B ditambahkan) dan murni pelarut A, masing-masing, dan $\Delta H_{\text{vap}}^\ominus$ adalah entalpi standar penguapan pelarut A (entalpi yang dibutuhkan untuk merebus mol cairan).

Perubahan tanda ekspresi berarti bahwa menambahkan zat terlarut B menstabilkan cairan A dan mengarah ke peningkatan titik didih pelarut, yang sesuai dengan nilai positif dari $\Delta T_b = T_b - T_b^\ominus$, Yang dikenal sebagai kenaikan titik didih. Ekspresi akhir adalah:

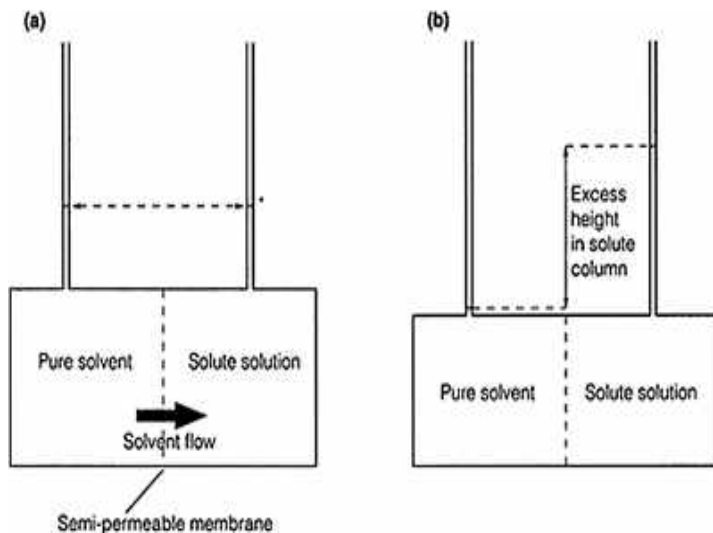
$$\Delta T_f = \frac{R(T_f^\ominus)^2 M}{\Delta H_{\text{fus}}^\ominus} m_B = K_f m_B \quad \text{where} \quad K_f = \frac{R(T_f^\ominus)^2 M}{\Delta H_{\text{fus}}^\ominus}$$

adalah konstan ebullioscopic atau titik didih kenaikan konstan. Seperti dengan konstan cryoscopic, ini adalah konstan untuk setiap pelarut tertentu, dan nilai-nilai telah diukur secara

eksperimen dan ditabulasi, yang lagi-lagi memungkinkan penentuan x_B dan m_B untuk setiap zat terlarut dari ΔT_b .

Tekanan Osmosis

Osmosa adalah pergerakan pelarut dari larutan konsentrasi zat terlarut rendah (konsentrasi pelarut tinggi) ke salah satu konsentrasi zat terlarut lebih tinggi (konsentrasi pelarut rendah). iliki lubang yang cukup kecil untuk mencegah molekul zat terlarut besar. Dalam pengukuran tekanan osmotik, membran semi-permeabel, yang hanya permeabel untuk pelarut (karena mem melewati) memisahkan dua cairan. Ini berarti bahwa teknik ini hanya digunakan untuk molekul zat terlarut relatif besar,



Gambar 7.1. Skema diagram alat untuk mengukur tekanan osmotik. (A) Cairan pada awal pengukuran; (B) Cairan pada kesetimbangan

sering polimer atau makromolekul biologi. Biasanya, satu cair adalah air murni dan yang lainnya adalah solusi zat terlarut yang menarik. Ini menghasilkan aliran air dari pelarut ke dalam larutan

zat terlarut. Pada percobaan (Gbr 7.1) menggabungkan dua kolom vertikal identik.

Larutan pekat pada kolom zat terlarut dibandingkan dengan kolom pelarut menghasilkan kekuatan ber-lebih gravitasi (dan tekanan) di kompartemen zat terlarut. Keadaan ini terjadi perbedaan tekanan lawan dengan tekanan osmotik, mencoba untuk melewati pelarut kembali melalui membran. Ketika tekanan ini identik melawan tekanan osmotik, π , tekanan membawa aliran pelarut osmotik, aliran berhenti dan keseimbangan didirikan dengan ketinggian cairan dalam dua kolom tetap konstan. Tekanan yang diberikan di kaki kolom pelarut sebanding dengan tingginya, sehingga pembacaan perbedaan ketinggian dua kolom kemudian mengarah langsung ke perbedaan tekanan, yang itu sendiri sama dengan π . Tekanan osmotik larutan ideal-encer kemudian diberikan oleh:

$$\pi V \approx nBRT$$

di mana nB adalah jumlah mol zat terlarut B. Dengan demikian:

$$\pi \approx cBRT$$

yang memungkinkan CB , konsentrasi zat terlarut B dalam larutan di kompartemen kanan pada kesetimbangan, diukur tiap suhu T .

c. Rangkuman

1. Sifat koligatif larutan adalah sifat yang hanya bergantung pada jumlah molekul zat terlarut bukan jenis zat terlarutnya
2. Pengukuran salah satu sifat koligatif memungkinkan penentuan molalitas atau konsentrasi zat terlarut, dari mana

massa molekul zat terlarut dapat dihitung, jika massa zat terlarut dalam larutan dan volume larutan diketahui.

3. K_f secara prinsip dapat dihitung dari entalpi fusi dan titik beku cairan A murni, tetapi dalam prakteknya nilai-nilai telah diukur secara eksperimen dan ditabulasikan untuk berbagai pelarut.
4. Tekanan osmosis adalah pergerakan **pelarut** dari larutan konsentrasi zat terlarut rendah (konsentrasi pelarut tinggi) ke salah satu konsentrasi zat terlarut lebih tinggi (konsentrasi pelarut rendah)
5. Ketika tekanan ini identik melawan tekanan osmotik, π , tekanan membawa aliran pelarut osmotik, aliran berhenti dan keseimbangan didirikan dengan ketinggian cairan dalam dua kolom tetap konstan.

d. Latihan

1. Larutan terdiri dari 0,35 fraksi mol benzena dan 0,65 fraksi mol toluena. Tekanan uap benzena murni 75 mmHg dan tekanan uap toluena murni pada suhu itu 22 mmHg. Hitung tekanan uap masing-masing komponen dan tekanan total larutan tersebut.

Pembahasan:

$$P_{\text{benzena}} = 0,35 \times 75 \text{ mmHg} = 26,25 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{toluena}} = 0,65 \times 22 \text{ mmHg} = 14,30 \text{ mmHg}$$

$$\begin{aligned} \text{Tekanan total larutan} &= 26,25 \text{ mmHg} + 14,30 \text{ mmHg} \\ &= 40,55 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

2. Hitung tekanan osmotik suatu larutan yang mengandung 34,2 gram gula ($M_r = 342$) dalam 1 liter larutan pada 40°C .

Pembahasan:

$$\text{Molaritas gula} = (34,2/342) / 1 = 0,1 \text{ M}$$

$$\pi = 0,1 \text{ M} \times 0,082 \text{ Latmmol}^{-1}\text{K}^{-1} \times (273 + 40)\text{K}$$

$$\pi = 2,556 \text{ atm}$$

e. Lembar Kerja

MASALAH HIPERTENSI DI INDONESIA

Dipublikasikan Pada : **Senin, 07 Mei 2012 01:39:33**

Jakarta, 6 Mei 2012

Prevalensi Hipertensi atau tekanan darah di Indonesia cukup tinggi. Selain itu, akibat yang ditimbulkannya menjadi masalah kesehatan masyarakat. Hipertensi, merupakan salah satu faktor risiko yang paling berpengaruh terhadap kejadian penyakit jantung dan pembuluh darah. Hipertensi sering tidak menunjukkan gejala, sehingga baru disadari bila telah menyebabkan gangguan organ seperti gangguan fungsi jantung atau stroke. Tidak jarang hipertensi ditemukan secara tidak sengaja pada waktu pemeriksaan kesehatan rutin atau datang dengan keluhan lain. Demikian disampaikan Dirjen Pengendalian Penyakit dan Penyehatan Lingkungan (PP dan PL), Kemenkes, Prof. dr. Tjandra Yoga Aditama mengenai beberapa Masalah Hipertensi di Indonesia. Hasil Riset Kesehatan Dasar (Riskesdas) 2007 menunjukkan, sebagian besar kasus hipertensi di masyarakat belum terdiagnosis. Hal ini terlihat dari hasil pengukuran tekanan darah pada usia 18 tahun ke atas ditemukan prevalensi hipertensi di Indonesia sebesar 31,7%, dimana hanya 7,2% penduduk yang sudah mengetahui memiliki hipertensi dan hanya 0,4% kasus yang minum obat hipertensi. "Ini menunjukkan, 76% kasus hipertensi di masyarakat belum terdiagnosis atau 76% masyarakat belum mengetahui bahwa mereka menderita hipertensi", kata Prof Tjandra Yoga. Untuk mengelola penyakit hipertensi termasuk penyakit tidak menular lainnya.

Kemenkes membuat kebijakan yaitu: 1). Mengembangkan dan memperkuat kegiatan deteksi dini hipertensi secara aktif (skrining); 2). Meningkatkan akses masyarakat terhadap pelayanan deteksi dini melalui kegiatan Posbindu PTM; 3). Meningkatkan akses penderita terhadap pengobatan hipertensi melalui revitalisasi Puskesmas untuk pengendalian PTM melalui Peningkatan sumberdaya tenaga kesehatan yang profesional dan kompeten.

Menurut Prof. Tjandra upaya Pencegahan dan Penanggulangan hipertensi dimulai dengan meningkatkan kesadaran masyarakat dan perubahan pola hidup ke arah yang lebih sehat. Untuk itu Puskesmas sebagai fasilitas pelayanan kesehatan dasar perlu melakukan Pencegahan primer yaitu kegiatan untuk menghentikan atau mengurangi faktor risiko Hipertensi sebelum penyakit hipertensi terjadi, melalui promosi kesehatan seperti diet yang sehat dengan cara makan cukup sayur-buah, rendah garam dan lemak, rajin melakukan aktifitas dan tidak merokok.

Puskesmas juga perlu melakukan pencegahan sekunder yang lebih ditujukan pada kegiatan deteksi dini untuk menemukan penyakit. Bila ditemukan kasus, maka dapat dilakukan pengobatan secara dini. Sementara pencegahan tertier difokuskan pada upaya mempertahankan kualitas hidup penderita. Pencegahan tertier dilaksanakan melalui tindak lanjut dini dan pengelolaan hipertensi yang tepat serta minum obat teratur agar tekanan darah dapat terkontrol dan tidak memberikan komplikasi seperti penyakit ginjal kronik, stroke dan jantung. Penanganan respon cepat juga menjadi hal yang utama agar kecacatan dan kematian dini akibat penyakit hipertensi dapat terkendali dengan baik. Pencegahan tertier dilaksanakan agar penderita hipertensi terhindar dari komplikasi yang lebih lanjut serta untuk meningkatkan kualitas hidup dan memperpanjang lama ketahanan hidup. Prof. Tjandra mengatakan, untuk mendeteksi atau menegakkan diagnosis penyakit hipertensi,

Berdasarkan informasi diatas dan materi pada pokok bahasan ini, susun sebuah essay terkait pendidikan kesehatan!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Suatu senyawa organik dilarutkan dalam air hingga volume 500 ml. Apabila persen volum senyawa organik tersebut adalah 10%, tentukan massa molekul relatif senyawa organik tersebut, apabila dicampur menghasilkan larutan dengan titik beku $-0,3^{\circ}\text{C}$! ($K_f \text{ air} = 1,86^{\circ}\text{C/mol}$, $\rho_{\text{air}} = 1,00 \text{ gr/mL}$)
2. Interpretasikan:
 - a. Penurunan titik beku
 - b. Kenaikan titik didih dalam terminology potensial kimia sebagai suatu ukuran 'escaping tendency'
3. Dua puluh gram zat terlarut ditambahkan ke 100 gram air pada 25°C . Tekanan uap air murnia dalah 23,76 mmHg; tekanan uap larutan adalah 22,41 mmHg.

Hitung:

- a. Massa molar zat terlarut
 - b. Berapa massa zat terlarut yang dibutuhkan dalam 100 gram air untuk mengurangi tekanan uap 1,5 harga untuk air murni?
4. Dua gram asam benzoat dilarutkan dalam 25 gram benzena, $K_f = 4,9 \text{ K kg/mol}$, menghasilkan penurunan titik beku $1,62 \text{ K}$. Hitung massa molar, kemudian bandingkan dengan massa molar yang diperoleh dari rumus asam benzoat, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.
 5. Panas peleburan asama setat adalah $11,72 \text{ kJ/mol}$ pada titik leleh $16,61^{\circ}\text{C}$. Hitung:
 - a. K_f asam asetat, jika 6 gram urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, dilarutkan dalam 1 L larutan
 - b. Tekanan osmotic larutan pada 27°C

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai sifat koligatif larutan, peroleh nilai terbaik pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang belum memperoleh nilai maksimum, disarankan mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

*Ingin menguasai ilmu kimia fisika?
Belajarlah seperti es yang mencair pada suhu tinggi dan semakin membeku pada suhu rendah*
Noname

MODUL 8 DIAGRAM FASA

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN DIAGRAM FASA:

Diagram Fasa merupakan salah satu pokok bahasan Kimia Fisika 1 yang berfokus pada Kestimbangan Fasa dan Diagram Fasa Campuran. Pengalaman belajar yang dibutuhkan adalah topik kesetimbangan dan termodinamika. Topik ini akan dibahas dengan mengikuti kurikulum kkn dan pendekatan kontekstual serta strategi scl

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi diagram fasa dengan baik melalui penyusunan karya tulis ilmiah yang akan di upload pada LKTI

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA POKOK DIAGRAM FASA:

1. Mampu mengelompokkan kesetimbangan dan diagram fasa melalui percobaan
2. Mampu menggambarkan dan membaca diagram fasa
3. Mampu mengamati gejala alam dan memberi larutan permasalahan lingkungan terkait fasa

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik diagram fasa, maka mahasiswa harus menguasai materi kesetimbangan dan termodinamika

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN DIAGRAM FASA:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi terkait kesetimbangan dan diagram fasa
2. Memahami konsep dasar kesetimbangan dan diagram fasa melalui kelompok belajar.
3. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia Dasar dan Kimia Fisika
4. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan

KEGUNAAN MODUL

Modul diagram fasa ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait kesetimbangan fasa dan diagram fasa campuran.
2. Mahasiswa mampu menyusun karya tulis ilmiah melalui pengalaman belajar mengenai diagram fasa

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub Materi Pokok
Kesetimbangan Basa	Titik Leleh dan Titik Beku
	Titik Didih
	Diagram Fasa Zat Tunggal
Diagram Fasa	Aturan Fasa
	Dua Cairan Larut Sebagian
	Kesetimbangan Fasa
	Diagram Fasa Padat-Cair
	Diagram Pendingin
	Diagram Fasa Uap - Cair

H1

KESETIMBANGAN FASA

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Kesetimbangan Fasa:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar kesetimbangan fasa
- ✚ Mampu meneliti dan memberi kontribusi terhadap permasalahan lingkungan yang terkait kesetimbangan fasa.

b. Materi Pembelajaran

Titik Leleh dan Titik Beku

Titik leleh dan titik beku yang identik untuk zat murni, tetapi belum tentu untuk campuran. Suhu leleh dari kenaikan zat murni dengan meningkatnya tekanan, kecuali air, dimana suhu leleh menurun dengan meningkatnya tekanan.

Titik Didih

Titik didih zat murni meningkat dengan meningkatnya tekanan. Kenaikan ini relatif kecil dibandingkan dengan kenaikan mencair suhu dengan tekanan. Sebagai tekanan meningkat, kepadatan cairan dan uap menjadi semakin serupa.

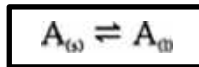
Diagram Fase Zat Tunggal

Variasi titik didih dan beku dapat diplot sebagai garis pada diagram p dibandingkan T . ini menghasilkan diagram fase yang menunjukkan fase (s) hadir pada setiap titik keadaan p , T . Pada satu titik pada diagram di mana dua garis bertemu, disebut titik tripel, semua tiga fase (padat, cair dan gas) hidup berdampingan. Ada tiga variabel, p , volume molar, V_m , dan T untuk sistem, dan dua dapat membentuk sumbu diagram fase.

Topik-topik yang berkaitan: Diagram Fase Campuran

Titik Beku dan Leleh

Ketika spesies padat murni dipanaskan melalui titik leleh (melting suhu), perubahan padat ke cair. Pada titik leleh, keseimbangan didirikan antara fase padat dan cair. Sebaliknya, bila cairan murni didinginkan melalui titik bekunya atau suhu beku, cairan berubah menjadi padat, dan pada titik beku, keseimbangan didirikan. Dengan demikian mencair dan suhu beku dari zat murni adalah identik dan dalam hal ini istilah dapat digunakan secara bergantian. (Namun hal ini sering tidak terjadi untuk campuran, karena suhu beku, di mana padat mulai pertama muncul dari campuran padat, sering tidak sama dengan suhu leleh, di mana padat mulai pertama yang meleleh di campuran padat (lihat topik K2). Pada titik leleh, keseimbangan untuk spesies murni A adalah:



dan sebagai untuk semua kesetimbangan, perubahan energi bebas Gibbs untuk reaksi maju, ΔG , adalah nol dalam semua kondisi (lihat Topik E1). Untuk setiap fase, untuk perubahan kecil dalam energi bebas, dG (lihat Topik B6), $dG = Vdp - SdT$ dan karena itu $d\Delta G = \Delta V dp - \Delta S dT$, di mana? ΔG , ΔV dan ΔS adalah perubahan energi bebas Gibbs, volume dan entropi selama reaksi maju, sehingga pada kesetimbangan, $\Delta G = G(l) - G(s) = 0$, $\Delta V = V(l) - V(s)$ dan $\Delta S = S(l) - S(s)$, dengan ΔG , ΔV dan ΔS menjadi perubahan dalam Gibbs bebas energi, volume dan entropi pada mencair masing-masing. Ini berarti bahwa:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

Perubahan entropi pada leleh selalu positif, sebagai spesies cair memiliki lebih banyak kebebasan bergerak dari spesies yang solid. Perubahan volume ini juga biasanya positif, sebagai mencair padat menghasilkan cairan di mana molekul bergerak lebih (memiliki energi lebih translasi), dan sebagai konsekuensinya menempati lebih banyak ruang. Dalam hal ini, dp/dT adalah positif, dan meningkatkan tekanan meningkatkan suhu leleh. Sebuah pengecualian untuk ini adalah air, karena air padat (es) memiliki, struktur berikatan hidrogen terbuka, yang menempati volume lebih air cair. Inilah sebabnya mengapa gunung es mengapung, dan sebagai konsekuensinya ΔV negatif; dalam hal ini dp / dt adalah negatif (Gambar 8.1b).

Titik Didih

Pada titik didih cairan A, keseimbangan didirikan untuk transisi fisik A antara cair dan uap:

$$A_{(l)} \rightleftharpoons A_{(g)}$$

Sekali lagi, persamaan:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

dapat diterapkan untuk keseimbangan ini, tetapi dalam kasus ini dengan perubahan volume dan entropi menjadi $\Delta V = V_{(g)} - V_{(l)}$ dan $\Delta S = S_{(g)} - S_{(l)}$, untuk transformasi antara cairan dan uap. ΔS selalu memiliki nilai positif, sebagai molekul memiliki lebih banyak kebebasan bergerak dalam uap dari dalam cairan.

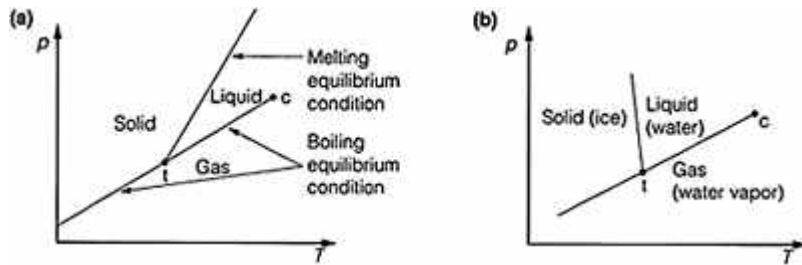
Selanjutnya, ΔV selalu positif dan biasanya jauh lebih besar daripada yang diamati dalam transisi mencair, karena

volume yang ditempati oleh satu mol gas jauh lebih besar dari satu mol cair, sedangkan perbedaan dalam volume cair dan padat yang relatif kecil. Akibatnya, dp / dT adalah positif, namun memiliki nilai yang lebih kecil daripada transisi peleburan, yang berarti bahwa meningkatkan tekanan menghasilkan peningkatan yang lebih kecil di titik didih dari titik leleh.

Jika dp / dt akan berubah sesuai dengan persamaan ini, sehingga memastikan bahwa keseimbangan dipertahankan, peningkatan tekanan cenderung untuk kompres volume uap, meningkatkan densitas, sementara peningkatan suhu cenderung melemahkan kekuatan antarmolekul cair, penurunan densitas. Akhirnya, pada titik kritis, ditandai dengan tekanan kritis dan suhu kritis, kepadatan uap dan cair menjadi sama, dua fase yang bisa dibedakan dan tidak ada lagi setiap fase transisi terukur.

Diagram Fase Zat Tunggal

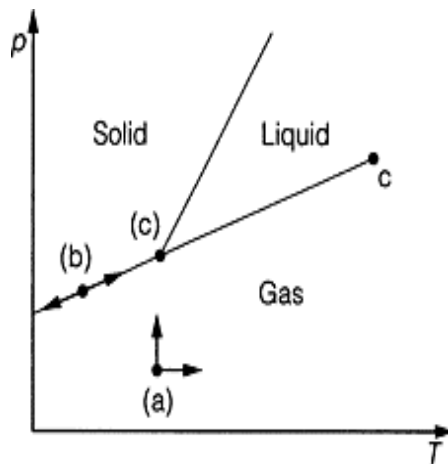
Kondisi ekuilibrium mendidih paling mudah direpresentasikan sebagai garis di sebidang tekanan, p terhadap temperatur, T (Gbr 7.1). Dalam plot ini, kondisi ini dapat direpresentasikan sebagai garis gradien positif, sehingga setiap titik pada garis ini sesuai dengan situasi di mana Cairan dan uap yang pada kesetimbangan. Jauh dari garis, kondisi setimbang tidak lagi berlaku; di atas garis (pada peningkatan tekanan dan / atau penurunan suhu) hanya cair ada, sedangkan di bawah garis (pada peningkatan suhu dan / atau penurunan tekanan) ada hanya uap. Jalur ini berakhir di c , titik kritis di mana cair dan gas bisa dibedakan.



Gambar 8.1. Tekanan-suhu plot (diagram fase) yang dihasilkan dari memplot titik didih dan titik leleh garis kondisi ekuilibrium. (A) Plot normal; (B) plot untuk air.

Kondisi jalur ekuilibrium leleh (garis titik leleh) juga biasanya akan menjadi garis gradien positif (Gambar 8.1a), dan nilainya lebih besar dari dp / dt memastikan bahwa selalu lebih curam dari garis titik didih, yang berarti bahwa dua garis berpotongan pada t titik. Pada setiap titik pada garis titik leleh, ada keseimbangan antara fase padat dan cair. Di atas garis, pada tekanan yang lebih besar dan / atau suhu yang lebih rendah, hanya padat hadir dan di bawah garis satu-satunya cair dapat ditemukan. Triple point, t , adalah satu-satunya titik di mana padat, cair dan gas semua ada di keseimbangan dan harus terjadi pada tekanan tertentu dan suhu. Untuk air, garis titik leleh adalah gradien negatif, yang menghasilkan plot ditunjukkan pada Gambar 8.1b. Plot ini dikenal sebagai diagram fase. Padat, cair dan gas masing-masing fase yang berbeda dan diagram ini memungkinkan prediksi sifat fase (s) hadir untuk setiap kondisi p dan T (setiap titik keadaan pada diagram). Bahkan, p dan T , yang keduanya variabel intensif yang semua yang diperlukan untuk menentukan keadaan sistem (disposisi molekul atau jumlah dan jumlah fasa yang ada dan komposisi mereka, lihat Topik I1) . Hal

ini karena meskipun tekanan, p , volume molar, V_m , dan suhu, T , tiga variabel yang intensif digunakan untuk menentukan keadaan sistem substansi tunggal, ini dihubungkan oleh sebuah persamaan keadaan (misalnya $PVM = RT$ untuk gas sempurna, lihat Topik A1) dan pengetahuan hanya dua variabel ini diperlukan, sebagai persamaan keadaan dapat digunakan untuk menghitung ketiga dan tentukan keadaan. Akibatnya, dua dari tiga variabel ini dapat digunakan sebagai sumbu dari diagram fasa zat tunggal. Dalam semua kasus, fase padat disukai pada volume rendah dan suhu dan tekanan tinggi, gas (atau uap) disukai pada suhu tinggi dan volume dan tekanan rendah dan cairan disukai pada kondisi menengah, yang menyederhanakan label diagram fasa.



Gambar 8.2. Konsep jumlah derajat kebebasan, F , sebagaimana diterapkan gerakan pada diagram fasa. (A) $F = 2$; (B) $F = 1$; (C) $F = 0$.

Sebuah konsep yang berguna, terutama ketika diterapkan untuk multi-komponen (multisubstance) sistem, adalah jumlah derajat kebebasan, F , dari sistem. Ini adalah jumlah minimum variabel intensif yang dapat bervariasi tanpa mengubah jumlah fase dalam

sistem. $F = 2$ untuk daerah di mana gas, cair atau padat hanya hadir, sebagai perubahan dalam dua variabel (misalnya p dan T) yang mungkin tanpa perubahan fase yang terjadi. Hal ini terkait dengan bisa bergerak dalam dua arah pada diagram fase (Gambar 8.2a). Pada titik leleh atau garis titik beku, $F = 1$, sebagai gerakan dalam satu arah, atas dan ke bawah garis saja, adalah mungkin untuk mempertahankan dua tahap pada kesetimbangan. Ini berarti bahwa hanya ada satu variabel independen, sebagai dua variabel yang terkait dengan persamaan garis (Gambar 8.2b). Pada titik tripel, yang terjadi pada satu titik tetap pada diagram, ada gerakan yang mungkin dan $F = 0$ (Gambar 8.2c).

c. Rangkuman

1. Perubahan entropi pada leleh selalu positif, sebagai spesies cair memiliki lebih banyak kebebasan bergerak dari spesies yang solid.
2. Titik leleh dan titik beku yang identik untuk zat murni, tetapi belum tentu untuk campuran. Suhu leleh dari kenaikan zat murni dengan meningkatnya tekanan, kecuali air, dimana suhu leleh menurun dengan meningkatnya tekanan.
3. Perubahan volume biasanya positif, sebagai mencair padat menghasilkan cairan di mana molekul bergerak lebih (memiliki energi lebih translasi), dan sebagai konsekuensinya menempati lebih banyak ruang.
4. Peningkatan tekanan cenderung untuk kompres volume uap, meningkatkan densitas, sementara peningkatan suhu cenderung melemahkan kekuatan antarmolekul cair, penurunan densitas.

5. Pada titik kritis, ditandai dengan tekanan kritis dan suhu kritis, kepadatan uap dan cair menjadi sama, dua fase yang bisa dibedakan dan tidak ada lagi setiap fase transisi terukur.

d. Latihan

1. Hitung titik didih suatu larutan yang mengandung 30 gram gula ($M_r = 342$) dalam 100 gram air. $k_b \text{ air} = 0,52^\circ\text{C/mol kg}^{-1}$!

Pembahasan:

$$\text{Molalitas gula} = (30/342) \times (1000/100) = 0,877$$

$$\Delta T_b = 0,52^\circ\text{C/mol kg}^{-1} \times 0,877\text{m} = 0,456^\circ\text{C}$$

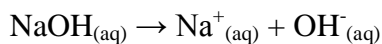
$$\text{Titik didih larutan} = 100^\circ\text{C} + 0,456^\circ\text{C} = 100,456^\circ\text{C}$$

2. Hitung titik beku larutan NaOH yang dibuat dari 8 gram NaOH dan 100 gram air. $K_b = 0,52$ dan $k_f = 1,86$ $M_r \text{ NaOH} = 40$!

Pembahasan:

$$\text{Molalitas zat terlarut} = (8/40) \times 1000/100 = 2 \text{ m}$$

NaOH termasuk larutan elektrolit kuat, maka elektrolit kuat maka $\alpha = 1$



Dalam larutan ada partikel Na^+ dan OH^- , sehingga $i = 2/1 = 2$

$$\text{Sehingga } i = 2 \Delta T_f = k_f \cdot m_B \cdot i = 1,86 \cdot 2 \cdot 2 = 7,44^\circ\text{C}$$

$$\text{Titik beku larutan} = 0^\circ\text{C} - 7,44^\circ\text{C} = -7,44^\circ\text{C}$$

3. Hitung titik beku untuk larutan 2 molal asam organik HA dalam yang terionisasi 10%. $k_f = 1,86$!

Pembahasan:



$$\alpha = 10\% = 0,1$$

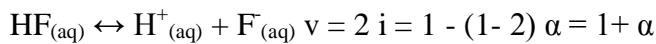
$$v = 2 \text{ Sehingga } i = 1 - (1-2) \cdot 0,1 = 1,1$$

$$\Delta T_f = k_f \cdot m_B \cdot i = 1,86 \cdot 2 \cdot 1,1 = 4,092^\circ\text{C}$$

Titik beku larutan = $0^{\circ}\text{C} - 4,092^{\circ}\text{C} = -4,092^{\circ}\text{C}$

4. Satu molal HF membeku pada $-1,92^{\circ}\text{C}$, hitunglah derajat ionisasi HF, $k_f = 1,86^{\circ}\text{C}$!

Pembahasan:



titik beku = $-1,92^{\circ}\text{C}$;

$$\Delta T_f = 1,92^{\circ}\text{C} \quad \Delta t_f = k_f \cdot m_B \cdot i = 1,86 \times 1 \times (1 + \alpha) = 1,92 \quad \alpha = 0,03$$

Jadi derajat ionisasi HF = 0,03

e. Lembar Kerja

Amati lingkungan sekitarmu, lalu tuliskan dan jelaskan peristiwa kesetimbangan fasa yang terjadi!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Hitung tekanan uap benzena dalam suatu larutan yang mengandung 10 gram naftalena (C_{10}H_8) dalam 100 gram benzena pada 25°C !
2. Tekanan uap benzena murni pada 25°C adalah 97 mmHg. 21
2. Hitung titik didih dan titik beku dari larutan gula yang mengandung 50 gram gula (M_r gula = 342) dan 50 gram air . $k_f = 1,86$ dan $k_b = 0,523$!
3. Hitung massa molekul relatif suatu zat yang sebanyak 5,23 gram dilarutkan dalam 168 gram air dan membeku pada suhu $-0,510^{\circ}\text{C}$
4. Hitung tekanan osmotik suatu larutan yang mengandung 34,2 gram gula ($M_r=342$) dalam 1 liter larutan pada 40°C .

5. Larutan KNO_3 membeku pada suhu $-2,85^\circ\text{C}$. Hitung molalitas larutan jika KNO_3 terionisasi sempurna, $k_f=1,86^\circ\text{C}/m$!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi

Tindak Lanjut: Mahasiswa mengerjakan tugas sesuai dengan LKS!

H2

DIAGRAM FASA CAMPURAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Diagram Fasa Campuran:

- ✚ Mampu menjelaskan konsep dasar diagram fasa campuran
- ✚ Mampu menggambar dan membaca diagram fasa
- ✚ Mampu merangkai alat pemurnian air sederhana

b. Materi Pembelajaran

Aturan Fasa

Aturan fasa, $F = C - P + 2$, digunakan untuk menentukan jumlah derajat kebebasan dalam sistem apapun. P adalah jumlah fasa ini, yang masing-masing harus seragam kimia dan fisik di seluruh. Sebuah padat, cair murni murni dan gas murni masing-masing fasa terpisah.

Dua Cairan Larut Sebagian

Campuran gas merupakan salah satu fasa. Campuran dua cairan larut adalah salah satu fasa dan dua cairan bercampur adalah dua tahap. C adalah jumlah komponen, yang biasanya sama dengan jumlah spesies kimia yang berbeda dalam sistem.

Keseimbangan Dua Fasa

Untuk sistem dua komponen yang terdiri dari campuran A dan B, nilai maksimum F, ketika $P = 1$, adalah $F = 3$. Dengan demikian, tiga variabel akan perlu diplot dalam diagram fasa. Sebaliknya, tekanan tetap pada 1 atmosfer dan dua variabel yang tersisa diplot. Ini biasanya dipilih untuk menjadi temperatur dan fraksi mol A, x_A , diplot dalam diagram fasa komposisi temperatur yang.

Diagram Fasa Padat-Cair

Campuran dua cairan larut, A dan B, memiliki nya titik beku terendah di suhu eutektik dan komposisi. Pada titik ini, cairan membeku untuk membentuk baik padat A dan padat B. Pada semua suhu lainnya cairan membeku untuk membentuk padat pertama A atau padat B, sebelum bentuk padat lainnya pada suhu eutektik.

Diagram Pendinginan

Diagram fasa suhu-komposisi dapat digunakan untuk memprediksi bentuk kurva pendinginan untuk campuran apapun. Dalam prakteknya, kurva pendinginan diperoleh secara eksperimental di berbagai komposisi dan digunakan untuk membangun diagram fasa.

Diagram Fasa Uap Cair

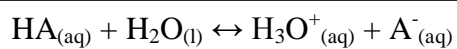
Untuk campuran cairan bercampur ideal A dan B, suhu-komposisi diagram fasa cair-uap dapat digunakan untuk menentukan komposisi dari kedua uap dan cair pada temperatur di wilayah dua fasa. Jumlah relatif setiap fasa bias juga ditentukan jika komposisi keseluruhan dikenal. Ketika B adalah komponen yang lebih mudah menguap, uap lebih kaya B

Topik-topik yang berkaitan: Dasar-dasar kesetimbangan, Sifat koligatif Asam basa Lanjutan Tahap Kesetimbangan

Aturan Fasa

Untuk diagram fasa campuran spesies kimia yang berbeda, aturan fasa dapat digunakan untuk menentukan jumlah derajat kebebasan, F , dalam sistem (lihat Topik H1): $F = C - P + 2$

Berdasarkan pernyataan tersebut, C adalah jumlah komponen dan P adalah jumlah fasa ini. Jumlah komponen adalah jumlah spesies kimia independen dalam sistem. Hal ini biasanya sama dengan jumlah zat kimia yang berbeda ini; misalnya, campuran benzena dan air akan memiliki dua komponen. Namun, dalam beberapa kasus, spesies kimia baru yang dibentuk oleh reaksi. Contohnya adalah ionisasi asam lemah.



Dalam hal ini, meskipun tampaknya ada empat spesies kimia, ada dua persamaan menghubungkan mereka; keseimbangan ekspresi konstan persamaan mempertahankan electroneutrality keseluruhan sistem, yang setara jumlah kation dan ion untuk mempertahankan tanpa biaya secara keseluruhan. Ini berarti bahwa dalam kenyataannya hanya ada dua komponen. Umumnya $C = S - R$, di mana C adalah jumlah komponen, S adalah jumlah spesies kimia hadir dan R adalah jumlah persamaan yang berbeda menghubungkan mereka. Untuk sistem yang melibatkan zat yang mengionisasi, jumlah komponen umumnya sama dengan jumlah spesies kimia hadir tanpa komplikasi ionisasi. Hal ini karena ionisasi menghasilkan jumlah yang sama dari spesies kimia tambahan seperti persamaan menghubungkan mereka dan meningkatkan baik S dan R dengan jumlah yang sama.

Sebuah fasa ketat didefinisikan sebagai bagian dari sistem yang seragam baik secara fisik dan kimia di seluruh. Sebuah padat, cair murni murni dan gas murni masing-masing fasa,

seperti pada setiap kepadatan dan komposisi kimia yang identik di semua lokasi. Dengan kriteria ini, campuran spesies kimia yang berbeda juga dapat menjadi salah satu fasa, selama pencampuran begitu menyeluruh bahwa pada setiap lokasi jumlah relatif semua spesies adalah sama dengan lokasi lain. Pencampuran gas sangat efisien dan ada hanya pernah satu fasa gas dalam campuran. Campuran dua cairan dapat berupa dua fasa jika cairan yang bercampur (tidak mencampur dan membentuk dua cairan yang terpisah) atau satu fasa jika mereka benar-benar larut (masing-masing benar-benar larut dalam yang lain). atom padat dan molekul diadakan erat dalam kisi padat dan sering ada hukuman energi untuk mencampur mereka, sehingga biasanya ada fasa untuk setiap padat. Namun, homogen campuran satu-fasa dapat dibentuk dari dua padatan yang terdiri dari atom dari molekul dengan ukuran yang sebanding dan struktur, seperti dalam paduan logam.

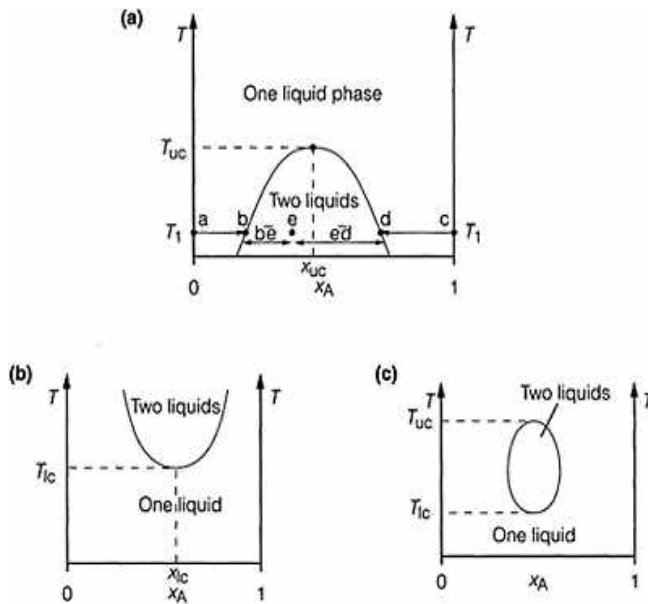
Diagram Fasa Dua Komponen

Menggunakan aturan fasa, untuk sistem dua komponen, $F=4-P$ dan sebagai jumlah minimum fasa yang bisa hadir dalam suatu sistem adalah salah satu, nilai maksimum dari F adalah tiga. Tiga variabel yang intensif akan diperlukan untuk menentukan keadaan sistem, yang akan melibatkan merencanakan dan menafsirkan diagram fasa tiga dimensi. Hal ini rumit untuk mereproduksi di atas kertas, sehingga satu variabel dijaga konstan untuk menghindari hal ini. Variabel yang dipilih biasanya tekanan, yang tetap pada satu atmosfer, tekanan ambien dalam pengukuran eksperimental. Hal ini akan mengurangi jumlah

derajat kebebasan yang tetap akan diplot, F' , oleh salah satu, sehingga $F' = 3 - P$ dan nilai maksimum F' , ketika $P = 1$, adalah $F' = 2$. kedua variabel yang tersisa diplot sebagai sumbu diagram fasa dua dimensi. Untuk campuran dua spesies A dan B, dua variabel biasanya dipilih adalah temperatur, T , sebagai sumbu y dan x_A , fraksi mol A (yang menentukan komposisi keseluruhan campuran) sebagai sumbu x. Hal ini tidak perlu untuk plot x_B , karena hal ini dapat dihitung dari hubungan $x_B = 1 - x_A$. Hal ini menghasilkan diagram fasa suhu-komposisi.

Cairan Bercampur Sebagian

Sebuah diagram fasa suhu-komposisi khas diamati untuk cairan sebagian larut ditunjukkan pada Gambar 7.3a.



Gambar 8.3. Suhu-komposisi diagram fasa untuk dua cairan sebagian larut menampilkan (a) titik atas consolute, (b) titik consolute lebih rendah, (c) baik bagian atas dan bagian titik consolute lebih rendah.

Ketika cairan murni A ditambahkan ke murni cair B pada T_1 suhu konstan, sistem bergerak dari titik keadaan ke titik keadaan b. Awalnya, cairan A adalah benar-benar larut (larut) dalam cairan B tapi pada saat b, larutan jenuh zat terlarut A dalam pelarut B diproduksi. Sebuah garis transisi fasa ditarik, sebagai penambahan lebih A menghasilkan dua fasa cair. Atau, jika B ditambahkan ke cairan A murni pada T_1 (titik keadaan c ke d pada diagram), perilaku akan serupa. Sekali lagi ada garis transisi fasa pada diagram di d, yang sesuai dengan larutan jenuh B di A.

Campuran A dan B disiapkan pada fraksi mol keseluruhan dan suhu yang diberikan oleh e memisahkan menjadi dua fasa cair dari komposisi b dan d. Memang, sama dua solusi jenuh akan ada untuk campuran apapun pada suhu yang sama, T_1 , dengan komposisi keseluruhan sesuai dengan titik keadaan pada garis antara b dan d di wilayah dua fasa. Hal ini konsisten dengan aturan fasa, seperti di wilayah dua fasa saat $P = 2$, $F = 1$ dan menentukan suhu adalah semua yang diperlukan untuk memperbaiki komposisi dari dua tahap. Namun, jumlah masing-masing cair akan bervariasi dengan posisi titik keadaan. Jika titik keadaan yang berbohong lebih dekat ke b, maka lebih dari fasa cair komposisi, x_A , diberikan oleh b akan hadir. Jika itu berbohong lebih dekat dengan d, maka lebih dari fasa komposisi, x_A , diberikan oleh d akan hadir. Rasio jumlah mol cairan dari komposisi yang diberikan oleh b, n_b , untuk cairan komposisi yang diberikan oleh d, n_d , untuk campuran komposisi

keseluruhan yang diberikan oleh e karena itu diberikan oleh aturan Lever:

$$\frac{n_b}{n_d} = \frac{\overline{ed}}{\overline{be}}$$

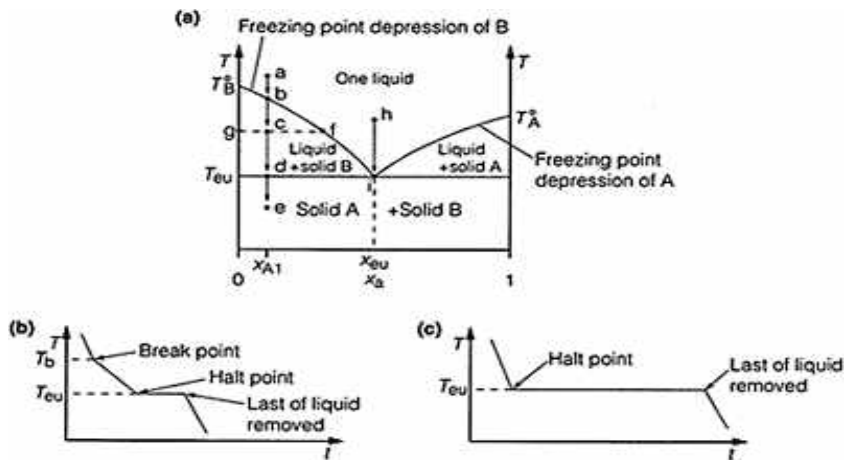
dimana sehingga \overline{ed} dan \overline{be} adalah panjang garis antara b dan e dan antara e dan d masing-masing. Aturan-aturan ini bersifat umum, dan dapat diterapkan untuk semua daerah dua fasa dalam dua campuran komponen. Dalam semua kasus, komposisi dua fasa dapat ditemukan dengan menggambar garis horizontal (garis konstan T) melalui titik keadaan sesuai dengan suhu dan komposisi keseluruhan campuran. Komposisi dari dua tahap kemudian akan ditentukan oleh fraksi mol dari titik di mana garis ini memotong batas-batas wilayah dua fasa. Aturan Lever kemudian dapat digunakan untuk menentukan jumlah mol masing-masing hadir fasa.

Pada peningkatan temperatur, T , kelarutan dari A dan B meningkat. Hal ini terlihat pada Gambar 8.3a, ditunjukkan oleh fakta bahwa dua baris menjadi lebih dekat pada peningkatan T , menunjukkan bahwa lebih A diperlukan untuk menghasilkan larutan jenuh A di B , dan lebih B diperlukan untuk menghasilkan larutan jenuh B di A . Akhirnya dua kurva bertemu, pada suhu dan fraksi mol dilambangkan dengan T_{uc} dan x_{uc} . Ini dikenal sebagai suhu kritis atas dan komposisi kritis atas masing-masing. T_{uc} adalah suhu di atas yang hanya satu fasa hadir, sebagai cairan A dan B benar-benar larut di semua komposisi. Sebaliknya, jika kelarutan A dan B di setiap kenaikan lain sebagai T menurun, maka diagram fasa mengambil bentuk yang ditunjukkan pada Gambar 8.3b. Titik kritis lebih rendah, suhu kritis bawah adalah

suhu di bawah yang cairan benar-benar larut dan hanya ada satu fasa cair pada semua komposisi. Dalam satu kasus khusus, eksperimen ditemukan untuk campuran nikotin dan air, ada berbagai suhu di mana A dan B adalah sebagian larut. Hal ini menyebabkan kedua suhu atas kritis dan komposisi, T_{uc} dan x_{uc} , dan suhu kritis lebih rendah dan komposisi, T_{lc} dan x_{lc} , seperti dapat dilihat pada Gambar 8.3c.

Diagram Fasa Padat-Cair

Jika dua cairan tercampur sepenuhnya, A dan B, didinginkan cukup, maka yang solid akan mulai terbentuk. Ketika jumlah zat terlarut dalam larutan kecil (A B atau B dalam A), suhu pembekuan, suhu di mana ini terjadi, menurun dengan



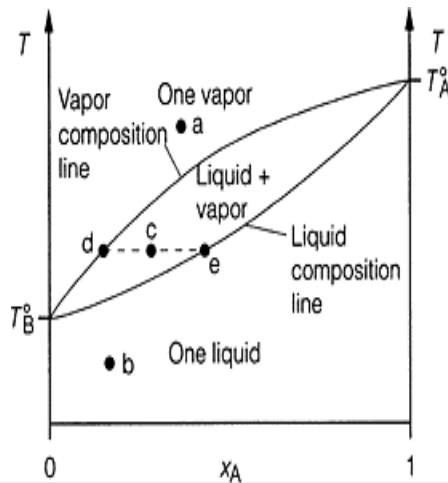
Gambar 8.4. (a) diagram fasa padat-cair untuk dua cairan tercampur sepenuhnya yang berupa dua padat benar-benar bercampur; (b) kurva pendinginan untuk X_{A1} ; (c) kurva pendinginan untuk X_{EU} .

penambahan zat terlarut (lihat Topik G3). Ini menghasilkan dua baris yang sesuai dengan perubahan dalam poin pembekuan A

dan B dengan x_A yang dapat diplot pada diagram fasa padat-cair (Gambar 8.4a).

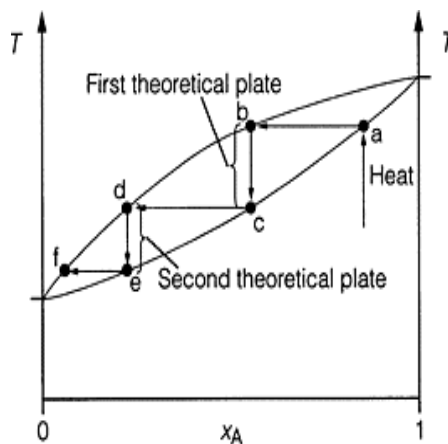
Masing-masing dari garis-garis ini menunjukkan penurunan dengan meningkatnya fraksi mol zat terlarut, B dan A, dari suhu beku dari padatan murni, dan, ketika x_A dekat persatuan dan nol masing-masing. Pada XEU fraksi mol, dan suhu T_{eu} , dua baris bertemu. Titik ini disebut titik eutektik.

Ketika campuran cair pada keadaan titik didinginkan, pada titik keadaan b suhu beku A tercapai dan padat B mulai terbentuk. Di wilayah di bawah garis ini sistem dua fasa padat B dan cair hadir seperti yang ditunjukkan. Sebagai sistem terus untuk mendinginkan, padat B terus membentuk dan cairan menjadi kaya A. Sebagai contoh, pada saat keadaan c, ada keseimbangan antara padat B (titik keadaan g) dan cair (titik keadaan f).



Gambar 8.5. Suhu-komposisi plot untuk variasi titik didih solusi ideal, diplot berkaitan dengan kedua komposisi.

Seperti yang diharapkan, dua baris bertemu pada diagram fasa ketika $x_A = 0$ pada $T = T_B^o$, titik murni B mendidih dan pada $x_A = 1$ pada T_A^o , titik didih A murni. Setiap campuran pada keadaan titik, di atas dua baris ini akan seluruhnya terdiri dari gas (uap). Setiap campuran pada titik keadaan b, di bawah dua baris, akan terdiri seluruhnya dari cairan. Namun, untuk setiap campuran dengan titik keadaan, c, antara garis-garis, dua fasa, baik cair dan uap, akan hadir. Komposisi dua fasa dapat lagi ditentukan dengan menggambar garis horizontal melalui c dan menentukan titik-titik di mana ini memotong batas-batas wilayah dua-fasa ini, dengan uap dan komposisi cairan yang diberikan oleh fraksi mol di keadaan poin d dan e masing-masing dan jumlah mol uap, n_g , relatif terhadap cairan, n_l , lagi diberikan oleh aturan Lever. Perlu dicatat bahwa paduan logam sering tercampur sepenuhnya cocok larutan padat dari dua logam, dan diagram fasa padat-cair mereka seringkali sama dalam bentuk



Gambar 8.6. Penggunaan diagram fasa cair-uap untuk menghitung jumlah pelat teoritis diperlukan dalam penyulingan.

diagram ini. Dalam hal ini adalah campuran cairan daripada campuran uap yang merupakan fasa dilihat pada suhu tinggi dalam diagram fasa, dan campuran padat daripada campuran cairan yang merupakan fasa pada suhu rendah. Campuran dengan titik keadaan seperti c kemudian dalam dua fasa (padat dan cair) wilayah, dan d dan e memberikan komposisi cair dan padat masing-masing. Diagram fasa cair-uap memiliki penggunaan praktis dalam menentukan panjang kolom yang dibutuhkan dalam pemisahan dengan distilasi dari dua cairan, A dan B (Gambar 8.6). Hal ini sering dilakukan pada masih terdiri dari kapal dipanaskan mengandung campuran cairan, di atas yang merupakan kolom yang berisi kristal-kristal cairan atau cincin cairan. Pemanasan cairan sampai mendidih, titik keadaan, di kaki kolom, menghasilkan uap pada titik keadaan b. Hal ini kemudian bangkit kolom dan mengembun pada kristal-kristal cairan untuk memberikan cairan dari komposisi yang sama, keadaan titik c. Hal ini kemudian segera menguap, memberikan uap pada d titik keadaan yang naik lebih jauh kolom untuk menyingkat pada Kristal-kristal cairan lain sebagai cairan pada titik keadaan e. penguapan Segera kemudian memberikan uap pada titik keadaan f, yang lagi naik untuk menyingkat lebih lanjut kolom. Setiap berturut-turut penguapan dan kondensasi menghasilkan uap yang kaya dalam komponen yang lebih mudah menguap, B.

Jumlah pelat teoritis adalah sebanding dengan panjang kolom dan jika masih berisi sejumlah cukup besar dari piring teoritis, uap akhirnya terdiri dari murni B, yang dapat dikeluarkan dari bagian atas kolom sebagai cairan dengan kondensasi.

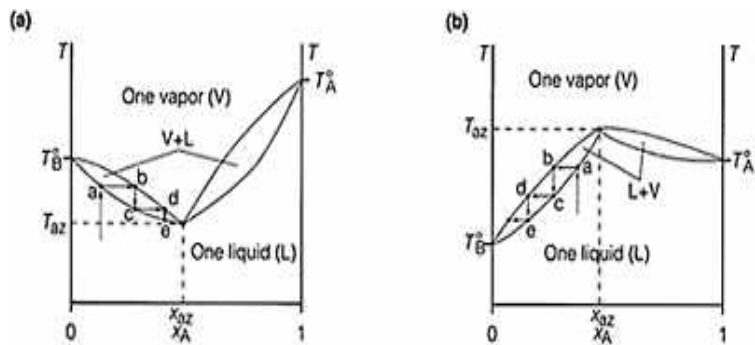
penghapusan terus-menerus murni B dengan penyulingan daun cairan kaya A dan titik didih meningkat, sampai kapan titik didih adalah T_A^0 , Hanya murni A tetap, dan A dan B telah dipisahkan.

Ketika campuran A dan B tidak ideal, ditandai perbedaan terlihat pada diagram fasa. Hal ini terutama terjadi ketika ada perbedaan yang signifikan dalam interaksi antara molekul A, molekul B dan molekul dari B dan A. Sebagai contoh, ketika interaksi antara B dan A jauh lebih sedikit dibandingkan mereka antara A dan A, dan antara B dan B, titik didih terendah ketika kedua B dan A yang hadir. Diagram fasa untuk sistem ini (Gbr. 8.7.a) menunjukkan titik didih terendah pada suhu azeotropik, T_{az} , dan komposisi azeotropik, x_{az} , yang dikenal sebagai titik azeotropik. Sistem ini kemudian disebut azeotrop mendidih rendah. Pada titik ini komposisi uap dan cairan adalah sama, sehingga uap dan kurva titik didihnya cair bertemu. Ini memiliki konsekuensi penting ketika penyulingan campuran tersebut. Seperti sebelumnya, ketika campuran cairan tertentu ditampilkan dipanaskan ke titik keadaan, uap terkondensasi dalam kolom memiliki c komposisi di pelat teoritis pertama, e di kedua dan seterusnya. Namun, akhirnya komposisi uap terkondensasi mencapai komposisi azeotropik, x_{az} , di mana titik komposisi uap dan uap terkondensasi tetap sama dan tidak ada perubahan lebih lanjut dalam komposisi baik adalah mungkin. Ini berarti bahwa pemisahan kedua murni A dan murni B tidak mungkin bagi sistem ini, sebagai uap akan selalu mengembun di bagian atas kolom dengan komposisi azeotropik. Argumen yang sama

berlaku bagi mereka campuran kaya A, yang juga memproduksi kondensat pada komposisi azeotropik.

Atau, interaksi antara A dan B sering lebih besar dari antara molekul A dan molekul B. Dalam hal ini, titik didih lebih tinggi dari campuran dan azeotrop tinggi didih terlihat pada diagram fasa (Gambar 8.7b.) pada suhu azeotropik, T_{az} , dan komposisi azeotropik, x_{az} .

Distilasi campuran cair, dengan pemanasan ke titik keadaan maka akan menghasilkan uap terkondensasi dari komposisi c, e ... di piring teoritis berturut-turut, akhirnya mengarah ke murni B sebagai kondensat. Namun, penghapusan terus-menerus kondensat ini akan menyebabkan cairan semakin kaya A di kapal distilasi, sampai cairan mencapai komposisi azeotropik. Pada titik ini, baik cair dan uap memiliki komposisi azeotropik dan tidak ada pemisahan lebih lanjut adalah mungkin.



Gambar 8.7. Diagram Fasa untuk campuran cairan yang (a) menunjukkan titik azeotrop mendidih rendah, (b) menunjukkan tinggi titik didih azeotropik.

Pernyataan tersebut berlaku untuk campuran cairan kaya A. Dalam hal distilasi ini, menghasilkan murni A sebagai kondensat, tapi sebagai akibatnya cairan menjadi semakin kaya

B, dan ketika cairan mencapai komposisi azeotropik, tidak ada kemungkinan untuk pemisahan lebih lanjut. Konstan untuk setiap pelarut tertentu, dan nilai-nilai telah diukur secara eksperimen dan ditabulasi, yang lagi-lagi memungkinkan.

c. Rangkuman

1. Ketika campuran cair pada keadaan titik didinginkan, pada titik keadaan b suhu beku A tercapai dan padat B mulai terbentuk.
2. Di wilayah dua fasa, menentukan suhu yang cukup untuk menghitung komposisi masing-masing fasa dan menentukan komposisi keseluruhan dalam penentuan jumlah setiap fasa.
3. Dalam prakteknya, kurva pendinginan diperoleh secara eksperimental di berbagai komposisi dan digunakan untuk membangun diagram fasa.
4. Titik kritis lebih rendah, suhu kritis bawah adalah suhu di bawah yang cairan benar-benar larut dan hanya ada satu fasa cair pada semua komposisi.
5. Untuk campuran cairan bercampur ideal A dan B, suhu-komposisi diagram fasa cair-uap dapat digunakan untuk menentukan komposisi dari kedua uap dan cair pada temperatur di wilayah dua fasa.

d. Latihan

1. Hitunglah ΔG_{mix} larutan aseton-kloroform yang masing-masing mengandung 0,5 mol aseton dan 2,0 mol kloroform pada suhu 35°C

Pembahasan:

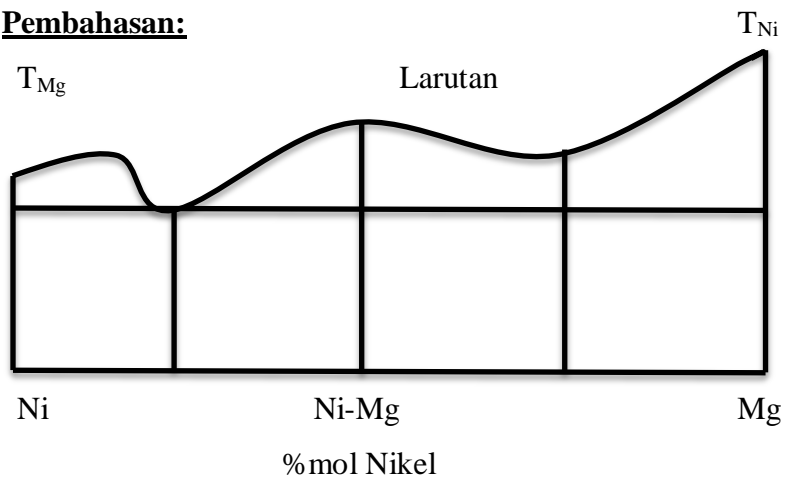
$$X_A = 0,5/2,5 = 0,2 \text{ dan } X_B = 0,8$$

$$\Delta G_{\text{mix}} = 0,5(8,3143)(318)\ln(0,544)(0,2)$$

$$= 2,0(8,3145)(3,8) \ln(0,957)_{(0,8)} = - 4,3446 \text{ kJ}$$

2. Diketahui sistem 3 komponen A-B-C, komposisi titik K : 40% A, 20% B; titik L: 30% A, 30% C. Gambarkan titik K dan L!

Pembahasan:



3. Hitunglah energi bebas pencampuran tiap mol pada larutan 0,18 gram glukosa (C₆H₁₂O₆) dalam 900 gram air pada suhu 25°C!

Pembahasan:

$$N_A = 900/18 = 50 \text{ dan } n = 0,18118 = 0,001$$

$$X_A = 50/50,001 = 0,99999 \text{ dan } X_B = 0,00001$$

$$\Delta G_{\text{mix}} = X_A RT \ln X_A + X_B RT \ln X_B$$

$$= 50 (8,314) \ln 0,99999 + 0,001(8,314) \ln 0,00001$$

$$= - 31,00017 \text{ J}$$

e. Lembar Kerja

Rangkai sebuah alat pemurnian air secara yang memiliki prinsip kerja yang tidak sama dengan alat destilasi!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Mengapa Tentukan komponen, fasa dan derajat kebebasan sistem berikut :
 - a. Campuran minyak dan air
 - b. Larutan NaCl jenuh yang terdapat NaCl (s) dan uap air
2. Dua cairan A dan B membentuk suatu larutan ideal. Pada suhu tertentu tekanan A murni 200 mmHg dan B murni 75 mmHg. Jika campuran mengandung 40 % mol A, berapa persen mol A dalam uapnya.
3. Hitunglah komposisi benzena-toluena dalam larutan yang akan mendidih pada tekanan 1 atm (101,325 kPa) pada 90°C dengan menganggap ideal. Pada 90°C, tekanan uap benzena dan toluene adalah 136,3 kPa dan 54,1 kPa.

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang mampu mengerjakan tugas pada pertemuan Modul ini diberi kesempatan untuk menjadi leader selama pembelajaran.

Tindak Lanjut : Pada akhir pembelajaran, dosen memperbaiki konsep yang kurang tepat dan mengarahkan mahasiswa dalam menarik kesimpulan yang benar.

Ikatan ion memberi karena kelebihan elektron. Ikatan persaudaraan adalah memberi di kekurangan harta
Noname

MODUL 9 LARUTAN IONIK

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN LARUTAN IONIK:

Larutan Ionik merupakan sub pokok bahasan yang terdiri atas materi ion dalam larutan dan termodinamika ion dalam larutan. Untuk mempelajari lebih lanjut materi ini, maka pengalaman belajar ikatan kimia pada mata kuliah kimia anorganik 1 menjadi syarat penting. Pembelajaran pada pokok bahasan ini mengacu pada kurikulum KKNi dengan strategi pembelajaran SCL dan pendekatan Kontekstual.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi larutan ionik dengan baik melalui pembuatan peta pikiran ion dan dapat menjelaskan materi larutan ion.

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN LARUTAN IONIK:

1. Mampu mengamati gejala alam terkait larutan ionik melalui percobaan.
2. Mampu mengamati gejala alam terkait larutan ionik.

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik larutan ionik, maka mahasiswa harus menguasai materi diagram fasa, daya hantar larutan, dan termodinamika

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN LARUTAN IONIK:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi penelitian larutan ionik.
2. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.
3. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan

KEGUNAAN MODUL

Modul gas ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait larutan ionik.
2. Mahasiswa mampu membuat peta pikiran ion dan dapat menjelaskan peta pikirannya menggunakan media Youtube

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub materi Pokok
Ion dalam Larutan	Model Ion
	Sifat Termodinamika
	Interaksi Ionik
Termodinamika Ion dalam Larutan	Aktivitas Ion
	Kekuatan Ion

II

ION DALAM LARUTAN

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Ion dalam Larutan:

- + Mendeskripsikan materi dalam bentuk peta pikiran
- + Menjelaskan materi dalam bentuk

b. Materi Pembelajaran

Model Ion

Ion bermuatan spesies kimia yang pada konsentrasi rendah distabilkan oleh interaksi penuh semangat menguntungkan dengan air. Sebuah shell hidrasi molekul air terkoordinasi terbentuk yang meningkatkan ukuran ion terhidrasi. Istilah umum untuk setiap pelarut yang larutan shell dan ion terlarut masing-masing dan kedua istilah khusus dan umum digunakan untuk air.

Sifat Termodinamika

Ion hidrasi adalah proses eksotermik. Penambahan ion untuk larutan mengurangi volume pelarut dan entropi pelarut dalam shell larutan tetapi meningkatkan volume yang pelarut dan entropi di zona antara shell larutan dan larutan massal. Untuk ion kecil, mantan efek mendominasi yang terakhir, ada penurunan secara keseluruhan dalam volume dan entropi dan ion disebut pembuatan struktur. Untuk ion yang lebih besar, disebut struktur-breaking, sebaliknya adalah benar dan ada peningkatan volume dan entropi

Interaksi ionik

Sebagai konsentrasi ion dalam larutan meningkat, Elektrostatik interaksi ion-ion menjadi lebih penting.

Topik-topik yang berkaitan: Entalpi, Energi Bebas

Ikatan Ion

Ikatan kimia merupakan proses dimana suatu unsur melepas atau menerima elektron agar mencapai kestabilan. Ikatan ionic merupakan ikatan yang terbentuk dari logam dan non logam disertai dengan serah terima elektron. Contoh ikatan ionik adalah antara logam Natrium dengan non logam Iodida atau logam natrium dengan oksigen. Contoh lainnya adalah logam besi dengan non logam klorida atau logam besi dengan non logam oksigen.

Dalam kimia, ikatan ion dibuat dari atom dengan nilai elektronegativitas berbeda. Ini dianggap sebagai ikatan kutub jika tarikan berada di antara dua ion yang bermuatan berlawanan. Ini bekerja banyak dengan cara yang sama seperti magnet yang saling menarik. Jika dua atom memiliki nilai elektronegativitas yang berbeda, kedua ion tersebut akan membentuk ikatan ion.

Ikatan ion melibatkan kation dan anion. Ikatan terbentuk ketika atom, biasanya logam, kehilangan satu elektron atau elektron, dan menjadi ion positif, atau kation. Atom lain, biasanya non-logam, mampu memperoleh elektron untuk menjadi ion negatif, atau anion. Salah satu contoh ikatan ion adalah pembentukan natrium fluorida, NaF, dari atom natrium dan atom fluorin. Dalam reaksi ini, atom natrium kehilangan elektron valensi tunggal ke atom fluor, yang hanya memiliki cukup ruang untuk menerimanya. Ion-ion yang dihasilkan bermuatan berlawanan dan tertarik satu sama lain karena gaya elektrostatik.

Ikatan ion adalah daya tarik elektrostatik antara spesies yang bermuatan berlawanan. Kekuatan ikatan ionik berhubungan

dengan jarak: ikatan ionik tidak "putus", kekuatannya hanya berkurang oleh jarak. Ikatan ion dapat terbentuk pada sudut manapun, karena elektron tidak terbagi secara kovalen. Dengan demikian, pengaturan variabel ikatan ion ditemukan dalam konteks yang berbeda. Kekuatan ikatan ion diberikan oleh:

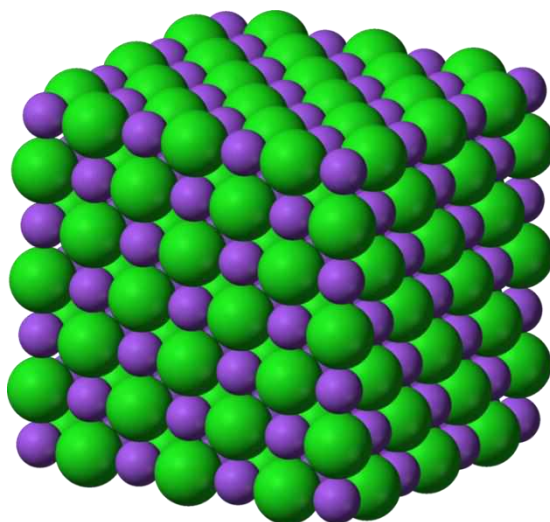
$$F = \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

Eksperimen menunjukkan bahwa kekuatan ikatan (F) berbanding lurus dengan jumlah muatan pada setiap atom yang berinteraksi (q), berbanding terbalik dengan jarak (d) di antara mereka, dan berbanding terbalik dengan e , konstanta dielektrik pelarut.

Nilai konstanta dielektrik (ukuran kapasitas molekul pelarut untuk menetralkan muatan dengan reorientasi) berkorelasi dengan polaritas pelarut. Karena hubungan terbalik antara kekuatan ikatan ionik dan e , lingkungan lokal dari ikatan ionik sangat menentukan kekuatannya. Jika ikatan ion dikelilingi oleh molekul H_2O polar ($e = 85$), muatan dari molekul yang berinteraksi secara efektif dikurangi dengan interaksi dengan cangkang H_2O ini, dan kekuatan ikatan juga berkurang. Namun, jika ikatan ion tidak dapat diakses untuk pelarut, seperti di bagian dalam protein, spesies yang bermuatan sebagian besar dikelilingi oleh rantai samping hidrofobik dengan e rendah. Misalnya, untuk CH_3 , $e = 1$. Dengan demikian, ikatan ionik yang tidak dapat diakses oleh pelarut (H_2O) cenderung cukup kuat, bahkan mendekati ikatan kovalen (~ 50 kkal / mol).

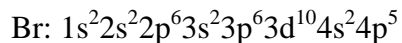
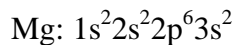
Senyawa ionik

Ikatan ionik terbentuk melalui transfer satu atau lebih elektron valensi, biasanya dari logam ke non-logam, yang menghasilkan kation dan anion yang terikat bersama oleh gaya elektrostatik yang menarik. Pada skala makroskopik, senyawa ionik, seperti natrium klorida (NaCl), membentuk kisi kristal dan padatan pada suhu dan tekanan normal.



Gambar 9.1. Struktur Kisi Natrium Klorida

Muatan pada kation dan anion ditentukan oleh jumlah elektron yang diperlukan untuk mencapai konfigurasi elektronik gas mulia yang stabil. Komposisi ionik kemudian ditentukan oleh persyaratan bahwa senyawa yang dihasilkan netral secara keseluruhan. Misalnya, untuk menggabungkan magnesium (Mg) dan bromin (Br) untuk mendapatkan senyawa ionik, pertamanya kita perhatikan konfigurasi elektronik dari atom-atom ini (tingkat valensi ditunjukkan dalam huruf miring):



Untuk mencapai konfigurasi gas mulia, atom magnesium perlu kehilangan dua elektron valensi, sedangkan atom brom, yang memiliki 7 elektron valensi, membutuhkan satu elektron tambahan untuk mengisi kulit terluarnya. Oleh karena itu, agar senyawa yang dihasilkan menjadi netral, dua anion bromin harus bergabung dengan satu kation magnesium untuk membentuk magnesium bromida (MgBr_2). Selain itu, meskipun setiap perbandingan 2 atom bromin dengan 1 atom magnesium akan memenuhi dua persyaratan di atas, rumus untuk senyawa ionik biasanya disajikan sebagai rumus empiris, atau rasio bilangan bulat paling sederhana dari atom dengan bilangan bulat positif.

Perhatikan bahwa kation selalu mendahului anion baik dalam bentuk tertulis maupun dalam formula. Dalam bentuk tertulis, sementara nama kation umumnya sama dengan elemen, akhiran anion atom tunggal diubah menjadi *-ide*, seperti dalam kasus natrium klorida. Jika anion adalah ion poliatomik, sufiksnya dapat bervariasi, tetapi biasanya *-ate* atau *-ite*, seperti dalam kasus natrium fosfat dan kalsium nitrit, tergantung pada identitas ion.

Lebih banyak contoh:

Litium fluorida: Li^+ dan F^- membentuk LiF

Kalsium klorida: Ca^{2+} dan Cl^- membentuk CaCl_2

Besi (II) oksida: Fe^{2+} dan O^{2-} membentuk FeO

Aluminium sulfida: Al^{3+} dan S^{2-} membentuk Al_2S_3

Natrium sulfat: Na^+ dan SO_4^{2-} membentuk Na_2SO_4

Amonium fosfat: NH_4^+ dan PO_4^{3-} membentuk $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

Potassium klorit: K^+ dan ClO_2^- membentuk KClO_2

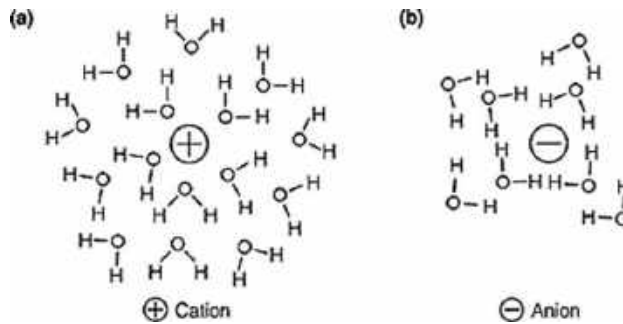
Konduktivitas Listrik Ikatan Ion

Ikatan atau senyawa ion terbentuk ketika dua atau lebih ion memiliki interaksi elektrostatik yang kuat di antara mereka. Ini berarti bahwa ikatan ion atau senyawa menghasilkan titik leleh yang jauh lebih tinggi dan juga memiliki konduktivitas listrik yang jauh lebih tinggi ketika Anda membandingkannya dengan ikatan kovalen.

Untuk membentuk ion, logam kehilangan elektron dan non-logam memperoleh elektron untuk membentuk kisi yang sangat besar atau struktur atom yang besar yang bersama-sama dalam satu formasi tiga dimensi. Kisi-kisi memiliki ion yang bermuatan berlawanan yang saling tertarik, seperti magnet dengan gaya berlawanan, menjadikannya ikatan ion yang sangat kuat..

Model Ionik

Ion bermuatan spesies kimia. ion bermuatan positif disebut kation saat mengalir ke katoda dari sel elektrolit. ion bermuatan negatif yang disebut anion saat mereka melakukan perjalanan ke anoda. Garam adalah padat yang larut untuk menghasilkan kation ini dan anion. Ketika garam (zat terlarut) tersebar dalam air (pelarut) untuk membentuk larutan ion, juga disebut larutan ionik atau elektrolit, ada interaksi ion-dipol menguntungkan (Gambar. 9.2):



Gambar 9.2. Interaksi antara air dan kation dan air dan anion dalam larutan.

Karena afinitas yang berbeda dari oksigen dan hidrogen untuk elektron, oksigen memiliki muatan negatif pecahan bersih (δ^-) dan proton memiliki jaring pecahan muatan positif (δ^+), menghasilkan dipol dalam molekul air (lihat Topik H6). Muatan pada kation menghasilkan medan listrik positif (gradien positif dari potensial terhadap jarak) dalam larutan yang sejalan dipol air secara lokal dengan oksigen yang paling dekat dengan ion. Sebaliknya anion menghasilkan medan negatif yang berorientasi dipol air dengan proton paling dekat dengan ion. Kedua interaksi ini energetik dan menstabilkan ion dalam larutan. lapangan menurun dengan jarak dari ion, tetapi cukup kuat untuk menyebabkan molekul air untuk melekat pada permukaan ion ketika bergerak. Proses ini disebut hidrasi (larutan umumnya, ketika pelarut selain air yang digunakan) dan hasil dalam pembentukan cangkang hidrasi (umumnya larutan shell) atau lapisan molekul air, yang meningkatkan ukuran efektif dari ion dalam larutan. Molekul air paling dekat dengan ion diadakan ketat. Pada jarak yang lebih besar sebagai penurunan lapangan dan ion-dipol gaya tarik menjadi sebanding dengan kekuatan

termal dari molekul air yang bergerak dalam cairan bebas, ada keseimbangan dinamis, dengan molekul air melarikan diri ke dan digantikan oleh molekul yang diambil dari larutan massal. Pada jarak masih lebih besar di mana bidang diabaikan dan karenanya sedikit interaksi ion-dipol tetap, tidak ada pemesanan dari molekul air di sekitar ion. Oleh karena itu air ini tidak bergerak dengan ion dan bukan bagian dari shell larutan. Ukuran dari shell larutan tergantung pada kekuatan medan listrik pada permukaan ion, E , dan $E \propto q/r$. Di mana q adalah muatan ion dan r adalah jari-jari ionik sebelum larutan. Ini berarti bahwa terkecil, ion paling sangat bermuatan (seperti Li^+ , Al^{3+} dan F^-) memiliki cangkang larutan terbesar. Radius keseluruhan dari ion terlarut adalah jumlah jari-jari ionik ditambah radius larutan shell, yang berarti bahwa jari-jari ion terlarut biasanya jauh lebih besar daripada jari-jari ionik dalam fasa gas atau dalam kisi kristal dan sering bahwa terkecil unsolvated ion memiliki jari-jari terbesar saat terlarut.

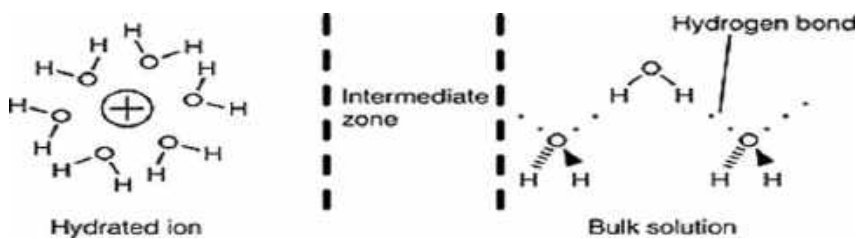
Sifat Termodinamika

Garam larut memproduksi kedua kation dan anion, yang berarti bahwa tidak mungkin untuk mengukur data termodinamika untuk jenis ion individu. Larutan ion dari fase gas (entalpi larutan) adalah proses eksotermis termodinamika menguntungkan, yang meningkatkan stabilitas ion dalam larutan dan memberikan keluar energi. Namun, dalam rangka untuk entalpi larutan (ΔH_{sol}) menjadi eksotermis, entalpi ini larutan

harus lebih besar dari entalpi kisi; jika reaksi keseluruhan adalah endotermik.

Perubahan entropi karena putus garam menjadi ion-ion gas penyusunnya juga positif, tapi di samping ada istilah entropi karena pelarutan ion. Setelah ion adalah terlarut, molekul-molekul air di shell larutan yang disusun di sekitar masing-masing ion dengan pusat simetri dalam sistem (Gambar 9.1). Mereka relatif padat sehubungan dengan air cair dan karenanya memiliki entropi rendah dan menempati volume yang lebih rendah. Sebaliknya, dalam larutan massal, molekul air yang luas hidrogen terikat dalam tetrahedral pengaturan relatif terbuka (Gambar 9.2).

Ini menghasilkan zona air antara dua wilayah ini di mana konflik di simetri mengganggu struktur air dan menyebabkan peningkatan entropi dan dalam volume bahwa molekul menempati di zona ini. Kecil, ion sangat dituntut seperti Li^+ , Al^{3+} dan F^- memiliki cangkang larutan besar dibandingkan dengan ukuran zona ini dan efek dari shell larutan mendominasi. Mereka disebut ion struktur pengambilan sebagai larutan ion ini menyebabkan:



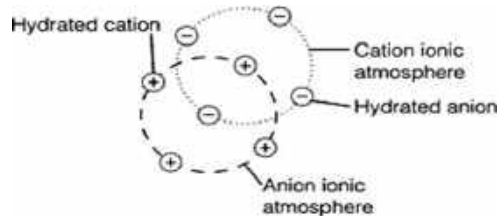
Gambar 9.3. Konflik di simetri antara air curah dan air di shell hidrasi.

Penurunan secara keseluruhan dalam entropi dari sistem pada larutan. Volume keseluruhan sistem juga menurun dibandingkan dengan total volume gabungan dari garam dan air sebelum penambahan. Untuk ion yang sangat kecil atau sangat bermuatan perubahan volume ini bisa menjadi cukup besar bahwa volume larutan lebih kecil dari volume asli air, meskipun garam telah ditambahkan. Sebaliknya, untuk ion relatif besar (misalnya anion organik dan kation, ClO^- , Rb^+) efek dari zona menengah lebih besar daripada pelarut, ada peningkatan secara keseluruhan dalam entropi dan dalam volume total sistem dan sebagai hasil ini disebut struktur pemecah ion. Untuk pemecahan garam menjadi proses spontan, perubahan energi bebas Gibbs, ΔG dari proses pembubaran harus negatif. Dengan demikian, pembubaran garam endotermik adalah proses spontan jika $T\Delta S$ cukup positif.

Perbaikan Kualitatif Interaksi Ionik

Pada konsentrasi ion yang sangat rendah, kation terlarut dan anion begitu jauh sehingga mereka tidak berinteraksi secara signifikan. Pada konsentrasi tinggi ion lebih dekat bersama-sama dan interaksi ion-ion antara kation dan anion yang penting. Ini adalah penuh semangat menguntungkan, sebagai ion cenderung mengelompok di sekitar ion lain dari muatan berlawanan (ion lawan) dan menghindari ion seperti biaya (coions). Proses ini lebih lanjut mengurangi energi dari sistem dan menstabilkan larutan. Ini berarti bahwa meskipun ion bergerak dinamis dalam larutan, rata-rata setiap kation memiliki sebagai tetangga terdekat lebih anion dari kation dan masing-masing anion lebih kation dari anion. Suasana ion ion muatan yang berlawanan secara

keseluruhan karena mengelilingi masing-masing ion (Gambar 9.4).



Gambar 9.4. Ion atmosfer yang mengelilingi kation (...) dan anion (---) dalam larutan.

Pengaruh suasana ionik meningkatkan pentingnya dengan peningkatan konsentrasi dan karenanya stabilitas ion dalam larutan meningkat dengan meningkatnya konsentrasi. Sebuah contoh yang baik adalah keseimbangan yang melibatkan pembubaran garam, di mana penambahan ion inert untuk larutan, yang tidak bereaksi dengan kation M^+ atau X^- anion, namun menstabilkan ion terlarut dan menggeser posisi kesetimbangan untuk mendukung disosiasi ion. Efek ion lembam ini dicatat dengan menggunakan aktivitas ion, daripada konsentrasi mereka untuk menghitung data termodinamika seperti konstanta kesetimbangan.

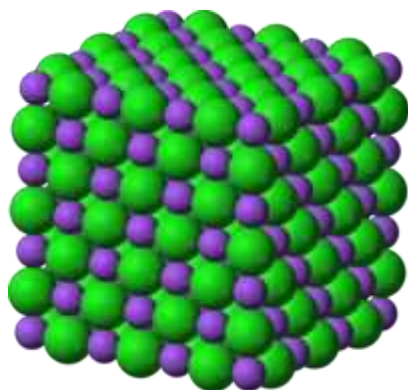
c. Rangkuman

1. Molekul ionik merupakan gabungan dari unsur logam dengan non logam dalam melalui ikatan ion.
2. Molekul ion dapat mengantar listrik dalam larutan maupun lelehannya, tapi tidak dapat mengantar arus listrik dalam wujud padatan.

3. Stabilitas ion dalam larutan meningkat dengan meningkatnya konsentrasi, hal ini disebabkan oleh pengaruh suasana ionik meningkatkan dengan peningkatan konsentrasi.
4. Perubahan entropi karena putus garam menjadi ion-ion gas penyusunnya juga positif, tapi di samping ada istilah entropi karena pelarutan ion.
5. Pada konsentrasi ion yang sangat rendah, kation terlarut dan anion begitu jauh sehingga mereka tidak berinteraksi secara signifikan.

d. Latihan

1. Struktur kristal NaCl adalah pola dasar untuk menghitung energi kisi dan menghitung entalpi formasi dari siklus Born-Haber. Banyak senyawa ionik memiliki struktur sederhana. Karena gaya yang menyatukan atom-atom pada dasarnya adalah elektrostatik, kita dapat menghitung energi kohesif kisi kristal dengan akurasi yang baik.



Pertanyaan:

- a. Seberapa akurat perhitungan energi kisi?

- b. Apa yang mereka ajarkan tentang ikatan kimia dalam kristal ionik?
- c. Bisakah kita menggunakan energi kisi untuk memprediksi sifat-sifat seperti kelarutan, stabilitas, dan reaktivitas?

Pembahasan:

- a. Gaya tarik dan tolakan Elektrostatis (Hukum Coulomb): Dua ion dengan muatan z^+ dan z^- , dipisahkan oleh jarak r , mengalami gaya F . Kekuatan ini menarik ion dengan muatan yang berlawanan. Tolakan shell tertutup. Ketika elektron dalam kulit tertutup dari satu ion tumpang tindih dengan ion lainnya, ada gaya tolak yang berasal dari prinsip pengecualian Pauli. Elektron ketiga tidak dapat memasuki orbital yang sudah mengandung dua elektron. Gaya ini jarak pendek, dan biasanya dimodelkan sebagai jatuh secara eksponensial atau dengan kekuatan tinggi jarak r antara atom. Misalnya, dalam perkiraan Born, B adalah konstanta dan ρ adalah angka dengan satuan panjang, yang biasanya ditentukan secara empiris dari data kompresibilitas. Nilai khas ρ adalah $0,345 \text{ \AA}$.
- b. Energi ikatan ion antara dua atom kemudian dihitung sebagai kombinasi dari energi elektrostatis bersih dan energi tolakan kulit tertutup, seperti yang ditunjukkan pada gambar di sebelah kanan. Perhatikan bahwa untuk saat ini mengabaikan energi van der Waals yang menarik di antara ion, yang akan kami jelaskan di bawah. Untuk sepasang ion, jarak kesetimbangan antara ion ditentukan oleh minimum dalam kurva energi total. Pada jarak ini, gaya total pada setiap ion adalah nol.

- c. Kita dapat menggunakan persamaan ini untuk menghitung energi kisi kristal dengan menyimpulkan interaksi antara semua pasangan ion. Karena gaya tolak shell tertutup jarak pendek, istilah ini biasanya dihitung hanya untuk interaksi antara ion tetangga. Namun, gaya Coulomb adalah jarak jauh, dan harus dihitung pada seluruh kristal. Masalah ini pertama kali dipecahkan pada tahun 1918 oleh Erwin Madelung, seorang ahli fisika Jerman.
2. Larutan yang tersusun atas ${}_{19}\text{A}$ dan ${}_{26}\text{B}$, ramalkan ikatan kimia dan struktur yang dapat dibentuk!

Pembahasan:

${}_{19}\text{A}$: $[\text{Ar}] 4s^1 \rightarrow$ cenderung menerima 1 elektron agar stabil

${}_{26}\text{B}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6 \rightarrow$ dapat melepas 2 atau 3 elektron agar stabil

Maka, ikatan kimia yang terjadi adalah ikatan ionik.

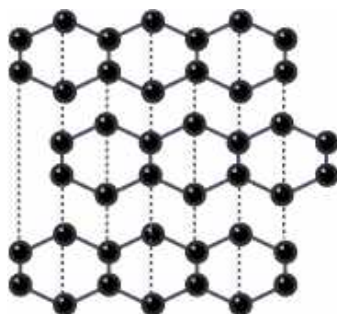
Struktur yang terbentuk: AB_2 dan AB_3

3. Tentukan sifat larutan yang senyawa pada hasil pembahasan soal no.2 diatas!

Pembahasan:

Kedua larutan pada soal tersebut merupakan larutan elektrolit (menghantar arus listrik dengan baik)

4. Perhatikan gambar berikut!



Apa nama elemen ini?

Pembahasan:

Elemen diatas adalah karbon.

5. Mengapa elemen pada gambar 1 menghantarkan listrik?

Pembahasan:

Karena elemen diatas memiliki elektron yang terdelokalisasi.

e. Lembar Kerja

Tuliskan senyawa ion yang ada dilingkungan sekitarmu dan tentukan struktur ionnya!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Struktur kristal MgCl_2 adalah pola dasar untuk menghitung energi kisi dan menghitung entalpi formasi dari siklus Born-Haber. Banyak senyawa ionik memiliki struktur sederhana. Karena gaya yang menyatukan atom-atom pada dasarnya adalah elektrostatik, kita dapat menghitung energi kohesif kisi kristal dengan akurasi yang baik.

Pertanyaan:

- Seberapa akurat perhitungan energi kisi?
 - Apa yang mereka ajarkan tentang ikatan kimia dalam kristal ionik?
 - Bisakah kita menggunakan energi kisi untuk memprediksi sifat-sifat seperti kelarutan, stabilitas, dan reaktivitas?
- Ramalkan jenis ikatan kimia dan struktur dari senyawa yang dapat dibentuk dari unsur ${}_{24}\text{X}$ dan ${}_{9}\text{F}$!
 - Tentukan sifat daya hantar larutan yang terbentuk dari hasil pada no.2 diatas!

4. Data berikut menunjukkan beberapa data titik didih.

Air : $100\text{ }^{\circ}\text{C}$

Metana : $-162\text{ }^{\circ}\text{C}$

Jelaskan apa yang anda pahami terkait data diatas terkait interaksi intermolekul!

5. Jelaskan gambaran batasan model partikel?

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik : Mahasiswa yang mencapai nilai minimum pada pertemuan ini ditugaskan menyusun peta pikiran ion dalam larutan.

Tindak Lanjut : Mahasiswa menjelaskan isi peta pikiran dalam bentuk video dan di upload pada youtube.

I2

TERMODINAMIKA ION DALAM LARUTAN

**a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan
Termodinamika Ion dalam Larutan:**

- ✚ Mahasiswa mampu menyusun sebuah karya ilmiah terkait termodinamika dalam larutan
- ✚ Mampu memberi kontribusi terhadap masalah lingkungan terkait materi pada bagian ini

b. Materi Pembelajaran

Aktivitas Ion

Kegiatan ini, a_i , dari ion, i , diberikan oleh:

$$a_i = \frac{\gamma_i c_i}{c^\ominus}$$

Efek meningkatnya atmosfer ion sebagai konsentrasi ion, c_i meningkat tercermin dalam nilai perubahan koefisien aktivitas, γ_i .

Kekuatan Ion

Kekuatan ionik, saya:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2$$

mengukur tingkat keseluruhan interaksi elektrostatik antara ion pada konsentrasi apapun. Ini melibatkan penambahan kontribusi masing-masing ion, i , dengan konsentrasi, c_i , dan biaya z_i . Multiply- ion bermuatan mempromosikan tingkat yang lebih besar dari interaksi dari ion bermuatan negatif. Koefisien aktivitas dapat dihitung dari Debye-Huckel membatasi hukum (di bawah saya), Debye-Huckel hukum (di antara I) atau Debye-Huckel diperpanjang hukum (di I lebih tinggi). yang sesuai

Topik-topik yang berkaitan: Energi Bebas, Larutan Non-Elektrolit

Aktivitas Ionik

Kegiatan ini, a_i , dari ion i (lihat Topik C1) diberikan oleh:

$$a_i = \frac{\gamma_i c_i}{c^\ominus}$$

mana c_i adalah konsentrasi ion dalam mol dm^{-3} , c^\ominus adalah konsentrasi standar 1 mol dm^{-3} dan γ_i adalah koefisien aktivitas ion. Koefisien aktivitas mengkuantifikasi pengaruh interaksi ionik; di pengenceran yang sangat tinggi, tidak ada interaksi ionik terjadi, $\gamma_i \rightarrow 1$ dan konsentrasi ion cukup untuk menghitung potensi atau molar energi bebas kimia ion. Pada konsentrasi ion yang lebih tinggi, interaksi ionik menjadi signifikan, γ_i biasanya kurang dari kesatuan dan interaksi elektrostatik yang penting dalam menentukan data yang termodinamika.

Kekuatan Ionik

ikatan onik adalah daya tarik elektrostatik antara spesies yang bermuatan berlawanan. Kekuatan ikatan ionik berhubungan dengan jarak: ikatan ionik tidak "putus", kekuatannya hanya berkurang oleh jarak. Ikatan ion dapat terbentuk pada sudut manapun, karena elektron tidak terbagi secara kovalen. Tingkat keseluruhan interaksi ionik elektrostatik diukur dengan menggunakan kekuatan ion dari larutan, I . ini diberikan oleh:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

dan melibatkan penambahan kontribusi setiap ion dalam larutan, i , menggunakan konsentrasi c_i ion dan formal biaya atau biaya

nomor, z_i . Jumlah biaya untuk kation umum M_x^+ adalah x dan untuk anion umum XY^- adalah $-y$. Untuk 1: elektrolit 1 di mana $x = 1$ dan $y = 1$, saya adalah sama dengan konsentrasi larutan, c . Untuk elektrolit di mana x dan / atau y lebih besar dari 1, $I > c$, yang mencerminkan interaksi elektrostatik lebih besar dari ion biaya yang lebih tinggi dengan ion lainnya.

Perhitungan koefisien aktivitas

Ketika interaksi elektrostatik antara ion dan ion lawan yang relatif lemah dibandingkan dengan energi panas mereka, KBT (yaitu pada pengenceran rendah), distribusi ion dan potensi pada jarak apapun dari ion apapun dapat dihitung. Efek pada energi dari sistem interaksi elektrostatik yang menghasilkan kemudian dapat diukur. Ini hasil prosedur hukum Debye-Huckel:

$$\log_{10} \gamma_{\pm} = \frac{-A|z_+ z_-| \sqrt{\frac{I}{I^\ominus}}}{1 + B \sqrt{\frac{I}{I^\ominus}}}$$

yang secara umum dapat diterapkan untuk larutan dari $I \leq 0.01 \text{ mol dm}^{-3}$ (yang asumsi ini interaksi elektrostatik yang relatif lemah memegang). A adalah konstan untuk pelarut tertentu (0,509 untuk air pada 298 K), B adalah konstan untuk ion diberikan dalam diberikan pelarut (nyaman B sering kurang lebih sama dengan 1 untuk sebagian besar ion dalam air) dan adalah kekuatan ion standar (didefinisikan sebagai sama dengan 1 mol dm^{-3}). Hal ini

memungkinkan mean koefisien aktivitas, γ_{\pm} , harus dihitung untuk garam M_yX_x , di mana:

$$\gamma_{\pm} = (\gamma_M^y \gamma_X^x)^{\frac{1}{x+y}}$$

Ungkapan ini hanya menekankan bahwa perubahan koefisien aktivitas kation tidak dapat dihitung tanpa perubahan koefisien aktivitas anion, seperti anion mengelompok di sekitar kation dan kation kluster sekitar anion. Jika diasumsikan bahwa efek dari pengelompokan pada dua koefisien aktivitas yang kurang lebih sama (serta parameter B untuk kedua ion), maka koefisien aktivitas ion individu diberikan oleh:

$$\log_{10} \gamma_i = \frac{-Az_i^2 \sqrt{\frac{I}{I^{\ominus}}}}{1 + B \sqrt{\frac{I}{I^{\ominus}}}}$$

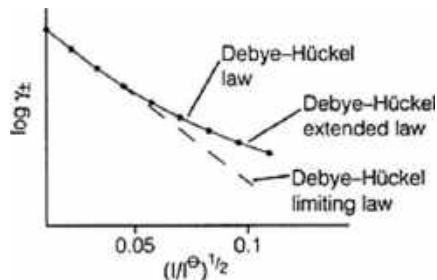
Pada pengenceran yang sangat rendah (biasanya ketika $\rho < 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$), istilah pertama dalam penyebut persamaan mendominasi jabatan kedua, dan menghasilkan disederhanakan Debye-Huckel membatasi hukum (yang menghilangkan ion tergantung parameter B dari ekspresi):

$$\log_{10} \gamma_{\pm} = -A|z_+ z_-| \sqrt{\frac{I}{I^{\ominus}}} \quad \text{atau} \quad \log_{10} \gamma_i = -Az_i^2 \sqrt{\frac{I}{I^{\ominus}}}$$

Pada nilai yang lebih tinggi dari $I < 1 \text{ mol dm}^{-3}$, asumsi interaksi lemah antara ion dibuat dalam menurunkan ekspresi Debye-Huckel menjadi semakin tidak bisa dipertahankan. koefisien aktivitas dalam rezim ini umumnya cocok ekspresi:

$$\log_{10} \gamma_i = \frac{-Az_i^2 \sqrt{\frac{I}{I^{\ominus}}}}{1 + B \sqrt{\frac{I}{I^{\ominus}}}} + C|z_+ z_-| \frac{I}{I^{\ominus}}$$

di mana C adalah parameter empiris yang dapat disesuaikan agar sesuai dengan data. Istilah ekstra ini diperkenalkan untuk memperhitungkan pentingnya peningkatan jarak pendek ion-ion dan ion- pasangan pelarut dan persamaan ini sering disebut Debye-Huckel diperpanjang hukum. Penerapan persamaan ini untuk menghitung rata-rata koefisien aktivitas ditunjukkan pada Gambar 9.1, di mana nilai-nilai dihitung dapat dilihat sesuai nilai-nilai eksperimen ditentukan erat. Untuk $I > 1 \text{ mol dm}^{-3}$, di mana jarak pendek interaksi mendominasi dan ion memiliki larutan semakin lengkap, perhitungan teoritis data koefisien aktivitas ini sangat tidak bisa diandalkan.



Gambar 9.5. Data Eksperimen Khas untuk Rata-rata Koefisien Aktivitas sesuai Ekspresi Debye-Huckel.

c. Rangkuman

1. Koefisien aktivitas mengkuantifikasi pengaruh interaksi ionik; di pengenceran yang sangat tinggi, tidak ada interaksi ionik terjadi.
2. Ketika interaksi elektrostatik antara ion dan ion lawan yang relatif lemah dibandingkan dengan energi panas nya (yaitu pada pengenceran rendah), distribusi ion dan potensi pada jarak apapun dari ion apapun dapat dihitung.

3. Tingkat keseluruhan interaksi ionik elektrostatik diukur dengan menggunakan kekuatan ion dari larutan.
4. Untuk $I > 1 \text{ mol dm}^{-3}$, di mana jarak pendek interaksi mendominasi dan ion memiliki larutan semakin lengkap, perhitungan teoritis data koefisien aktivitas ini sangat tidak bisa diandalkan.
5. Perubahan koefisien aktivitas kation tidak dapat dihitung tanpa perubahan koefisien aktivitas anion.

d. Latihan

1. Hitung waktu yang dibutuhkan untuk pembentukan kalsit untuk tumbuh dengan pembubaran, disebarluaskan aragonit dan difusi ion Ca^{2+} yang dihasilkan pada 10°C ?

Pembahasan:

$$t = \frac{(8\text{cm})^2}{2(36,934 \frac{\text{cm}^3}{\text{mol}})(5,4 \times 10^{-6} \frac{\text{cm}^2}{\text{sec}})(2 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{kg}})} \left(\frac{0,75}{0,15} - 1 \right)$$

$$t = 254,386 \text{ years}$$

r_c , radius konkresi = 8,0 cm

D , koefisien difusi = $5,4 \times 10^{-6} \text{ cm}^2/\text{detik}$ (tergantung T)

ϕ , porositas = 0,75

f_d , fraksi volume aragonit dalam sedimen = 0,15

Δc , perbedaan konsentrasi kesetimbangan Ca^{2+} dalam air pori pada permukaan kalsit dan aragonit = $2,0 \times 10^{-5} \text{ mol/kg}$

V_p , volume kalsit = $36.934 \text{ cm}^3/\text{mol}$

2. Berapa pH larutan HCl 0,1 molar tanpa dan dengan koreksi aktivitas?

Pembahasan:

HCl adalah asam kuat. Konsentrasi ion hidrogen kemudian diberikan oleh $[H^+] = 0,1 \text{ M}$.

$$\text{pH} = -\log 0,1 = 1,0 \text{ (tanpa koreksi aktivitas)}$$

Sekarang dengan koreksi aktivitas. Untuk tujuan ini, dapat mengadopsi persamaan Debye-Hückel yang diperluas:

$$\text{Log } \gamma_i = \frac{AZ_i^2 \sqrt{I}}{1 + Ba \sqrt{I}}$$

dengan $A = 0,5085 \text{ M}^{-1/2}$, $B = 3,281 \text{ M}^{-1/2} \text{ nm}^{-1}$ dan parameter ukuran ion efektif $a = 0,9 \text{ nm}$. Dengan $z = 1$ dan kekuatan ionik $I = 0,1 \text{ M}$ kita memperoleh $\log \gamma = -0,083$.

$$\text{pH} = -\log \gamma - \log [H^+] = 0,083 + 1,0 = 1,083$$

pH larutan HCl 0,1 molar adalah 1,083 (daripada 1,0 seperti yang sering diasumsikan). Nilai pH yang tepat ini juga diprediksi oleh aqion - lihat pH awal dalam contoh titrasi.

3. Tentukan kekuatan ionik larutan CaCl_2 !

Pembahasan:

Kekuatan ion larutan CaCl_2 dihitung sebagai berikut:

$$\begin{aligned} I &= \frac{1}{2} \{ z_{\text{Ca}}^2 [\text{Ca}^{2+}] + z_{\text{Cl}}^2 [\text{Cl}^-] \} \\ &= \frac{1}{2} \{ z_{\text{Ca}}^2 [\text{CaCl}_2] + z_{\text{Cl}}^2 2 [\text{CaCl}_2] \} \\ &= \frac{1}{2} \{ 2^2 [\text{CaCl}_2] + (-1)^2 2 [\text{CaCl}_2] \} \\ &= 3 [\text{CaCl}_2] \end{aligned}$$

Di sini, tanda kurung siku [...] melambangkan konsentrasi molar. Perhatikan faktor stoikiometri 2 dari Cl^- di baris kedua.

Berdasarkan persamaan ini, larutan CaCl_2 0,5 molar memiliki kekuatan ionik $I = 3 \times 0,5 \text{ M} = 1,5 \text{ M}$.

4. Dengan menggunakan aktivitas, hitung pH larutan 0,2 M larutan KH_2PO_4 !

Pembahasan:

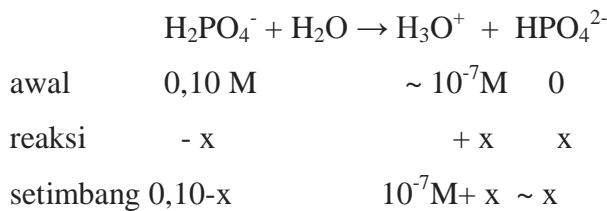
Pertama-tama tentukan ion apa yang ada dalam larutan. Satu-satunya ion penting dalam hal kekuatan ionik adalah dari garam karena konsentrasinya jauh lebih tinggi daripada yang untuk H^+ dan OH^- . Karena elektrolit hanya melibatkan ion +1 dan -1 (K^+ dan H_2PO_4^-), kekuatan ion sama dengan konsentrasi elektrolit ($\mu = 0,10 \text{ M}$). Itu koefisien aktivitas yang dibutuhkan dapat diperoleh langsung dari tabel data aktivitas koefisien untuk kekuatan ionik ini.

Untuk $\mu = 0,10 \text{ M}$: $\gamma_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,83$;

$$\gamma_{\text{HPO}_4^{2-}} = 0,355;$$

$$\gamma_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = 0,775.$$

Tabel konsentrasi yang terkait dengan reaksi disosiasi asam lemah adalah sama seperti sebelumnya.



di mana x sama dengan peningkatan $[\text{HPO}_4^{2-}]$. Konsentrasi kesetimbangan H_3O^+ juga didekati dengan x. Ini mengasumsikan bahwa $x \gg 10^{-7} \text{ M}$.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \gamma_{\text{H}_3\text{O}^+} [\text{HPO}_4^{2-}] \gamma_{\text{HPO}_4^{2-}}}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \gamma_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}}$$

5. Hitung kekuatan ion larutan 0,060 M KCl!

Pembahasan:

Pertama, tentukan ion apa yang ada dalam larutan: K^+ , Cl^- , H_3O^+ , HANYA ion-ion tersebut hadir dalam konsentrasi yang lebih tinggi ($[K^+] = [Cl^-] = 0,060 M$

$[H_3O^+] \sim [OH^-] \sim 10^{-7}M$) perlu dipertimbangkan saat menghitung kekuatan ionik

Perhatikan bahwa kekuatan ionik sama dengan molaritas elektrolit (KCl). Ini adalah aturan umum; setiap kali elektrolit hanya melibatkan ion dengan +1 dan -1 mengisi kekuatan ion sama dengan konsentrasi elektrolit. Ini tidak akan menjadi kasus ketika ion elektrolit memiliki muatan lebih besar.

e. Lembar Kerja Praktek

Mencampur Bahan Ionik dengan Air

Tujuan: Untuk mengetahui kelarutan senyawa ionik dalam berbagai pelarut, kalsium nitrat ($Ca(NO_3)_2$), kalsium klorida ($CaCl_2$), dan kalsium sulfat ($CaSO_4$) ditempatkan dalam tabung reaksi yang terpisah. Air ditambahkan ke masing-masing untuk membentuk dua larutan $Ca(NO_3)_2$ dan $CaCl_2$, dan suspensi $CaSO_4$. Amati apa yang terjadi pada percobaan diatas! Tuliskan hasil dan jelaskan!

d. Evaluasi Pembelajaran

1. Tentukan Kekuatan ionik larutan:

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a. Natrium Karbonat | b. Magnesium Posfat |
| c. Kalium Bromida | d. Besi (II) Sulfat |

2. Tentukan pH larutan:

- a. Asam sulfat 0,2 M b. Kalsium Hidroksida 0,2 M
c. Kalium Hidroksida 0,2 M
tanpa dan dengan koreksi aktivitas!
3. Dengan menggunakan koefisien aktivitas, tentukan pH dari larutan NaHCO_3 !
4. Dengan menggunakan aktivitas, hitung pH larutan yang terbuat dari campuran 100. mL 0,030 M KH_2PO_4 dengan 100. mL 0,050 M K_2HPO_4 !
5. Hitung koefisien aktivitas dari Cu^{2+} ketika kekuatan ion larutan adalah 0,078 M:
- a. Dengan interpolasi linier data dalam tabel di sebelah kanan;
 $\gamma_{\text{Cu}^{2+}} = 0,440$
- b. Dengan menggunakan persamaan Debye-Huckel diperpanjang pada 25°C , di mana ukuran ion adalah 600ppm.

f. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang mencapai nilai minimum pada pertemuan ini ditugaskan menyusun peta pikiran ion dalam larutan.

Tindak Lanjut: Mahasiswa menjelaskan isi peta pikiran dalam bentuk video dan di upload pada youtube.

*Elektron mengalir
dari anoda menuju
katoda, bukan
sebaliknya. Ilmu tak
mengalir ke hati
yang tinggi.*

Noname

MODUL 10 SEL ELEKTROKIMIA

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN SEL ELEKTROKIMIA:

Sel Elektrokimia merupakan pokok bahasan yang terdiri atas reaksi reoks, sel galvanis (sel volta) dan sel elektrolisis. Untuk mempelajari lebih lanjut materi ini, maka pengalaman belajar ikatan kimia pada mata kuliah fisika dasar menjadi syarat penting. Pembelajaran pada pokok bahasan ini mengacu pada kurikulum KKNi dengan strategi pembelajaran SCL dan pendekatan Kontekstual.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi sel elektrokimia dengan baik, mahasiswa dapat membuat peta pikiran, dan menjelaskan kembali topik sel elektrokimia

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN SEL ELEKTROKIMIA:

1. Mampu mengelompokkan jenis reaksi yang terjadi melalui percobaan.
2. Mampu mengamati gejala alam dan memberi solusi terkait sel elektrokimia

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN SEL ELEKTROKIMIA:

1. Bergabung dalam kelompok belajar mengumpulkan informasi penelitian larutan ionik.

2. Menyesuaikan informasi yang diperoleh dengan materi yang disajikan dalam buku Kimia SMA, Kimia Dasar dan Kimia Fisika.
3. Persentasi, Tanya jawab, Praktikum dan Penugasan

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik Sel elektrokimia, maka mahasiswa harus menguasai materi Daya Hantar Larutan, dan Diagram Fasa

KEGUNAAN MODUL

Modul sel elektrokimia ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait materi sel elektrokimia
2. Mahasiswa mampu menyelesaikan soal elektrokimia dan mampu menjelaskan kembali materi sel elektrokimia.
3. Mahasiswa mampu menyusun peta pikiran sel elektrokimia

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub materi Pokok
Reaksi Redoks	Reaksi Reduksi
	Reaksi Oksidasi
	Reaksi Reduksi Oksidasi
	Autoredoks
Sel Galvani	Sel Elektrokimia
	Sel Galvani dan Sel Elektrolit
	Reaksi Setengah Sel
	Potensial Sel
Elektrokimia dan Termodinamika	Notasi
	Elektroda
	Data Termodinamika

J1

REAKSI REDOKS

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Reaksi redoks:

- ✚ Mampu membedakan reaksi reduksi, oksidasi dan reduksi oksidasi melalui percobaan
- ✚ Mampu menjelaskan jenis reaksi yang terjadi di alam terkasit reduksi dan oksidasi
- ✚ Mampu menyusun poster terkait reaksi reduksi dan oksidasi

b. Materi Pembelajaran

Reaksi Reduksi	Reaksi reduksi merupakan reaksi yang pada prosesnya mengalami penurunan bilangan oksidasi, pelepasan oksigen, pengikatan electron dan hydrogen. Zat yang mengalami reduksi disebut sebagai oksidator atau pengoksidasi.
Reaksi Oksidasi	Reaksi oksidasi merupakan kebalikan dari reaksi reduksi. Zat yang mengalami oksidasi dinamakan reduktor atau zat pereduksi
Reaksi Reduksi Oksidasi	Reaksi redoks merupakan reaksi reduksi dan oksidasi berlangsung sekaligus dalam satu tahapan reaksi.
Autoredoks	Suatu spesies zat disebut Autoreduksi apabila zat tersebut berperan sebagai oksidator/pengoksidasi sekaligus reduktor (Disproporsionasi) atau zat berperan sebagai hasil reduksi sekaligus hasil oksidasi (Koproporsionasi)

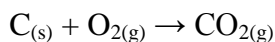
Topik-topik yang terkait: Gas sempurna; Konsentrasi ion

Reaksi Reduksi dan Oksidasi

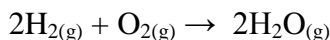
Nama "oksidasi" awalnya diterapkan pada reaksi di mana zat digabungkan dengan unsur oksigen. Dengan demikian zat apa pun yang terbakar di udara dikatakan teroksidasi, produknya berupa beberapa jenis oksida.

Reaksi oksidasi sebagai proses mengikat oksigen

Reaksi penambahan oksigen (O_2) merupakan salah satu ciri reaksi oksidasi. Misalnya, pembakaran karbon akan menghasilkan karbon dioksida adalah oksidasi, seperti yang ditunjukkan oleh persamaan:



Selanjutnya disadari bahwa reaksi zat dengan unsur selain oksigen pada dasarnya dari jenis yang sama. Misalnya, hidrogen dapat bereaksi dengan oksigen untuk membentuk senyawa air.



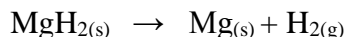
Reaksi oksidasi sebagai kehilangan elektron.

Semua reaksi dari tipe yang sebelumnya dianggap sebagai oksidasi atas dasar penggunaan atom oksigen. Pada contoh magnesium di bawah, terjadi transfer elektron dari spesies teroksidasi menjadi spesies berkurang.



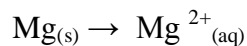
Reaksi oksidasi sebagai proses melepas hidrogen

Proses pelepasan hidrogen dalam sebuah reaksi dinyatakan sebagai satu ciri reaksi reduksi ataupun adisi. Berikut contohnya:



Reaksi oksidasi sebagai proses penurunan bilangan oksidasi

Bila terjadi kenaikan bilangan oksidasi suatu unsur dalam reaksi, maka reaksi tersebut disebut sebagai reaksi oksidasi. Unsur yang mengalami kenaikan bilangan oksidasi disebut reduktor atau pereduksi, sedangkan hasilnya dinamakan sebagai zat hasil oksidasi:



Reduktor/Pereduksi **Hasil oksidasi**

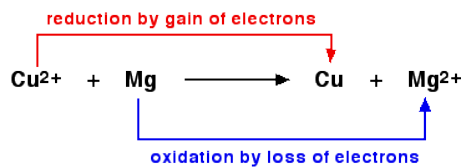
Reduksi adalah proses menangkap elektron atau penurunan bilangan oksidasi atom oleh molekul, ion, atau atom lain, atau proses pengikatan hidrogen, atau pelepasan oksigen. Keempat definisi tersebut merupakan kebalikan dari seluruh penjelasan reaksi oksidasi diatas.

Reaksi Redoks

Reaksi reduksi oksidasi, juga disebut reaksi redoks, reaksi kimia apa pun di mana bilangan oksidasi dari spesies kimia yang ikut berubah. Istilah ini mencakup sejumlah besar proses. Banyak reaksi reduksi oksidasi yang umum dan akrab seperti api, karat dan pembubaran logam, pencoklatan buah, dan respirasi dan fotosintesis dan fungsi dasar kehidupan.

Sebagian besar proses reduksi-oksidasi (redoks) melibatkan transfer atom oksigen, atom hidrogen, atau elektron, dengan ketiga proses berbagi dua karakteristik penting: (1) dalam setiap reaksi oksidasi, terjadi penurunan bilangan oksidasi dan sebaliknya, dan (2) melibatkan perubahan kimia total atom.

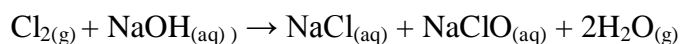
Persamaan menunjukkan reaksi redoks sederhana yang jelas dapat dijelaskan dalam hal transfer oksigen. Tembaga (II) oksida dan magnesium oksida keduanya ionik. Logamnya jelas bukan. Jika Anda menulis ulang ini sebagai persamaan ion, ternyata ion oksida adalah ion penonton dan Anda dibiarkan dengan:



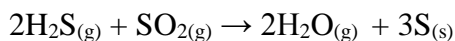
Jika Anda melihat persamaan di atas, magnesium mengurangi ion tembaga (II) dengan memberi mereka elektron untuk menetralkan muatan. Magnesium adalah agen pereduksi. Melihat sebaliknya, ion tembaga (II) mengeluarkan elektron dari magnesium untuk membuat ion magnesium. Ion tembaga (II) bertindak sebagai zat pengoksidasi.

Autoredoks

Autoredoks merupakan reaksi oksidasi dan reduksi yang dikelompokkan menjadi dua bagian, yaitu: (1). disproporsionasi, yaitu: zat yang mengalami reduksi sama dengan yang mengalami oksidas; (2). Koproproporsionasi, yaitu zat hasil reduksi sama dengan hasil oksidasi.



Reaksi diatas merupakan reaksi autoredoks jenis disproporsionasi. Cl_2 berperan sebagai oksidator dan reduktor, NaCl sebagai zat hasil reduksi dan NaClO sebagai zat hasil oksidasi.



Reaksi diatas merupakan reaksi autoredoks jenis koproportionasi. Zat yang bertindak sebagai reduktor adalah H_2S , oksidator adalah SO_2 , dan zat hasil reduksi sama dengan hasil oksidasi yaitu S.

Stoikimetri Redoks

Dalam perhitungan kimia redoks, perbandingan mol adalah perbandingan koefisien sehingga penting untuk menyetarakan reaksi terlebih dahulu. Hal ini juga terkait dengan bilangan oksidasi unsur dalam reaksi tersebut.

Mol (n) ~ koefisien atau

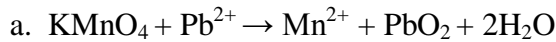
Mol reduksi x PBO reduksi = Mol oksidasi x PBO oksidasi

c. Rangkuman

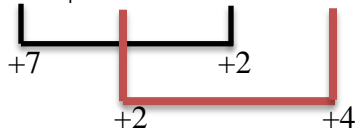
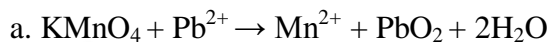
1. Reaksi reduksi merupakan reaksi yang berlangsung dengan menangkap hidrogen dan elektron, melepas oksigen serta penurunan bilangan oksidasi
2. Reaksi oksidasi merupakan reaksi yang berlangsung dengan melepas hydrogen dan elektron, mengikat oksigen serta peningkatan bilangan oksidasi.
3. Reaksi redoks terjadi apabila reaksi reduksi dan oksidasi berlangsung secara sekaligus.
4. Reaksi autoredoks terbagi atas dua bagian, yaitu reaksi disproporsionasi dan korporsionasi.
5. Dalam stoikiometri redoks, perbandingan mol adalah perbandingan koefisien.

d. Latihan

1. Tentukan reduktor, oksidator, hasil reduksi dan hasil oksidasi dari reaksi:

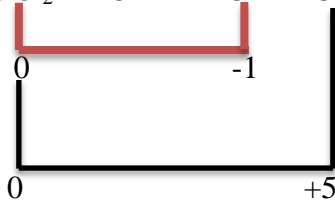


Pembahasan:



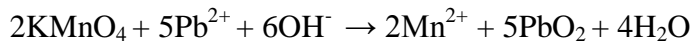
Reduktor: KMnO_4 Oksidator: Pb^{2+}

Hasil Reduksi: Mn^{2+} Hasil Oksidasi: PbO_2



2. Berdasarkan reaksi pada soal nomor 1a, berapakah massa kalium permanganat yang dibutuhkan untuk mengoksidasi 400 ml timbal (II) sulfat 0,5M?

Pembahasan:



$\text{Mol KMnO}_4 \times \text{PBO Mn} = \text{Mol Pb}^{2+} \times \text{PBO Pb}$

$\text{Mol KMnO}_4 \times 5 = (0,5\text{M} \times 0,4\text{L}) \times 2$

$\text{Mol KMnO}_4 = 0,08 \text{ mol}$

$\text{gr KMnO}_4 = 0,08 \text{ mol} \times 158 \text{ gr/mol} \rightarrow \text{gr KMnO}_4 = 12,64 \text{ gr}$

3. Berdasarkan reaksi soal 1b diatas, tentukan volume gas klorin pada 0°C dan tekanan 1 atm yang digunakan agar habis bereaksi dengan 100ml KOH 0,2M!

Pembahasan:



$$\text{Mol KOH} = 0,2\text{M} \times 0,1\text{L} = 0,02\text{mol}$$

$$\text{Mol Cl}_2 = 3/6 \times 0,02 \text{ mol} = 0,01\text{mol}$$

$$V_{\text{STP Cl}_2} = 0,01 \times 22,4\text{L} = 224 \text{ mL.}$$

4. Perhatikan reaksi berikut:

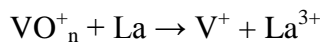


Apakah reaksi tersebut termasuk autoreduks, jelaskan!

Pembahasan:

Ya, reaksi tersebut termasuk autoreduks. Dalam reaksi tersebut, Cu₂O bertindak sebagai reduktor sekaligus oksidator. Jenis autoreduks reaksi diatas adalah autoreduks disproporsionasi.

5. Bila 0,15 mol oksida vanadium bereaksi dengan 0,2mol lanthanum menurut reaksi:



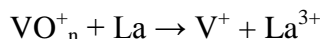
Tentukan nilai n!

Pembahasan:

$$\text{Mol V} \times \text{PBO V} = \text{Mol La} \times \text{PBO La}$$

$$0,15\text{mol} \times \text{PBO V} = 0,2\text{mol} \times 3$$

$$\text{PBO V} = 4$$



$$\begin{array}{c} \boxed{} \\ \times \quad \text{PBO}=4 \quad +1 \end{array}$$

$$4 = x - 1 \rightarrow x = 5$$

Bilangan Oksidasi V dalam VO_n^+

$$\rightarrow 5 + n(-2) = +1$$

$$\rightarrow n = 2$$

e. Lembar Kerja



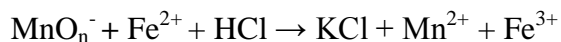
Pemutih pakaian sangat membantu ibu rumah tangga dalam membersihkan noda pada pakaian putih. Penggunaan pemutih pakaian secara berlebihan dapat merusak pakaian. Jelaskan prinsip kerja pemutih pakaian melalui reaksi yang terjadi!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Tentukan reduktor, oksidator, hasil oksidasi dan hasil reduksi reaksi berikut:
 - a. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{HCl} + \text{S}$
 - b. $\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
2. Dengan mengacu pada soal 1a, bila 3,25 gram FeCl_3 habis reaksi dengan H_2S . Tentukan volume gas H_2S yang digunakan bila diukur pada keadaan dimana 1,4 gram Nitrogen volume 2 Liter. (Ar Fe = 56, Cl = 35,5, N=14)
3. Berdasarkan soal 1b diatas, tentukan massa padatan iodin yang dihasilkan bila 0,1M CuSO_4 100mL bereaksi dengan 0,2M KI 100mL.

4. Tuliskan masing-masing dua contoh reaksi autoreduk disproporsionasi dan korprorsionasi!

5. Tentukan bilangan nilai n pada reaksi:



Bila 0,04 mol MnO_n^- mengoksidasi 0,2mol Fe^{2+} !

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang mencapai nilai minimum pada pertemuan ini ditugaskan menyusun peta pikiran reaksi redoks.

Tindak Lanjut: Mahasiswa menjelaskan isi peta pikiran dalam bentuk video dan di upload pada youtube.

J2

SEL GALVANI

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Sel Galvani:

- ✚ Mampu menentukan beda potensial berbagai reaksi redoks
- ✚ Mampu menganalisis potensial reaksi kesetimbangan kimia
- ✚ Mampu mendesain sebuah alat pengisi daya alat elektronik yang menjadi pengganti baterai

b. Materi Pembelajaran**Sel Elektrokimia**

Sel elektrokimia dibangun dari dua setengah-sel, yang masing-masing dihubungkan oleh sebuah sirkuit listrik luar (sebagai sambungan listrik) dan jembatan garam (sebagai koneksi ionik). Setiap sel setengah terdiri dari logam (elektroda) di mana reaksi redoks terjadi yang menetapkan potensi karakteristik pada permukaan logam. -Sel setengah sederhana adalah mencelupkan logam ke dalam larutan ion-nya.

Sel Galvani dan Sel Elektrolit

Dalam sel galvanik, saat ini diperbolehkan untuk lulus dalam arah spontan (elektron bergerak dari rendah ke potensial tinggi) dengan hanya menghubungkan dua elektroda bersama-sama. Untuk pengukuran termodinamika, perbedaan potensial (tegangan) diukur tanpa aliran arus dengan menghubungkan voltmeter impedansi tinggi antara elektroda. Dalam sel elektrolit tegangan diterapkan ke elektroda untuk memaksa reaksi ke arah tidak spontan.

**Reaksi
Setengah Sel**

setengah-sel penting lainnya adalah elektroda garam logam-larut, elektroda gas dan elektroda redoks. dua reaksi elektroda terakhir ini tidak melibatkan logam dan elektroda platinum logam inert diperlukan untuk menghasilkan potensial elektroda.

**Potensial Sel
Standar**

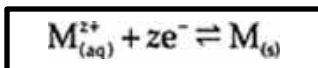
Tegangan sel dan potensi setengah-sel sering dibandingkan kondisi standar yang disebut keadaan standar pada suhu tertentu (biasanya 298 K). Keadaan standar mengharuskan semua reagen untuk menjadi murni dengan semua gas pada unit fugasitas, semua ion di unit aktivitas dan semua sambungan listrik antara setengah-sel yang akan dibuat dengan platinum. Keadaan standar biologis sering digunakan untuk sistem

Topik-topik yang berkaitan: Gas sempurna; Konsentrasi ion

Sel

Reaksi redoks adalah reaksi antara dua spesies di mana elektron yang ditransfer dari satu spesies ke spesies lain. Spesies kehilangan elektron dikatakan teroksidasi; seperti yang memberikan elektron pergi dan mengurangi reaktan lain ia juga disebut agen mengurangi atau reduktor. Spesies mendapatkan elektron berkurang dan bertindak sebagai agen oksidasi atau oksidan, karena menyebabkan oksidasi. Dalam elektrokimia, transfer ini elektron antara spesies kimia dicapai melalui sebuah sirkuit listrik eksternal dengan menggunakan sel elektrokimia. Ini

terdiri dari dua setengah-sel yang terhubung bersama-sama. -Sel setengah sederhana terdiri dari M logam (atau elektroda) mencelupkan ke dalam larutan ion logam, Mz^+ (elektrolit), yang memiliki reaksi setengah-sel:

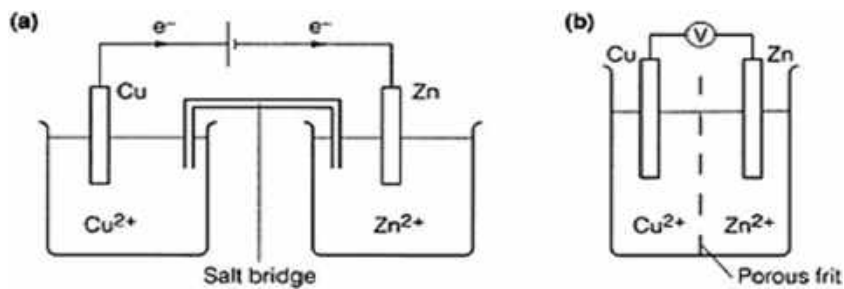


Elektron dalam reaksi ini disimpan pada logam dan konsentrasi mereka dan energi, yang dikendalikan oleh stabilitas relatif dari logam dan ion logam, menentukan potensial elektroda. Sebuah jembatan garam, biasanya terdiri dari solusi atau gel mengandung jenuh KCl dalam tabung kaca, menghubungkan dua solusi setengah-sel (Gambar. 10.1a). Metode alternatif yang memisahkan dua solusi-sel setengah adalah frit kaca atau keramik berpori berpori (Gbr 10.2b), yang juga memungkinkan bagian ion tanpa pencampuran solusi dan memungkinkan sel-sel setengah dan solusi untuk digabungkan ke dalam satu wadah. Ini adalah eksperimen sederhana, tetapi memperkenalkan tegangan sel ekstra karena persimpangan cair dalam frit, dan dengan demikian dihindari ketika melakukan pengukuran termodinamika.

Sel Galvani dan elektrolit

Perbedaan potensial dari dua logam hasil dalam perbedaan potensial (juga disebut tegangan atau gaya gerak listrik, emf) antara dua setengah-sel. Hal ini dapat diukur dengan menggunakan voltmeter impedansi tinggi (Gambar 10.1b), yang mengukur tegangan atau kekuatan pendorong untuk reaksi tanpa membiarkan arus mengalir, dari mana dapat dihitung Data termodinamika. Atau reaksi dapat diizinkan untuk melanjutkan

dengan menghubungkan dua setengah-sel dengan rangkaian luar (kawat atau resistor) dan memungkinkan arus mengalir. Ini adalah kedua contoh sel galvanik, di mana reaksi kimia spontan terjadi. Elektron mengalir dari elektroda dengan potensi yang paling negatif (anoda, di mana oksidasi terjadi) untuk bahwa dengan potensi yang paling positif (katoda, di mana penurunan terjadi). Jembatan garam (atau frit kaca berpori) memungkinkan ion untuk mentransfer ke setiap sel setengah. Aliran ini melawan ketidakseimbangan biaya yang akan berkembang di setiap sel setengah elektron lulus dari satu elektroda ke yang lain, yang akan menghambat reaksi. Kebutuhan jembatan garam atau frit dihindari jika kedua sel setengah dapat berbagi elektrolit umum. Ini adalah kasus khusus, di mana semua ion aktif redoks dalam larutan bereaksi secara khusus pada satu elektroda-sel setengah saja dan karena itu tidak harus dipisahkan dari elektroda lainnya.



Gambar 10.1. Contoh (a) sel elektrolit menggabungkan jembatan garam.; (b) sel galvani menggabungkan frit berpori Huckel.

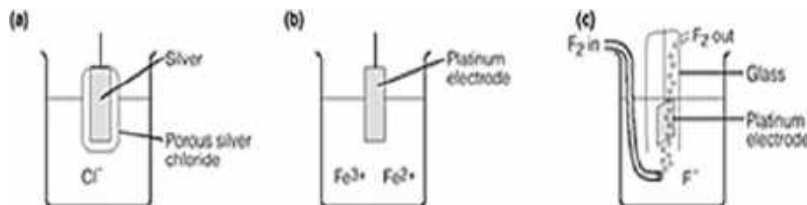
Alternatifnya adalah untuk mendorong reaksi dalam terbalik atau arah non-spontan. Hal ini dicapai dengan menghubungkan elektroda untuk suplai tegangan eksternal dan menerapkan tegangan untuk membalikkan kekuatan pendorong untuk aliran elektron, memaksa mereka untuk bergerak ke arah

yang berlawanan (Gbr. 10.1a). Hal ini sering metode yang spesies reaktif atau relatif tidak stabil yang dibuat. Ini disebut sel elektrolit dan menurut definisi anoda dalam sel galvanik adalah katoda dalam sel elektrolit dan sebaliknya. Sekali lagi, transfer ion dari jembatan garam atau frit kaca mempertahankan netralitas listrik di babak-sel selama reaksi.

Reaksi setengah-sel lain

Elektroda garam logam-larut terdiri dari M logam dilapisi dengan garam larut MX berpori dalam larutan X. Sebuah contoh yang baik adalah perak / perak klorida elektroda (Gambar 10.2a) yang reaksi setengah-sel adalah $\text{AgCl}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

Di mana pengurangan padat perak klorida menghasilkan perak padat dan rilis klorida ion dalam larutan.



Gambar 10.2. (a) Setengah-sel perak klorida perak.; (B) ferric (Fe^{3+}) / besi (Fe^{2+}) setengah-sel; (C) fluor/ fluorida ion-sel setengah.

reaksi setengah-sel sering melibatkan reagen larut dan tidak logam dan ini sering disebut elektroda redoks. Contohnya adalah besi/besi ion redoks elektroda (Gambar 10.2b.), $\text{Fe}^{3+}_{(\text{g})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{g})}$. Dalam kasus ini elektroda platinum digunakan sebagai elektroda logam. platinum bertindak di sebuah situs untuk pertukaran elektron antara reduktor dan oksidan, sehingga potensial

elektroda yang didirikan. Hal ini juga inert dan tidak membentuk bagian dari reaksi redoks.

Ketika salah satu dari reagen adalah gas (elektroda gas), misalnya fluor/fluorida elektroda gas, $F_{2(g)} + 2e \rightarrow 2F^-_{(g)}$ elektroda platinum lembam juga digunakan sebagai sebuah situs untuk pertukaran elektron, dengan gas yang ditiupkan melalui larutan berair yang mengandung redoks ion aktif dan di seluruh permukaan elektroda.

Keadaan standar

Nilai tegangan sel, E_{sel} , tergantung pada posisi kesetimbangan untuk masing-masing reaksi setengah sel, yang tergantung pada kegiatan ion dalam larutan, yang fugasitas (atau tekanan) gas di elektroda gas dan suhu. Dalam rangka untuk membandingkan sel yang berbeda, nilai-nilai tegangan sel, E°_{sel} , Sering diperoleh pada keadaan standar. Untuk sistem biologis, keadaan standar biologis yang digunakan, simbol. Dalam sel elektrokimia, ada kendala tambahan untuk kedua bahwa elektroda inert dan sambungan listrik terbuat dari platinum. $E^{\circ}_{sel} (-)$ dan $E^{\circ}_{sel} (+)$ nilai-nilai yang identik bagi mereka setengah-sel yang ion hidrogen atau hidroksida tidak terlibat dalam reaksi sel. Namun, ada perbedaan yang signifikan ketika mereka.

c. Rangkuman

1. Potensial sel reduksi merupakan selisih antara potensial katoda (reduksi) dengan anoda(oksidasi)
2. Reaksi berlangsung spontan apabila harga potensial sel positif dan tidak spontan bila potensial sel negatif.

3. Nilai tegangan sel, E_{sel} , tergantung pada posisi kesetimbangan untuk masing-masing reaksi setengah sel, yang tergantung pada kegiatan ion dalam larutan.
4. Elektron dalam reaksi ini disimpan pada logam dan konsentrasi mereka dan energi, yang dikendalikan oleh stabilitas relatif dari logam dan ion logam, menentukan potensial elektroda.
5. $E_{\text{sel}}^{\circ} (-)$ dan $E_{\text{sel}}^{\circ} (+)$ nilai-nilai yang identik bagi mereka setengah-sel yang ion hidrogen atau hidroksida tidak terlibat dalam reaksi sel.

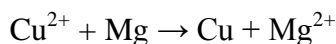
d. Latihan

1. A dapat mereduksi B tapi tidak dapat mereduksi C. B lebih mudah teroksidasi daripada D. E dapat direduksi A tapi tidak dapat direduksi B dan D. Tuliskan urutan reduktor semakin lemah dari logam diatas!

Pembahasan:



2. Tentukan potensial reaksi, aliran elektron dan diagram sel:



Pembahasan:

- a) Potensial Sel

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = E_{\text{Katoda}}^{\circ} - E_{\text{Anoda}}^{\circ}$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = E_{\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Mg}}^{\circ}$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = +0,34\text{V} - (-2,34\text{V})$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = + 2,68\text{V}$$

b) Aliran elektron: Mg ke Cu

c) Diagram sel: $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

3. Berdasarkan data berikut:

$[\text{Ni}^{2+}] = 0,01\text{M}$; $[\text{Ni}^{4+}] = 0,5\text{M}$; $[\text{Cr}^{3+}] = 0,1\text{M}$

$\text{Ni}^{4+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$ $E^\circ_{\text{sel}} = +0,25$

$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Cr}$ $E^\circ_{\text{sel}} = +0,76$

Tentukan:

a. E°_{sel}

b. E_{sel} dengan menggunakan persamaan nerst

Pembahasan:

a. E°_{sel}

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Katoda}} - E^\circ_{\text{Anoda}}$$

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Ni}} - E^\circ_{\text{Cr}}$$

$$E^\circ_{\text{sel}} = +0,76\text{V} - (+0,25\text{V})$$

$$E^\circ_{\text{sel}} = +0,51\text{V}$$

b. E_{sel}

$$E_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{sel}} - (0,0592/n) \log Q_c$$

$$E_{\text{sel}} = 0,51\text{V} - (0,0592/6) \log \left(\frac{[\text{Cr}^{3+}]^2 [\text{Ni}^{2+}]^3}{[\text{Ni}^{4+}]} \right)$$

$$E_{\text{sel}} = 0,51\text{V} - (0,0592/6) \log \left\{ \frac{(0,1)^2 (0,01)^3}{(0,5)^3} \right\}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,51\text{V} + 0,071$$

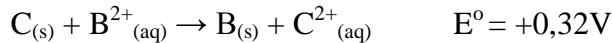
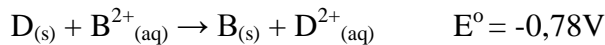
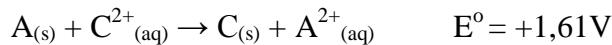
$$E_{\text{sel}} = 0,581\text{V}$$

4. Diantara logam tembaga, timah, perak, magnesium, mangan, yang paling baik untuk melindungi besi dari korosi adalah...

Pembahasan:

Magnesium, karena harga potensial reduksinya nya paling kecil

5. Berdasarkan reaksi berikut:



Susunlan unsur A, B, C, dan D berdasarkan daya pereduksi yang paling kuat!

Pembahasan:

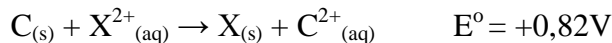
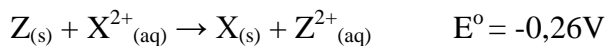
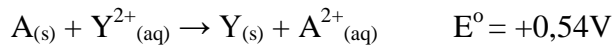
C, D, B, A

e. Lembar Kerja

Ambil sebuah logam apa saja, lalu lakukan penyepuhan kemudian uraikan denielan proses penyepuhan tersebut!

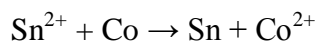
f. Evaluasi Pembelajaran

1. Berdasarkan reaksi berikut:

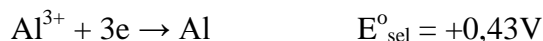
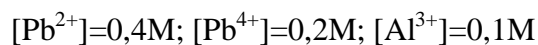


Susunlan unsur A, X, Y, dan Z berdasarkan oksidator yang paling lemah!

2. Tentukan potensial reaksi, aliran elektron dan diagram sel:



3. Berdasarkan data berikut:



Tentukan:

a. E°_{sel}

- b. E_{sel} dengan menggunakan persamaan nerst
4. Tuliskan reaksi katoda dan anoda pada baterai kering dan aki!
5. Tuliskan dan jelaskan satu contoh penyepuhan logam!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang mencapai nilai minimum pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa menyepuh logam sesuai dengan pilihannya.

J3

ELEKTROKIMIA DAN TERMODINAMIKA

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Elektrokimia dan Termodinamika:

- ✚ Mampu menentukan beda potensial berbagai reaksi redoks
- ✚ Mampu menganalisis potensial reaksi kesetimbangan kimi
- ✚ Mampu mendesain sebuah alat pengisi daya alat elektronik yang menjadi pengganti baterai

b. Materi Pembelajaran

Notasi

Sebuah notasi yang umum digunakan untuk sel elektrokimia. Simbol |, || dan digunakan untuk menunjukkan batas fase, jembatan garam dan persimpangan cair masing-masing. Semua sambungan listrik di luar diasumsikan untuk hadir dan kegiatan (atau konsentrasi) dan fugacities (atau tekanan) yang ditentukan di mana diperlukan. The (LH) setengah-sel tangan kiri ditampilkan di sisi kiri diagram dengan tangan kanan (RH) setengah-sel pada sisi kanan. Tegangan sel adalah perbedaan potensial antara RH dan LH setengah-sel ketika sebuah jembatan garam digunakan.

Elektroda

Reaksi sel formal diperoleh dengan mengambil perbedaan antara RH dan reaksi reduksi setengah-sel LH, sementara memastikan bahwa jumlah elektron yang sama hadir dalam setiap reaksi. Perubahan potensial setengah-sel dapat diukur dengan mengukur tegangan dari sel dengan setengah-sel sebagai elektroda RH dan elektroda referensi sebagai elektroda LH.

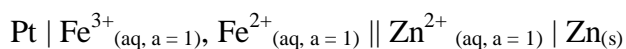
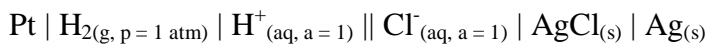
Data Termodinamika

Tegangan sel dan perubahan tegangan sel dengan perubahan kecil suhu pada tekanan konstan dapat digunakan untuk menentukan perubahan energi bebas Gibbs, entropi dan entalpi dan konstanta kesetimbangan untuk reaksi sel formal dan reaksi reduksi setengah-sel. Perubahan tegangan sel dengan perubahan kecil dalam tekanan pada suhu konstan dapat digunakan untuk menghitung perubahan volume untuk reaksi sel dan reaksi setengah-sel masing-masing.

Topik-topik yang berkaitan : Energi Bebas

Catatan

Untuk menghindari gambar berulang-ulang dari diagram sel rumit, notasi umum telah diadopsi untuk sel. Semua kontak listrik antara setengah-sel diasumsikan, perubahan fase ditandai dengan |, jembatan garam ditampilkan sebagai “||” dan persimpangan antara dua solusi yang berbeda (persimpangan cair dalam frit kaca) oleh . Jika ada beberapa spesies dalam fase yang sama ini dipisahkan dengan koma. sel tersebut ditampilkan mulai dari elektroda kiri dan pindah ke elektroda kanan melalui solusi. Contoh sel dalam kondisi standar adalah:

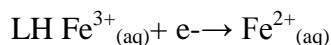
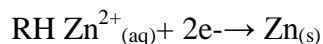
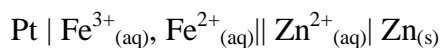


Aktivitas, atau konsentrasi, c , dan tekanan, p , atau fugasitas nilai-nilai yang tidak perlu dan umumnya tidak dikutip untuk sel standar (seperti yang didefinisikan), tapi yang penting jauh dari keadaan standar. Ion dalam larutan yang tidak mengambil bagian dalam reaksi redoks umumnya tidak disertakan. Dalam sel-sel ini, yang setengah-sel di sebelah kiri kedua eksperimen dan seperti yang tertulis disebut kiri (LH) elektroda, sedangkan pada E°_{sel} tepat disebut kanan (RH) elektroda. Diukur nilai E_{sel} atau dilaporkan oleh konvensi sebagai nilai positif atau negatif, yang menunjukkan bahwa tangan kanan (RH) elektroda memiliki potensi yang lebih positif atau negatif dari kiri (LH) elektroda:

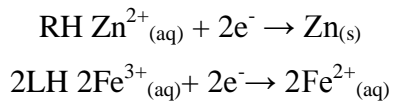
Untuk sel $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{Katoda}} - E^\circ_{\text{Anoda}} = E^\circ_{\text{Reduksi}} - E^\circ_{\text{Oksidasi}}$ kaca atau keramik berpori, ada tegangan ekstra kecil yang terkait dengan persimpangan cair, yang membentuk komponen tambahan E°_{sel} . Komplikasi ini dihindari dengan menggunakan jembatan garam, yang memiliki tegangan diabaikan karena berisi dua persimpangan cair yang perbedaan potensial membatalkan.

Reaksi sel Formal

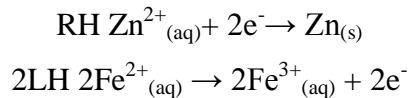
Reaksi sel resmi keseluruhan diperoleh dengan menulis kedua reaksi setengah-sel sebagai pengurangan, misalnya:



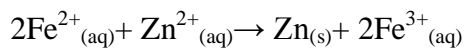
Jumlah elektron pada masing-masing persamaan tersebut kemudian dibuat sama (jika perlu):



dan, seperti dengan potensi setengah-sel, reaksi LH dikurangi dari RH untuk memberikan reaksi sel formal. Minus reaksi LH setara dengan membalikkan reaksi (menulis sebagai oksidasi):



yang diikuti dengan menggabungkan spesies di sisi yang sama dari panah reaksi bersama-sama dan membatalkan mereka yang muncul di kedua sisi untuk memberikan:



yang merupakan reaksi sel formal. Ini harus selalu menghasilkan muatan total pada kedua sisi reaksi yang sama dan penghapusan elektron dari persamaan. Menyeimbangkan persamaan ini juga dapat dicapai dengan mengurangi setiap reaksi setengah-sel untuk pengurangan satu elektron. Hal ini menyebabkan reaksi sel yang sama, tetapi dengan jumlah reaksi dibelah dua. Hal ini penting untuk mengingat ini ketika menghitung parameter termodinamika untuk reaksi sel formal, karena ini adalah untuk reaksi sel formal berasal.

Elektroda referensi

Hal ini tidak mungkin untuk mengukur potensi setengah-sel, hanya tegangan antara dua setengah-sel. Namun, perubahan potensi setengah-sel (RH) dapat diukur dengan mengukur potensi sel dan memilih setengah-sel LH yang mempertahankan potensi

konstan meskipun perubahan kecil dalam jumlah reagen redoks nya. Ini disebut elektroda referensi (tabel 10.1)

Tabel 10.1. Contoh elektroda referensi

Elektroda	Reaksi setengah sel
Perak / perak klorida	$\text{Ag}_{(s)} \text{AgCl}_{(s)} \text{Cl}^{-}_{(aq)}, c = 0,1$ $\text{AgCl}_{(s)} + e \rightarrow \text{Ag}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$
Kalomel (merkuri / mercurous klorida)	$\text{Hg}_{(l)} \text{Hg}_2\text{Cl}_2_{(s)} \text{Cl}^{-}_{(aq)}$ $1/2\text{Hg}_2\text{Cl}_2_{(s)} + e \rightarrow \text{Hg}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$
Hidrogen elektrode	$\text{Pt} \text{H}_{2(g)} \text{H}$

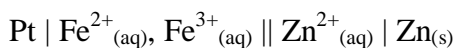
Sebuah Jenuh kalomel (SCE): menggunakan KCl (satd):
natrium jenuh kalomel (SSCE): menggunakan NaCl (standard
hidrogen elektrode (SHE): $a_{\text{H}^+} = 1$, $P = 1 \text{ atm}$.

Elektroda referensi memiliki konsentrasi besar ion dan waduk besar padat, cair dan reagen gas yang diperlukan untuk reaksi redoks. Perubahan kecil dalam jumlah spesies ini membuat sedikit perbedaan dengan kegiatan mereka dan membuat sedikit perbedaan untuk potensial elektroda. SHE tidak elektroda referensi yang sangat praktis, sebagai elektroda platinum mudah diracuni, gas hidrogen peledak dan membutuhkan silinder besar dan elektroda. Potensi sensitif terhadap perubahan kecil dalam tekanan gas, sehingga elektroda referensi alternatif yang digunakan untuk pengukuran eksperimental.

Potensial reduksi standar

Variasi potensi setengah-sel yang berbeda dapat digunakan untuk membandingkan kecenderungan untuk oksidasi

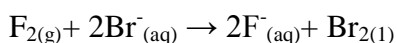
atau reduksi dalam reaksi setengah sel. Nilai-nilai biasanya diukur dan ditabulasikan pada 25 ° C atau 298 K. potensial sel standar untuk setiap sel kemudian dapat dihitung, karena hanya perbedaan antara RH dan LH setengah-sel potensial standar:



$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Zn}} - E^{\circ}_{\text{Fe}}$$

Elektrokimia seri

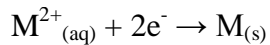
Ketika dua elektroda terhubung dan saat ini dibiarkan mengalir dalam sel galvanik, reaksi sel formal sebagai tertulis adalah spontan ketika AG negatif (lihat Topik B6), yang ketika pengurangan terjadi pada elektroda RH dan oksidasi pada LH elektroda. Hal ini terjadi ketika RH elektroda potensial lebih positif dari elektroda LH, atau ketika $E^{\circ}_{\text{sel}} > 0$. Reaksi reverse spontan saat $E^{\circ}_{\text{sel}} < 0$ dan kapan $E^{\circ}_{\text{sel}} = 0$, Sel adalah pada kesetimbangan. Ini berarti bahwa mengurangi bentuk pasangan dengan rendah E° nilai akan mengurangi bentuk teroksidasi dari pasangan dengan tinggi nilai. Untuk $E^{\circ}(\text{F}_2/\text{F}^-) = +2,87\text{V}$ dan $E^{\circ}(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,09\text{V}$, reaksi spontan:



dan nilai-nilai E° ketika ditabulasikan dalam rangka memberikan seri elektrokimia yang menunjukkan peningkatan kekuatan oksidasi dari zat pengoksidasi (dan penurunan nilai kekuatan mengurangi zat pereduksi) di redoks beberapa sebagai E° meningkatkan.

Data termodinamika

Perubahan energi bebas Gibbs diberikan oleh perubahan energi dari elektron bepergian di seluruh tegangan sel:



di mana n adalah jumlah mol elektron yang ditransfer dalam reaksi sel (sama dengan jumlah elektron dalam setiap reaksi setengah-sel ketika reaksi sel diperoleh) dan F adalah Faraday konstan, muatan pada mol elektron. Untuk ini dan semua persamaan termodinamika lainnya di bagian ini, di bawah kondisi tertentu negara standar persamaan umum ini berlaku.

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_{eq} = -nFE^{\circ}_{sel}$$

$$E^{\circ}_{sel} = (RT \ln K_{eq})/nF = (RT/nF) \ln K_{eq}$$

Keterangan:

E°_{sel} : Potensi sel standar (Volt)

R : konstanta gas ($8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

T : Suhu (Kelvin)

n : jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi

F : Konstanta Faraday (96.500 Coulomb)

pengukuran dari E°_{sel} memungkinkan perhitungan K , konstanta kesetimbangan untuk reaksi sel formal (lihat Topik E5).

Perubahan entropi, ΔS_{sel} , karena reaksi sel pada suhu setiap diberikan oleh:

$$\Delta S_{cell} = -\left(\frac{\partial \Delta G_{cell}}{\partial T}\right)_p = nF\left(\frac{\partial E_{cell}}{\partial T}\right)_p$$

dan perubahan entalpi, ΔH_{sel} , adalah:

$$\Delta H_{cell} = \Delta G_{cell} + T\Delta S_{cell} = -nFE_{cell} + nFT\left(\frac{\partial E_{cell}}{\partial T}\right)_p$$

Perubahan volume, ΔV_{sel} , untuk reaksi sel adalah:

$$\Delta V_{\text{cell}} = \left(\frac{\partial \Delta G_{\text{cell}}}{\partial p} \right)_T = -nF \left(\frac{\partial E_{\text{cell}}}{\partial p} \right)_T$$

Ini dapat dihitung dari pengukuran E_{sel} dan variasi dengan temperatur, T, pada tekanan konstan, p, atau dengan tekanan pada suhu konstan sekitar kondisi bunga. Hubungan ini juga berlaku untuk reaksi setengah-sel standar ΔG^\ominus , ΔH^\ominus dan ΔS^\ominus nol untuk reaksi setengah-sel $\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{e} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$ sehingga:

$$\Delta G^\ominus = -nFE^\ominus,$$

$$\Delta S^\ominus = nF \left(\frac{\partial E^\ominus}{\partial T} \right)_p,$$

$$\Delta H^\ominus = -nFE^\ominus + nFT \left(\frac{\partial E^\ominus}{\partial T} \right)_p,$$

dan

$$\Delta V^\ominus = -nF \left(\frac{\partial E^\ominus}{\partial p} \right)_T$$

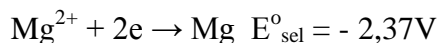
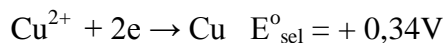
adalah persamaan untuk menghitung perubahan energi bebas Gibbs standar, entropi, entalpi dan volume reaksi reduksi setengah-sel. Hal ini memungkinkan ΔG^\ominus , ΔH^\ominus dan ΔS^\ominus nilai yang akan dihitung dari suhu dan tekanan variasi potensi pengurangan standar. nilai-nilai kecil ΔV^\ominus untuk setengah-sel yang melibatkan padat, cair dan reagen ionik, yang berarti bahwa potensi setengah-sel relatif tidak sensitif terhadap perubahan tekanan. Namun, perubahan volume besar untuk elektroda gas seperti elektroda hidrogen, yang merupakan asal dari sensitivitas potensinya untuk perubahan kecil dalam tekanan.

c. Rangkuman

1. Sel adalah pada kesetimbangan. Ini berarti bahwa mengurangi bentuk pasangan dengan rendah E° nilai akan mengurangi bentuk teroksidasi dari pasangan dengan tinggi nilai.
2. Salah satu alasan daya tarik pada sel bahan bakar adalah bahwa mereka menawarkan yang jauh lebih efisien dengan cara memanfaatkan energi kimia daripada konversi termal konvensional.
3. Elektrokimia adalah bidang kimia yang berhubungan dengan hubungan antara perubahan kimia dan energi listrik.
4. Mengukur potensi sel yang disiapkan pada berbagai suhu akan membuat nilai fungsi termodinamika ΔG , ΔH , dan ΔS sesuai dengan sistem elektrokimia.
5. Reaksi kimia dapat digunakan untuk menghasilkan energi listrik dalam sel volta (galvanik).

d. Latihan

1. Pada reaksi berikut:



terlibat 0,2 mol elektron. Tentukan nilai perubahan Energi bebas gibbs pada reaksi tersebut!

Pembahasan:

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{katoda}} - E^{\circ}_{\text{anoda}}$$

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Mg}}$$

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = 0,34\text{V} - (-2,37\text{V}) = +3,71\text{V}$$

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}_{\text{sel}}$$

$$\Delta G^{\circ} = 0,2\text{mol} \times 96.5000\text{C} \times 3,71\text{V}$$

$$\Delta G^\circ = 71.603$$

2. Tentukan besar konstanta kesetimbangan ekuivalen reaksi diatas pada suhu 27°C!

Pembahasan:

$$T = 27 + 273 = 300\text{K}$$

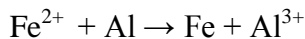
$$\Delta G^\circ = RT \ln K_{\text{eq}}$$

$$71.603 = 8,314 \times 300 \times \ln K_{\text{eq}}$$

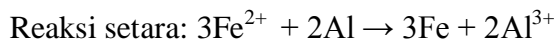
$$\ln K_{\text{eq}} = 28,70$$

$$K_{\text{eq}} = 2,9 \times 10^{12}$$

3. Dalam hubungannya $\Delta G = -nFE$, berapakah nilai n untuk reaksi yang ditunjukkan di bawah ini!

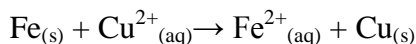


Pembahasan:



Berdasarkan reaksi diatas, muatan di bagian produk dan reaktan = 6, maka mol electron yang disimbolkan dengan "n" pada reaksi diatas adalah 6

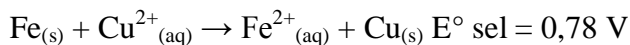
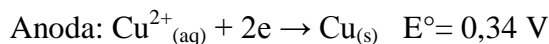
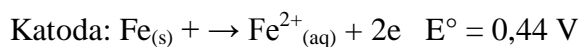
4. Hitung konstanta kesetimbangan dari reaksi:



Diketahui:

$$E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V dan } E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$$

Pembahasan:



$$\text{Log } K = 2(0,78)/0,0592 \rightarrow K = 2,24 \times 10^{26}$$

5. Sebuah aki 6,00 V memberikan arus konstan sebesar 1,25 A selama periode 1,5 jam. Hitung muatan total Q (dalam coulomb) yang melewati rangkaian dan kerja listrik yang dilakukan oleh aki!

Pembahasan:

Muatan total adalah

$$Q = It = (1,25 \text{ C/detik})(1,50 \text{ jam})(3600 \text{ detik/jam}) = 6750 \text{ C}$$

Kerja listrik adalah

$$W_{\text{elek}} = -QE = -(6750 \text{ C})(6,00 \text{ J/C}) = -4,05 \times 10^4 \text{ J}$$

Ini adalah kerja yang dilakukan pada aki, sehingga kerja yang dilakukan oleh aki adalah negatifnya dari nilai tersebut, yaitu +40,5 kJ.

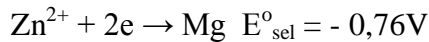
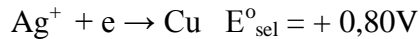
e. Lembar Kerja

Saat terkena uap air, baja akan mulai berkarat dengan cukup cepat. Ini menciptakan masalah signifikan untuk benda-benda seperti paku yang terpapar ke atmosfer. Paku dapat dilindungi dengan melapisi mereka dengan logam seng, membuat paku galvanis. Seng lebih cenderung teroksidasi daripada besi pada baja, sehingga mencegah karat berkembang pada paku.



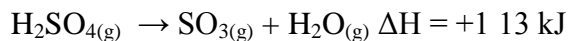
f. Evaluasi Pembelajaran

1. Tentukan nilai perubahan Energi bebas gibbs pada reaksi:

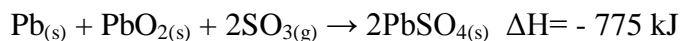


2. Dengan menggunakan data dan hasil penyelesaian soal no. 1 diatas, tentukan nilai konstanta ekuivalen reaksi tersebut pada 127°C !

3. Baterai penyimpanan timbal-asam adalah baterai tertua yang dapat diisi ulang. Itu ditemukan pada tahun 1859 oleh dokter Prancis Gaston Plante dan masih mempertahankan aplikasi hari ini, lebih dari 150 tahun kemudian. Ada dua reaksi yang terjadi selama pelepasan baterai penyimpanan asam timbal. Dalam satu langkah, asam sulfat terurai membentuk belerang trioksida dan air:

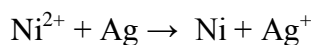


Pada langkah lain, timah, timah (IV) oksida, dan belerang trioksida bereaksi membentuk timbal (II) sulfat:



Hitung perubahan bersih dalam entalpi untuk pembentukan satu mol timbal (II) sulfat dari timbal, timbal (IV) oksida, dan asam sulfat dari reaksi ini!

4. Tentukan jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi:



Bila reaksi tersebut memenuhi rumus: $\Delta G = -nFE_{\text{sel}}^{\circ}$!

5. Tentukan konstanta ekuivalen reaksi pada no.4 diatas pada suhu 27°C , bila diketahui:



g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang mencapai nilai minimum pada pertemuan ini..

Tindak Lanjut: Mahasiswa menjelaskan materi dalam bentuk video dan di upload pada youtube.



Suhu semakin tinggi, laju reaksi semakin cepat. Ilmu makin tinggi, ragu berprestasi makin susut.
Leony

MODUL 11
KINETIKA REAKSI

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN KINETIKA REAKSI:

Pokok bahasan kinetika reaksi merupakan bagian dari matakuliah Kimia Fisika 1 yang tersusun atas Tingkat hukum reaksi elementer, Reaksi kompleks, Asumsi kondisi Konstan, Hukum laju reaksi, dan Langkah penentuan tingkat. Materi ini dapat dipelajari bila mahasiswa sudah memahami pokok bahasan termodinamika. Pembelajaran Kimia Fisika 1 mengacu pada kurikulum KKNi dengan menggunakan pendekatan kontekstual dan strategi pembelajaran SCL.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi kinetika reaksi dengan baik melalui penyusunan essay laju reaksi terkait isu yang ada di lingkungan sekitar mereka masing-masing, dan dapat menjelaskan kembali materi Laju Reaksi

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN KINETIKA REAKSI:

Pada pokok bahasan ini mahasiswa diharapkan dapat memahami konsep dari kinetika reaksi, menyusun media pembelajaran kimia dan dapat menerapkannya didalam sebuah percobaan yang akan diuji coba.

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik kinetika reaksi, maka mahasiswa harus menguasai materi konsep dasar reaksi kimia, dan sel elektrokimia

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN KINETIKA REAKSI:

1. Mahasiswa mempresentasikan konsep dari kinetika reaksi.
2. Mahasiswa membuat media pembelajaran kinetika reaksi.
3. Mahasiswa melakukan percobaan.

KEGUNAAN MODUL

Modul gas ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait kinetika reaksi
2. Mahasiswa mampu menyusun essay mengenai laju reaksi
3. Mahasiswa mampu menjelaskan kembali topik kinetika reaksi

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub materi Pokok
Persamaan Laju Reaksi	Tingkat Hukum Reaksi Elementer
	Reaksi Kompleks
	Asumsi Kondisi Konstan
	Hukum Laju
	Penentuan Orde Reaksi
Persamaan Laju Reaksi	Reaksi Irreversibel
	Mekanisme Lindemann
	Langmuir surface adsorption kinetics
	Hukum Laju Fotokimia

K1

PERSAMAAN LAJU REAKSI

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Persamaan Laju Reaksi:

- ✚ Memahami konsep dasar persamaan persamaan laju reaksi
- ✚ Menyusun persamaan laju melalui hasil percobaan

b. Materi Pembelajaran

**Tingkat Hukum
Reaksi
Elementer**

Sebuah reaksi elementer adalah langkah reaksi tunggal. Ketika hanya satu molekul yang terlibat ($A \rightarrow P$) reaksi elementer adalah unimolecular dengan hukum laju orde pertama (laju = $k [A]$). Jika dua molekul reaktan yang terlibat ($A + B \rightarrow P$) reaksi elementer adalah Bimolekular dengan hukum kedua tingkat order (laju = $k [A][B]$).

Reaksi kompleks

Reaksi kompleks adalah salah satu yang berlangsung melalui lebih dari satu langkah reaksi elementer konstituen. Reaksi Unimolecular, reaksi berantai, reaksi katalitik dan enzim merupakan contoh reaksi yang kompleks.

**Asumsi Kondisi
Konstan**

Ini adalah asumsi bahwa konsentrasi semua spesies peralihan dalam mekanisme reaksi tetap konstan selama reaksi. Oleh karena itu perubahan bersih dalam konsentrasi $[I]$ dari setiap menengah dengan waktu dapat diatur ke nol, $d[I] / dt \approx 0$ yang berarti bahwa tingkat pembentukan dan penghapusan untuk setiap keseimbangan keharusan menengah.

Hukum Laju

Hukum laju keseluruhan mekanisme reaksi kompleks diformulasikan dengan menggabungkan hukum tingkat urutan pertama dan kedua dari reaksi.

Langkah Penentuan Tingkat

Hukum laju keseluruhan mekanisme reaksi kompleks diformulasikan dengan menggabungkan hukum tingkat urutan pertama dan kedua dari reaksi SD konstituen, biasanya dengan menerapkan asumsi stabil atau, analog, dengan asumsi bahwa beberapa kesetimbangan tercapai. Hukum Tingkat dirumuskan harus konsisten dengan hukum laju yang diamati.

Langkah penentu laju adalah langkah paling lambat dalam mekanisme reaksi. Laju reaksi ini menentukan tingkat keseluruhan maksimum pembentukan produk.

Topik-topik yang berkaitan: Entalpi, Energi Bebas

Hukum Laju Reaksi

Sebuah reaksi elementer adalah satu, diskrit langkah reaksi. Molekularitas reaksi adalah jumlah molekul reaktan yang terlibat dalam reaksi tahap diskrit ini. Hukum laju reaksi unimolekular SD (yaitu $A \rightarrow P$) adalah Agar intrinsik pertama di reaktan sejak laju reaksi setiap saat sebanding hanya untuk konsentrasi A yang tersisa:

$$V = k [A]$$

Hukum laju reaksi biomolekuler dasar (yaitu $A + A \rightarrow P$, atau $A + B \rightarrow P$) secara intrinsik urutan kedua karena laju reaksi setiap saat sebanding dengan laju tumbukan antara dua molekul yang pada gilirannya berbanding lurus dengan konsentrasi kedua molekul yang tersisa:

$$V = k [A]^2$$

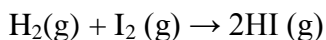
Atau

$$V = k [A][B]$$

Reaksi Kompleks

Reaksi kompleks istilah digunakan untuk reaksi yang terdiri dari lebih dari satu langkah reaksi elementer konstituen. Reaksi kompleks berlangsung melalui pembentukan dan penghapusan spesies peralihan tidak terkandung dalam persamaan kimia yang seimbang ditulis untuk reaksi.

Hukum laju keseluruhan reaksi kompleks diperoleh dengan menggabungkan hukum laju reaksi SD konstituen dan harus dinyatakan hanya dalam hal konsentrasi reaktan atau produk muncul dalam persamaan kimia yang seimbang secara keseluruhan untuk reaksi. Hal ini juga harus setuju dengan hukum laju yang diamati di bawah semua set kondisi reaksi. Situasi sebaliknya, bahwa dari menyimpulkan perilaku kompleks dari hukum laju yang diamati sering tidak mudah. Sebagai contoh, jika reaksi diamati diduga menjadi benar Bimolekular maka hukum laju, menurut definisi, urutan kedua. Namun, jika hukum laju yang diamati adalah urutan kedua, maka reaksi mungkin Bimolekular, atau mungkin kompleks, dan yang terakhir mungkin hanya disimpulkan setelah penyelidikan rinci di berbagai kondisi reaksi. Ini adalah kasus untuk reaksi antara H_2 dan I_2 :



yang menunjukkan urutan kedua kinetika:

$$\text{Laju } (r) = k [H_2] [I_2]$$

dan diduga menjadi reaksi Bimolekular antara dua diatomics reaktan. Bahkan ada mekanisme reaksi berantai yang mendasari

yang melibatkan spesies radikal, seperti untuk reaksi antara Br_2 dan H_2 . Reaksi kompleks yang melimpah dalam kimia. Contohnya termasuk disosiasi unimolecular (atau penataan ulang) reaksi, enzim atau permukaan katalisis, dan rantai dan ledakan reaksi.

Asumsi Stabil

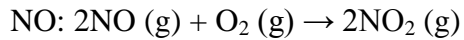
Asumsi stabil menganggap bahwa konsentrasi dari semua spesies menengah, saya, dalam mekanisme reaksi tetap konstan dan kecil selama reaksi (kecuali tepat di awal dan tepat di akhir), atau dengan kata lain bahwa perubahan bersih dalam konsentrasi dengan waktu adalah nol, $d[I] / dt \approx 0$. Asumsinya adalah setara dengan menyamakan tingkat total penghapusan masing-masing menengah dengan tingkat total formasi.

Penerapan asumsi stabil efektif mengubah persamaan diferensial untuk setiap menengah ke ekspresi aljabar dari mana konsentrasi stabil dapat diturunkan untuk substitusi ke dalam hukum tingkat keseluruhan. Asumsi stabil secara luas diterapkan dalam kinetika untuk merumuskan hukum laju reaksi kompleks.

Merumuskan Tingkat Reaksi

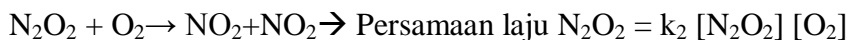
Langkah pertama dalam merumuskan hukum laju adalah untuk menuliskan mekanisme yang diusulkan dalam hal langkah-langkah reaksi elementer unimolecular dan Bimolekular individu. Karena hukum laju adalah properti eksperimen berasal dari reaksi kombinasi dari hukum tingkat pesanan individu pertama dan kedua harus menghasilkan hukum tingkat keseluruhan yang

konsisten dengan pengamatan. Misalnya, oksidasi fase gas nitrogen monoksida:



diamati secara eksperimental menjadi urutan ketiga keseluruhan: laju pembentukan $\text{NO}_2 = k [\text{NO}]^2[\text{O}_2]$. Meskipun satu penjelasan untuk perilaku urutan ketiga mungkin termolecular tunggal (tiga molekul) reaksi elementer, tabrakan simultan antara tiga molekul sangat tidak mungkin sehingga reaksi cenderung kompleks. Tambahan pengamatan bahwa laju oksidasi NO menurun dengan meningkatnya suhu merupakan bukti lebih lanjut dari reaksi kompleks karena laju reaksi produk meningkat dengan suhu.

Sebuah mekanisme reaksi dapat dipostulasikan yang berlangsung melalui pembentukan dimer N_2O_2 , yang dapat memisahkan kembali menjadi dua NO molekul atau menjalani tabrakan reaktif dengan molekul O_2 untuk menghasilkan dua molekul NO_2 . Dekomposisi N_2O_2 menjadi NO adalah langkah reaksi unimolecular, dua lainnya adalah Bimolekular.



(Subskrip pada konstanta laju hanya mewakili label untuk reaksi yang sesuai.) Secara keseluruhan tingkat di mana NO_2 dibentuk dikendalikan oleh reaksi ketiga dalam mekanisme:



(Faktor 2 muncul dalam hukum tingkat ini karena dua molekul NO_2 terbentuk di setiap tabrakan pertemuan reaktif antara N_2O_2

dan O_2 sehingga laju pembentukan NO_2 adalah dua kali tingkat di mana tabrakan terjadi.)

Asumsi stabil digunakan untuk menghapus dari ekspresi hukum laju istilah yang melibatkan konsentrasi N_2O_2 spesies menengah. Tingkat bersih pembentukan N_2O_2 diberikan oleh perbedaan antara laju pembentukan (reaksi via 1) dan laju pemindahan (reaksi via -1 dan 2), dan di bawah stabil asumsi didekati ke nol:

$$\frac{d[N_2O_2]}{dt} = k_1[NO]^2 - k_{-1}[N_2O_2] - k_2[N_2O_2][O_2] \approx 0$$

Menata ulang memberikan:

$$[N_2O_2] = \frac{k_1[NO]^2}{k_{-1} + k_2[O_2]}$$

sehingga laju pembentukan NO_2 dalam hal reaktan hanya:

$$NO_2 = \frac{2k_1k_2[NO]^2[O_2]}{k_{-1} + k_2[O_2]}$$

hukum laju ini lebih kompleks daripada hukum laju yang diamati. Namun, jika itu adalah kasus bahwa laju penguraian N_2O_2 (reaksi -1) jauh lebih besar dari laju reaksi dengan O_2 (reaksi 2), maka $k_{-1}[N_2O_2] \gg k_2[N_2O_2][O_2]$ (Yaitu $k_{-1} \gg k_2[O_2]$) Dan hukum tingkat dirumuskan menjadi :

$$NO_2 \approx \left[\frac{2k_1k_2}{k_{-1}} \right] [NO]^2[O_2]$$

dalam perjanjian dengan hukum laju yang diamati. Selain itu, karena diamati tingkat urutan ketiga konstan sebenarnya merupakan kombinasi dari konstanta laju reaksi elementer:

$$k \approx \frac{2k_1k_2}{k_{-1}}$$

ketergantungan suhu negatif diamati dijelaskan jika tingkat kenaikan dengan suhu laju konstan k_{-1} lebih cepat dari laju peningkatan k_1k_2 produk. (Perhatikan bahwa dalam kasus umum formulasi hukum laju menggunakan prosedur yang sama itu mungkin tidak mungkin untuk memohon perkiraan seperti $k_{-1} \gg k_2[O_2]$ digunakan di atas, dalam hal ini kedua istilah secara eksplisit harus tetap dalam hukum tingkat diturunkan.)

Tingkat Langkah Menentukan

Langkah penentu laju adalah reaksi paling lambat dalam mekanisme reaksi dan akibatnya mengontrol laju reaksi keseluruhan untuk membentuk produk. Dalam hukum laju diturunkan dalam bagian sebelumnya untuk oksidasi NO:

$$NO_2 \approx \left[\frac{2k_1k_2}{k_{-1}} \right] [NO]^2 [O_2]$$

laju reaksi dari N_2O_2 dengan O_2 diasumsikan jauh lebih lambat dibandingkan laju N_2O_2 dekomposisi (yaitu $K_1 \geq K_2[O_2]$). Dengan kata lain, reaksi antara N_2O_2 dan O_2 adalah tahap penentu laju dalam kasus ini.

c. Rangkuman

1. Setiap reaksi kimia berlangsung sesuai dengan mekanisme reaksi, yang merupakan uraian selangkah demi selangkah tentang apa yang terjadi selama reaksi pada tingkat molekuler.

2. Setiap langkah dari mekanisme dikenal sebagai proses elementer, yang menggambarkan satu momen tunggal selama reaksi di mana molekul putus dan / atau membentuk ikatan baru.
3. Penting untuk diingat bahwa setiap mekanisme reaksi hanyalah versi yang diusulkan dari apa yang mungkin terjadi pada tingkat molekuler; bahkan jika suatu mekanisme setuju dengan hasil eksperimen, tidak mungkin untuk membuktikan suatu mekanisme reaksi pasti.
4. Jumlah setiap langkah dasar dalam mekanisme reaksi harus menghasilkan persamaan reaksi keseluruhan.
5. Hukum tarif dari langkah penentuan tarif harus setuju dengan hukum tarif yang ditentukan secara eksperimental.

d. Latihan

1. Pertimbangkan persamaan seimbang berikut.

Hukum laju reaksi ini adalah $k[\text{Al}_2\text{O}_3]^2[\text{NaOH}]$.

Berapa konstanta laju reaksi ini jika reaksi berlangsung pada laju awal 0,005M/s ketika semua reaktan memiliki konsentrasi awal 0,02M?

Pembahasan :

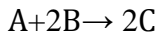
Karena hukum laju disediakan untuk reaksi, kita dapat memasukkan nilai-nilai yang relevan dengan laju reaksi. Ini akan memungkinkan kita untuk menentukan tetapan laju.

$$\text{Laju} = k [\text{Al}_2\text{O}_3]^2[\text{NaOH}]$$

Perhatikan bahwa HF tidak termasuk; reaksi harus nol urutan sehubungan dengan HF.

$$0.005 = k[0.02]^2[0.02] \rightarrow k = 625$$

2. Pertimbangkan reaksi dan data eksperimen berikut.



Percobaan	[A] (M)	[B] (M)	Laju reaksi M/s
1	0.02	0.03	0.005
2	0.02	0.03	0.005
3	0.04	0.09	0.020

Apa hukum laju untuk reaksi ini?

Pembahasan:

Saat menentukan hukum laju reaksi, Anda perlu menentukan urutan untuk masing-masing reaktan dalam reaksi. Ini hanya dapat dicapai dengan melakukan percobaan di mana percobaan yang berbeda menunjukkan bagaimana laju reaksi awal berubah berdasarkan konsentrasi awal reaktan. Dengan menjaga satu konsentrasi reaktan awal konstan dan mengubah konsentrasi reaktan lainnya, kita dapat melihat bagaimana laju awal berubah untuk setiap reaktan.

Untuk reaktan A, kami perhatikan bahwa laju empat kali lipat ketika konsentrasinya dua kali lipat dengan membandingkan percobaan 2 dan 3. Konsentrasi A meningkat dari 0,02 menjadi 0,04, menyebabkan laju berubah dari 0,005 menjadi 0,020. Ini berarti bahwa urutan reaktan A adalah 2.

$$\frac{v_A}{v_A} = 2^x \rightarrow \frac{0.020}{0.005} = 4 = 2^2 \rightarrow x = 2$$

Untuk reaktan B, kita melihat bahwa laju tidak berubah ketika konsentrasi awal B tiga kali lipat dengan membandingkan percobaan 1 dan 2. Sebagai hasilnya, orde 0 terhadap B.

$$\frac{v_B}{v_B} = 3^y \rightarrow \frac{0.005}{0.005} = 1 = 3^0 \rightarrow y = 0$$

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

3. $A + 2B + C \rightarrow D$

Percobaan	A	B	C	Laju M/s
1	0.1	0.3	0.2	0.002
2	0.1	0.9	0.2	0.006
3	0.2	0.3	0.2	0.002
4	0.1	0.3	0.4	0.008

Dengan menggunakan uji coba di atas, tulis hukum laju reaksi.

Pembahasan :

Perlu diingat bahwa persamaan kimia dan koefisiennya tidak ada hubungannya dengan hukum laju. Urutan setiap reaktan harus ditentukan dengan eksperimen. Untuk menemukan urutan masing-masing reaktan, bandingkan laju reaksi awal dari dua percobaan di mana hanya satu dari tiga konsentrasi reaktan diubah. Misalnya, percobaan 1 dan 4 menjaga A dan B tetap sama, tetapi C dua kali lipat. Ketika C dua kali lipat, kita melihat bahwa laju reaksi awal adalah empat kali lipat. Sebagai hasilnya, kami menentukan bahwa urutan reaktan C adalah 2. Ketika reaktan diubah, tetapi laju reaksi awal dijaga konstan, seperti yang terlihat dalam percobaan 1 dan 3 berkenaan dengan A, urutan reaktan itu adalah 0. Akhirnya, ketika reaktan dikalikan dengan faktor yang sama dengan laju reaksi awal dikalikan, seperti terlihat dalam percobaan 1 dan 2 sehubungan dengan B, urutan reaktan adalah 1. Menyatukan data: A adalah urutan nol, B adalah urutan pertama, dan C adalah urutan kedua. Dengan demikian, $v = k [B] [C]^2$.

4. Untuk reaksi berikut, $H_2 + 2ICl \rightarrow 2HCl + I_2$ menggambarkan laju konsumsi H_2 dalam hal konsumsi ICl dan produksi I_2 .

Pembahasan :

Dengan stoikiometri, karena 1 mol H_2 dan 2 mol ICl menghasilkan 2 mol HCl dan 1 mol I_2 , kita tahu bahwa H_2 dikonsumsi setengah secepat ICl dan diproduksi pada saat yang sama menilai sebagai I_2 . Jadi jawabannya adalah Setengah dari ICl , sama dengan I_2 .

5. Manakah dari berikut ini adalah contoh klasik dari reaksi orde pertama?
- Tidak ada jawaban lain.
 - Tabrakan antara 2 molekul reaktan
 - Perubahan suhu
 - Peluruhan radioaktif

Pembahasan :

Jawabannya adalah peluruhan radioaktif. Reaksi orde pertama memiliki tingkat yang berbanding lurus dengan hanya 1 reaktan. Dalam peluruhan radioaktif, laju penurunan bahan radioaktif hanya sebanding dengan jumlah materi.

e. Lembar Kerja

Tuliskan materi lengkap dengan soal dan pembahasan, yang akan dimuat dalam video!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Diberikan data berikut untuk reaksi ini:

	NH_4^+	NO_2^-	Laju
1	0,010M	0,020M	0,020M/s
2	0,015M	0,020M	0,030M/s
3	0,010M	0,010M	0,005M/s

Tuliskan hukum laju reaksi tersebut!

2. Berapa satuan k untuk hukum laju: $\text{Laju} = k [\text{A}] [\text{B}]^2$, ketika satuan konsentrasi mol/L?
3. Diberikan: $\text{A} + 3\text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{D}$
 Reaksi ini adalah orde pertama sehubungan dengan reaktan A dan orde kedua sehubungan dengan reaktan B. Jika konsentrasi A dua kali lipat dan konsentrasi B dibelah dua, laju reaksi akan.....oleh faktor.....
4. Suatu percobaan menunjukkan bahwa reaksi nitrogen dioksida dengan karbon monoksida: $\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{CO}_{(\text{g})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + \text{CO}_2$ adalah urutan kedua di NO_2 dan nol di CO pada 100°C . Apa hukum laju reaksi?
5. Dekomposisi asetaldehida adalah reaksi orde kedua dengan konstanta laju $4,71 \times 10^{-8} \text{ L/mol/ s}$. Berapa laju dekomposisi asetaldehida dalam larutan dengan konsentrasi $5,55 \times 10^{-4} \text{ M}$?

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai kinetika reaksi berkesempatan melakukan penelitian bersama dosen pengampu mata kuliah kimia fisika 1.

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang tidak terlibat dalam penelitian, membentuk kelompok (dua orang tiap kelompok) kemudian menyusun video menjelaskan kinetika reaksi dengan team teaching!

K2

HUKUM LAJU REAKSI

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Hukum Laju Reaksi

- ✚ Melalui sub pokok bahasan ini mahasiswa diharapkan dapat memahami konsep dari bunyi Hukum Laju Reaksi.

b. Materi Pembelajaran**Reaksi Irreversibel**

Sebuah sistem mendekati kesetimbangan terdiri dari reaksi maju dari reaktan ke produk dan menentang kembali reaksi dari produk untuk reaktan. Tingkat di mana sistem pendekatan dengan jumlah dari tingkat maju dan mundur.

Mekanisme Lindemann

Mekanisme Lindemann adalah urutan langkah-langkah reaksi elementer yang mendasari yang menggabungkan untuk menghasilkan keseluruhan pertama hukum laju Agar reaksi unimolecular diamati.

Mekanisme mendalilkan bahwa tabrakan Bimolekular antara molekul A menghasilkan diaktifkan intermediet A^* yang baik menonaktifkan melalui tabrakan lebih lanjut atau melanjutkan sepanjang jalan reaksi terhadap produk.

Untuk gas dari tekanan parsial p di atas permukaan dengan pecahan cakupan θ (rasio jumlah situs permukaan diduduki untuk jumlah yang tersedia), laju adsorpsi gas ke permukaan adalah $K_1P(1-\theta)$ dan laju desorpsi gas dari permukaan adalah $k_1\theta$, di mana k_1 dan k_1 adalah konstanta adsorpsi dan tingkat desorpsi, masing-masing.

**Langmuir surface
adsorption kinetics**

Jika gas yang terserap mengalami reaksi unimolecular dengan tingkat k_2 konstan tingkat keseluruhan diamati dari reaksi $k_1 k_2 p / (k_{-1} + K_1 P)$.

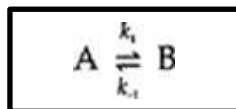
**Hukum laju
fotokimia**

Reaksi fotokimia diawali dengan penyerapan satu atau lebih foton. Hukum laju yang sesuai adalah produk dari konsentrasi spesies menyerap dan tingkat fotokimia J konstan dan urutan pertama. Nilai tingkat konstan menggabungkan istilah untuk intensitas cahaya insiden dan koefisien penyerapan molekul terintegrasi atas semua panjang gelombang yang tepat.

Topik-topik yang berkaitan: Energi Bebas, Solusi Non-Elektrolit, Dasar-dasar Kestimbangan, Elektrokimia dan Ion konsentrasi

Reaksi Bolak-balik

Semua reaksi kimia yang berpotensi reversibel tetapi biasanya reaksi sebaliknya sangat lambat sehingga dapat diabaikan. Namun, untuk reaksi mendekati keseimbangan yang tidak sangat mendukung produk, reaksi kembali mengkonversi produk ke reaktan menjadi penting karena tingkat bersih keseluruhan reaksi harus menurunkan (dan nol pada ekuilibrium). Pertimbangkan kasus umum reaksi isomerisasi antara A dan B di mana kinetika lawan yang urutan pertama (atau perintah pseudo-pertama):



dan konsentrasi kesetimbangan adalah $[A]_e$ dan $[B]_e$.

Ketika reaksi tidak pada kesetimbangan konsentrasi A dan B dapat ditulis sebagai $[A]_e + x$ dan $[B]_e - x$, di mana x mewakili beberapa perpindahan sewenang-wenang dalam konsentrasi (positif atau negatif) dari keseimbangan. Reaksi bersih terhadap keseimbangan di instan ini dijelaskan oleh hukum laju:

$$\frac{d([A]_e + x)}{dt} = -k_1[A]_e + x + k_{-1}([B]_e - x)$$

atau, pada penataan ulang, dengan:

$$\frac{d[A]_e}{dt} + \frac{dx}{dt} = -k_1[A]_e + k_{-1}[B]_e - (k_1 + k_{-1})x$$

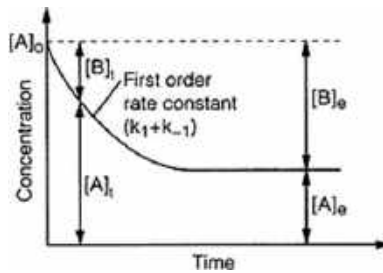
Pada kesetimbangan, $x = 0$, dan tidak ada reaksi bersih sehingga:

$$\frac{d[A]_e}{dt} = -k[A]_e + k_{-1}[B]_e = 0$$

yang pada substitusi di atas memberikan:

$$\frac{dx}{dt} = -(k_1 + k_{-1})x$$

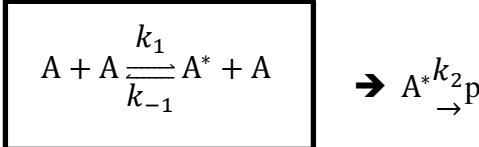
Persamaan ini menunjukkan bahwa pendekatan keseimbangan menentang reaksi urutan pertama juga merupakan proses urutan pertama dengan tingkat pertama agar konstan sama dengan jumlah dari konstanta laju urutan maju dan mundur pertama, yaitu reaksi menentang pendekatan keseimbangan pada tingkat yang lebih cepat daripada baik maju atau reaksi mundur saja. Relaksasi untuk keseimbangan campuran awalnya mengandung konsentrasi $[A]_0$ dan nol konsentrasi B ditunjukkan pada Gambar. 11.1.



Gambar 11.1. Pendekatan kesetimbangan untuk reaksi menentang mulai dari konsentrasi awal A dan B dari [A] 0 dan 0, masing-masing.

Mekanisme Lindemann

Laju reaksi urutan pertama jelas diamati, $A \rightarrow P$, umumnya meningkat dengan suhu, menunjukkan bahwa reaktan harus mengatasi penghalang energi, namun hukum tingkat urutan pertama ternyata tidak termasuk kemungkinan mencapai aktivasi melalui tabrakan. Mekanisme Lindemann mendalilkan serangkaian langkah reaksi elementer yang mendasari kontribusi reaksi kompleks:



Sebuah molekul reaktan, A, adalah bersemangat untuk negara A energi * oleh tabrakan dengan molekul reaktan lain A (reaksi 1). A * baik dapat collisionally dinonaktifkan kembali ke A (reaksi - 1) atau melanjutkan sepanjang jalan reaksi untuk membentuk produk, P (reaksi 2). Tingkat keseluruhan pembentukan produk adalah:

$$\frac{d[P]}{dt} = k_2[A^*]$$

Konsentrasi A * diperlukan untuk substitusi ke dalam hukum laju diperoleh dengan menggunakan pendekatan stabil untuk A *,

yaitu dengan:

$$\frac{d[A^*]}{dt} = k_1[A]^2 - k_{-1}[A^*] - k_2[A^*] = 0$$

Karena itu:

$$[A^*] = \frac{k_1[A]^2}{k_{-1}[A] + k_2} \rightarrow [A^*] = \frac{k_1[A]^2}{k_{-1}[A] + k_2}$$

yang memberikan tingkat yang diamati secara keseluruhan reaksi:

$$\frac{d[P]}{dt} = \frac{k_2 k_1 [A]^2}{k_{-1}[A] + k_2}$$

Meskipun hukum laju ini bukan urutan pertama, jika konsentrasi A cukup tinggi bahwa tingkat tabrakan deaktivasi antara A* dan A lebih besar dari laju reaksi unimolecular A*, maka $k_{-1}[A^*][A] \gg k_2[A^*]$ (yaitu $k_{-1}[A] \gg k_2$) Dan hukum laju menyederhanakan ke:

$$\frac{d[P]}{dt} = \frac{k_2 k_1 [A]^2}{k_{-1}[A] + k_2}$$

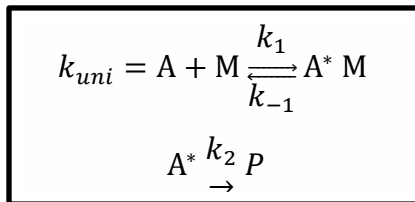
$$\frac{d[P]}{dt} = \frac{k_2 k_1}{k_{-1}} [A]$$

Ungkapan ini sekarang menjadi hukum tingkat urutan pertama di mana diamati tingkat urutan pertama konstan, kuni, adalah gabungan dari konstanta laju reaksi SD yang mendasari:

$$k_{uni} = \frac{k_1 k_2 [M]}{k_{-1}[M] + k_2} = \frac{k_1 k_1}{k_{-1}}$$

Mekanisme Lindemann mudah disesuaikan dengan situasi di mana aktivasi A didominasi oleh tabrakan dengan molekul gas

non-reaktif pengencer mandi, M, daripada molekul lain dari A. Pendekatan kinetik yang sama untuk reaksi SD:



memberikan tingkat pembentukan produk:

$$\frac{d[P]}{dt} = \frac{k_2 k_1 [A][M]}{k_{-1}[M] + k_2}$$

Pada setiap tekanan yang diberikan konsentrasi M adalah konstan sehingga hukum tingkat atas adalah setara dengan hukum laju urutan pertama:

$$\frac{d[P]}{dt} = k_{uni}[A]$$

Dengan:

$$k_{uni} = \frac{k_1 k_2 [M]}{k_{-1}[M] + k_2}$$

Mekanisme Lindemann juga menjelaskan fitur lain eksperimental dari reaksi urutan pertama, bahwa nilai kuni bervariasi dengan tekanan. Menjelang batas tekanan tinggi (di mana $[M]$ besar dan $k_{-1}[M] \gg k_2$) Nilai kuni menjadi independen dari tekanan:

$$k_{uni} = \frac{k_1 k_2}{k_{-1}}$$

Dasar fisik untuk ini adalah bahwa pada tekanan cukup tinggi tingkat aktivasi tumbukan dari A ke A* cukup cepat untuk selalu menjaga keseimbangan antara dua sehingga tahap penentu laju reaksi keseluruhan adalah urutan pertama reaksi elementer dari A

* untuk P. Sebaliknya, terhadap batas tekanan rendah (di mana $k_2 \gg k_{-1}[M]$), Reaksi efektif menjadi Bimolekular:

$$\frac{d[P]}{dt} = k_1[M][A]$$

dengan tahap penentu laju menjadi tingkat di mana tabrakan Bimolekular antara A dan M yield diaktifkan A*.

Kinetika Adsorpsi Permukaan Langmuir

Misalkan permukaan terdiri dari sejumlah situs adsorpsi penuh semangat setara dengan mana gas molekul reaktan A dapat mengikat reversibel:



dan bahwa θ menunjukkan fraksi semua situs saat ini diduduki. Tingkat adsorpsi pada saat itu sebanding dengan tekanan dari A dalam gas, p_A , dan untuk sebagian kecil dari situs saat ini kosong ($1-\theta$):

$$- \text{Tingkat adsorpsi} = k_1 p_A (1-\theta)$$

Di mana k_1 adalah terkait laju adsorpsi konstan. Tingkat desorpsi pada saat yang sama sebanding dengan fraksi situs diduduki:

$$- \text{Tingkat desorpsi} = k_{-1}\theta$$

Di mana k_{-1} adalah tingkat desorpsi konstan. Pada kesetimbangan tingkat adsorpsi dan desorpsi harus sama, sehingga:

$$k_1 p_A (1-\theta) = k_{-1}\theta$$

dan

$$\theta = \frac{k_1 p_A}{k_{-1} + k_1 p_A}$$

Hukum Tingkat Fotokimia

Reaksi fotokimia adalah salah satu diprakarsai oleh penyerapan

dari satu atau lebih foton dari radiasi elektromagnetik. contoh yang jelas adalah reaksi diprakarsai oleh radiasi matahari seperti penyerapan cahaya merah dan biru dengan molekul klorofil yang mengarah ke produksi karbohidrat melalui fotosintesis, atau penyerapan sinar ultraviolet oleh molekul oksigen di atmosfer bagian atas untuk menghasilkan melindungi lapisan ozon bumi. Laju reaksi SD fotokimia berbanding lurus dengan konsentrasi spesies menyerap dan karena itu dijelaskan oleh kinetika urutan pertama. Konstanta proporsionalitas disebut fotokimia tingkat konstan, dan biasanya diberikan simbol J . Menggunakan photodissociation dari O_2 menjadi dua O atom sebagai contoh $O_2 + h\nu \rightarrow 2O$, dan paruh untuk menghilangkan O_2 adalah, $t_{1/2} = LN_2 / J$.

Besarnya fotokimia laju konstan adalah fungsi dari intensitas cahaya insiden menyebabkan proses fotokimia dan kemampuan intrinsik molekul menyerap foton (dikenal sebagai koefisien penyerapan) untuk semua panjang gelombang yang tepat dari insiden ringan. Oleh karena itu nilai dari fotokimia laju konstan surya bervariasi dengan waktu, lintang dan musim, dll, karena intensitas radiasi matahari bervariasi dengan parameter ini. Tapi untuk setiap set tertentu dari kondisi iradiasi konstanta J dapat diobati analog ke urutan pertama konstanta laju termal, k .

Hasil kuantum, Φ , dari reaksi fotokimia adalah sama dengan rasio jumlah molekul atau radikal dari produk yang dipertimbangkan untuk jumlah foton diserap:

$$\Phi = \frac{\text{number of particular product species produced}}{\text{number of photons absorbed}}$$

Penyerapan oleh molekul O_2 dari satu foton ultraviolet panjang gelombang yang tepat menghasilkan dua atom O. Oleh karena itu hasil kuantum untuk pembentukan O atom via proses photodissociation ini dua.

c. Rangkuman

1. Untuk mendapatkan pengetahuan semacam ini tentang reaksi, pertama-tama kita akan menentukan apa artinya laju.
2. Kami kemudian akan menurunkan ekspresi tingkat hukum.
3. Dengan menggunakan metode tarif awal, kita akan membahas cara menentukan bentuk dan urutan hukum tarif.
4. Selanjutnya, kami akan menyelidiki undang-undang tarif secara mendalam dan memperkenalkan undang-undang tarif terintegrasi sebagai bentuk alternatif dari hukum tarif sederhana yang memungkinkan kami menggunakan metode eksperimental yang lebih sederhana untuk menentukan urutan hukum tarif.
5. Undang-undang tingkat terintegrasi juga akan memungkinkan kita untuk menentukan paruh reaksi kimia.

d. Latihan

1. Bagaimana cara menghitung nilai C_{eq} dan Q_{eq} untuk kurva adsorpsi langmuir untuk konsentrasi logam yang berbeda? Misalkan konsentrasi logam berkisar antara 100 ppm hingga 500 ppm. yang tersisa adalah 30, 70, 90, 123, 245 dll di eq t_{ym} (80 menit) $V = 25$ ml dan $m = 1$ gr.

Pembahasan:

Jika Anda menggunakan teknik spektrofotometri UV-VIS atau AAS, buat kurva kalibrasi (absorbansi terhadap

konsentrasi) dalam rentang konsentrasi yang akan digunakan untuk penelitian. Setelah filtrasi mengukur absorbansi filtrat dan kemudian langsung membacakan konsentrasi pada kurva kalibrasi. Saya harus lebih rendah dari konsentrasi awal yang serapannya sudah Anda ketahui.

Jika Anda mengikuti adsorpsi secara gravimetri maka dapatkan jumlah mol dalam larutan yang diperkenalkan dan lepas jumlah yang diadsorpsi dari massa yang diberikan oleh keseimbangan mikro Anda untuk memberikan jumlah mol yang tersisa dalam larutan kesetimbangan. Tolong bagikan jumlah mol ini dengan volume dari solusi kesetimbangan di LITER.

2. Untuk produk reaksi $A + B \rightarrow \text{Produk}$, laju awal berikut ditemukan. Apa hukum laju untuk reaksi ini?

Percobaan	[A]	[B]	V
1	0.50 M	1.50 M	$4.2 \times 10^{-3} \text{ M/min}$
2	1,50 M	1.50 M	$1.3 \times 10^{-2} \text{ M/min}$
3	3.00 M	3.00 M	$5,2 \times 10^{-2} \text{ M/min}$

Pembahasan :

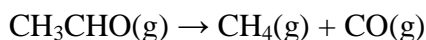
Percobaan sehubungan dengan A:

Lihatlah percobaan 1 dan percobaan 2. B dipertahankan konstan sementara A tiga kali lipat. Hasilnya adalah tingkat tiga kali lipat. Kesimpulan: A adalah urutan pertama.

Lihatlah percobaan 2 dan 3. Kuncinya adalah kita sudah tahu bahwa urutan A adalah urutan pertama. Kedua konsentrasi digandakan dari 2 menjadi 3 dan laju naik dengan faktor 4. Karena A adalah urutan pertama, kita tahu bahwa penggandaan laju disebabkan oleh konsentrasi A yang

digandakan. Jadi, kita melihat perubahan konsentrasi untuk B (penggandaan) dan perubahan laju konsekuen (penggandaan lainnya - ingat kenaikan keseluruhan adalah faktor 4 - anggap 4 sebagai penggandaan dua kali lipat). Jadi jawabannya adalah yang menjadi orde pertama adalah B

3. Tentukan laju yang tepat untuk



Percobaan	CH ₃ CHO	CO	v M/s
1	0,30	0,20	0,60
2	0,10	0.30	0,67
3	0,10	0.20	0,67

Pembahasan :

Catat eksperimen 2 dan 3. [CH₃CHO] tetap konstan saat [CO] berubah. Namun, tidak ada perubahan dari laju reaksi yang diamati. Dari ini, kami menyimpulkan bahwa CO bukan bagian dari laju.

Periksa eksperimen 3 dibandingkan dengan eksperimen 1. dari 3 hingga 1, [CH₃CHO] meningkat tiga kali lipat dan laju naik oleh faktor 9 (yaitu 3²). Kesimpulan: reaksi adalah urutan kedua dalam CH₃CHO.

$$\text{Laju} = k [\text{CH}_3\text{CHO}]^2$$

4. Untuk reaksi berikut: $\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C}$

ditemukan bahwa menggandakan jumlah A menyebabkan laju reaksi menjadi dua kali lipat sedangkan menggandakan jumlah B menyebabkan laju reaksi menjadi empat kali lipat. Apa persamaan hukum laju terbaik untuk reaksi ini?

a. $v = k [\text{A}]^2 [\text{B}]$

b. $v = k [\text{A}] [\text{B}]$

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

d. $v = k [A]^{1/2} [B]$

Pembahasan:

Tingkat penggandaan ketika konsentrasi digandakan adalah ciri khas orde pertama. Tingkat naik dengan faktor 4 (dengan dua kuadrat) ketika konsentrasi digandakan adalah ciri khas orde kedua. Pilihan jawaban (c) adalah jawaban yang benar.

5. Dengan data berikut, gunakan metode tarif awal untuk menemukan pesanan reaksi sehubungan dengan NO dan O₂.

Percobaan	NO	O ₂	v M/s
1	0,020	0,010	0,028
2	0,020	0,020	0,057
3	0,040	0,020	0,227

Pembahasan :

1. Menggandakan O₂ menggandakan laju reaksi (percobaan 2 dan 1).
2. Menggandakan NO meningkatkan laju reaksi 8x (percobaan 2 dan 3).
3. Kesimpulan: orde pertama O₂, orde ketiga NO.

e. Lembar Kerja Praktek

FAKTOR-FAKTOR LAJU REAKSI**Tujuan:**

Agar mahasiswi mengetahui proses pengaruh luas permukaan dan suhu terhadap laju reaksi dan mengetahui faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi.

Dasar teori:

Laju reaksi merupakan laju bertambahnya konsentrasi produk dan bertambahnya konsentrasi reaktan tiap satuan waktu. Laju reaksi dapat disebabkan dari beberapa faktor, yaitu suhu konsentrasi, luas permukaan, dan katalis. Kenaikan suhu dapat mempercepat laju reaksi karena dengan naiknya suhu energi kinetik partikel zat-zat meningkat sehingga memungkinkan semakin banyaknya tumbukan efektif yang menghasilkan perubahan (Petrucci, Ralph.H,1992)

Alat dan Bahan:

- | | | | |
|----|--------------------------|----------------------------|--------|
| 1. | Pipet tetes | sedang | 2 buah |
| 2. | Gelas beker | 250 ml | 3 buah |
| 3. | Spatula | sedang | 1 buah |
| 4. | Gelas ukur | 100 ml | 1 buah |
| 5. | Mortal | sedang | 1 buah |
| 6. | Stopwatch | | |
| 7. | Air panas, biasa, dingin | Air dingin, Bongkahan Gula | |

Prosedur Kerja:**Percobaan pertama**

Kedalam 3 wadah wadah berisi serbuk gula dengan massa yang sama ditambahkan 100 ml air biasa, 100 ml air dingin dan 100 ml air panas, dihitung waktu yang diperlukan dihitung waktu yang diperlukan

Percobaan kedua

Kedalam 3 wadah wadah berisi kristal gula dengan massa yang sama, masing-masing ditambahkan 100ml air biasa 100ml air panas 100ml air dingin dalam keadaan serbuk 100ml air biasa 100ml air panas 100ml air dingin

Percobaan ketiga

Kedalam 3 wadah wadah berisi bongkahan gula dengan massa yang sama, masing-masing ditambahkan 100ml air biasa 100ml air panas 100ml air.

⇒ **Hitung waktu yang dibutuhkan pada tiap percobaan, agar gula larut**

f. Evaluasi

1. Untuk reaksi $A + 3B \rightarrow 2C$, bagaimana laju hilangnya B dibandingkan dengan laju produksi dari C?
2. Dalam pembakaran metana: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$, yang reaktannya memiliki laju terbesar adalah?
3. Seorang ilmuwan melakukan percobaan untuk menentukan laju reaksi berikut: $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)}$ Jika konsentrasi awal N_2 adalah 0,500 M dan konsentrasi N_2 adalah 0,450 M setelah 0,100 s, berapakah laju NO pembentukan?
4. Jika laju pembentukan amonia adalah 0,345 M/s, berapakah tingkat hilangnya N_2 ? Reaksinya: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$.
5. Reaksi $A + 2B \rightarrow C$ adalah urutan pertama dalam B dan A. Urutan keseluruhan reaksi adalah...

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai hukum laju reaksi memperoleh nilai tertinggi pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa wajib menyusun essay laju reaksi terkait isu yang ada di lingkungan sekitar mereka masing-masing.

Suhu semakin tinggi, laju reaksi semakin cepat. Ilmu makin tinggi, ragu berprestasi makin susut.

Leony

MODUL 12

KINETIKA REAKSI LANJUTAN

Penyusun: Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd

DESKRIPSI POKOK BAHASAN KINETIKA REAKSI LANJUTAN:

Pokok bahasan kinetika reaksi lanjutan merupakan bagian dari matakuliah Kimia Fisika 1 yang tersusun atas metode eksperimen kinetika reaksi, penentuan hukum laju reaksi, energetika dan mekanismenya. Materi ini dapat dipelajari bila mahasiswa sudah memahami pokok bahasan pengantar kinetika reaksi. Pembelajaran Kimia Fisika 1 mengacu pada kurikulum KKNI dengan menggunakan pendekatan kontekstual dan strategi pembelajaran SCL.

CAPAIAN PEMBELAJARAN

Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi Kinetika reaksi lanjutan dengan baik sehingga dapat menyelesaikan soal topik kinetika reaksi dan dapat menjelaskan kembali kinetika reaksi lanjutan

KEMAMPUAN AKHIR MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN KINETIKA REAKSI LANJUTAN:

Pada pokok bahasan ini mahasiswa diharapkan dapat memahami konsep dari kinetika reaksi lanjutan, menyusun media pembelajaran kimia dan dapat menerapkannya didalam sebuah percobaan yang akan diuji coba.

PRASYARAT KOMPETENSI

Sebelum membahas topik kinetika reaksi lanjutan, maka mahasiswa harus menguasai materi kientika reaksi, dan konsep dasar reaksi kimia,

KEGIATAN MAHASISWA PADA POKOK BAHASAN KINETIKA REAKSI LANJUTAN:

1. Mahasiswa mempresentasikan konsep kinetika reaksi lanjutan.
2. Mahasiswa membuat media pembelajaran kinetika reaksi lanjutan.
3. Mahasiswa melakukan percobaan.

KEGUNAAN MODUL

Modul kinetika reaksi lanjutan ini disusun agar:

1. Mahasiswa memperoleh informasi terkait topik kinetika reaksi lanjutan
2. Mahasiswa mampu menyelesaikan soal mengenai reaksi kinetika lanjutan

MATERI POKOK DAN SUB MATERI POKOK

Materi Pokok	Sub materi Pokok
Metode Eksperimental Kinetika Reaksi	Metode Eksperimental
	Laju Reaksi
	Hukum Laju
	Energetika dan Mekanisme
	Konstanta Laju
	Urutan Tingkat Reaksi
Penentuan Hukum Laju	Molekularitas Reaksi
	Metode Tingkat Awal
	Metode Tingkat Terintegrasi
	Hukum laju integrasi:reaksi orde nol
	Hukum laju integrasi:reaksi orde pertama

	Waktu Paruh
Energetika dan Mekanisme	Persamaan Arrhenius
	Teori Collision
	Teori Aktivasi Kompleks
	Katalis

L1

METODE EKSPERIMENTAL KINETIKA REAKSI**a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Metode Eksperimental Kinetika Reaksi Lanjutan:**

- ✚ Memahami penentuan tingkat reaksi melalui percobaan
- ✚ Menyusun sebuah karya tulis mengenai metode eksperimental kinetika reaksi

b. Materi Pembelajaran**Metode Eksperimental**

Metode eksperimental di kinetika mengukur perubahan dalam komposisi campuran reaksi dengan waktu, baik terus menerus sebagai reaksi berlangsung, atau pada interval yang tetap setelah reaktan telah datang bersama-sama. Teknik-teknik yang diterapkan bervariasi tergantung pada skala waktu reaksi dan spesies kimia yang diteliti. Informasi kinetik tambahan diperoleh dengan memvariasikan parameter eksperimental seperti konsentrasi awal reaktan (s) atau suhu campuran.

Laju Reaksi

Laju sesaat dari reaksi untuk suatu spesies adalah laju perubahan konsentrasi dengan waktu spesies yang pada suatu saat tertentu selama reaksi. Unit laju reaksi selalu memiliki dimensi waktu⁻¹ konsentrasi.

Hukum Laju

Hukum laju adalah hubungan matematis ditentukan secara empiris menggambarkan tingkat diamati reaksi dalam hal konsentrasi spesies yang terlibat dalam reaksi. hukum tingkat tidak selalu sesuai dengan stoikiometri sederhana dari reaksi kimia yang seimbang.

Konstanta Laju

Konstanta laju adalah konstanta proporsionalitas dalam hukum laju empiris yang menghubungkan laju reaksi dan konsentrasi spesies yang terlibat dalam reaksi.

Urutan Tingkat Reaksi

Satuan konstanta laju yang khusus untuk hukum laju dan dapat diturunkan dengan bervariasi dengan suhu.

Jika hukum laju untuk reaksi dapat ditulis dalam bentuk laju $\propto [A]^{\alpha}[B]^{\beta}$, maka reaksi diklasifikasikan sebagai α -order di A, β -order di B, ... dan sebagai $(\alpha + \beta + \dots)$ orde kedua secara keseluruhan. Eksponen tidak harus bilangan bulat, dan undang-undang tingkat kompleks, pesanan mungkin bukan kuantitas didefinisikan.

Molekularitas Reaksi

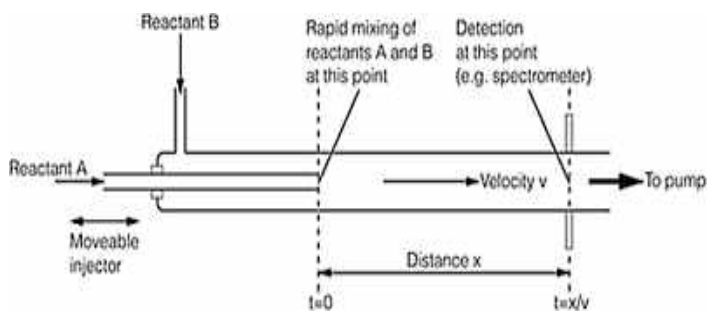
Molekularitas reaksi adalah jumlah molekul yang datang bersama-sama untuk bereaksi dan independen dari urutan reaksi. Dalam reaksi unimolecular molekul tunggal istirahat terpisah atau menata kembali atom penyusunnya. Reaksi Bimolekular melibatkan dua atom atau molekul.

Topik-topik yang berkaitan: Penentuan Hukum Laju, Hukum Tingkat Dalam Aksi, Energetika dan Mekanisme, Kinetika Sitem Nyata, Formulasi Hukum Tingkat.

Metode Eksperimental

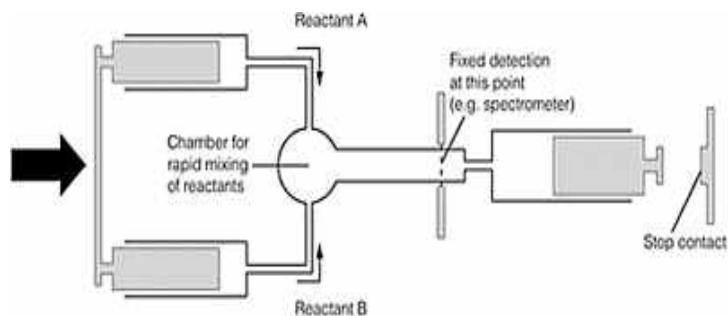
Kinetika kimia adalah studi tentang tingkat di mana reaksi kimia terjadi. Meskipun rentang waktu dari reaksi kimia sangat bervariasi, mulai dari hari atau tahun untuk hanya beberapa femtosekon (10-15 s), prinsip dasar dari semua metode kinetik eksperimental adalah sama. Reaktan konsentrasi tertentu dibawa bersama-sama dan beberapa ukuran terbuat dari tingkat di mana perubahan komposisi sebagai reaksi berlangsung. Tergantung pada spesifisitas metode deteksi yang tersedia, pemantauan laju reaksi dapat melibatkan pengukuran tingkat di mana reaktan tertentu (atau bagian dari reaktan) yang dikonsumsi dan / atau tingkat di mana produk tertentu (atau bagian dari produk)

terbentuk, atau hanya pengukuran beberapa properti sebagian besar sistem seperti tekanan, pH atau konduktivitas ionik. deteksi yang lebih canggih mungkin melibatkan kromatografi, spektrometri massa, atau teknik optik seperti penyerapan, fluoresensi atau polarimetry. Dalam metode real-time komposisi sistem dianalisis sementara reaksi berlangsung, baik dengan pengamatan langsung pada campuran atau dengan menarik sampel kecil dan menganalisisnya. Dalam kasus terakhir adalah penting bahwa analisis cepat dibandingkan dengan laju reaksi melanjutkan. Atau komposisi massal (atau dari sampel ditarik dari itu) dapat dianalisis setelah reaksi telah sengaja dihentikan atau dipadamkan. Pendinginan mungkin dicapai dengan mengencerkan campuran cepat lebih pelarut, menetralkan dengan pendinginan asam atau tiba-tiba. Pendinginan hanya cocok untuk reaksi yang cukup untuk ada lambat untuk menjadi reaksi sedikit selama waktu yang dibutuhkan untuk memuaskan campuran. Dalam aliran kontinu metode reaktan dicampur bersama-sama pada satu titik karena mereka mengalir melalui pembuluh reaksi. Titik pencampuran menetapkan waktu nol dan reaksi berlanjut sebagai reagen terus mengalir ke bawah tabung (Gambar. 12.1).



Gambar. 12. 1. Skema dari peralatan untuk pengukuran laju reaksi dalam fase gas dengan metode aliran kontinu. Teknik ini mirip untuk pengukuran aliran kontinu reaksi dalam cairan.

Jarak hilir di mana analisis terjadi mendefinisikan sejak inisiasi reaksi dan ini dapat bervariasi baik dengan memindahkan titik analisis atau titik pencampuran reagen. Kelemahan dari aliran kontinu adalah bahwa ia menggunakan sejumlah besar reagen. Metode berhenti-aliran mengatasi ini dengan menyuntikkan reagen sangat cepat ke dalam ruang reaksi yang dirancang untuk memastikan cepat pencampuran. Di luar ruang reaksi ada sel observasi dan pendorong yang bergerak ke belakang untuk mengakomodasi campuran masuk dan berhenti aliran ketika volume yang telah ditentukan telah diisi (Gambar 12.2).



Gambar. 12.2. Skema peralatan untuk pengukuran laju reaksi dalam fase cair dengan aliran berhenti

Pengisian ruang sesuai dengan persiapan awal reagen campuran dan jalannya reaksi dipantau di observasi sel. Karena hanya mengisi satu ruangan tersebut disiapkan metode menggunakan kurang bahan daripada metode aliran kontinu. Hal ini banyak digunakan untuk mempelajari kinetika enzim (lihat Topik L4).

Reaksi dengan durasi detik atau kurang, misalnya reaksi yang melibatkan radikal, sering diselidiki menggunakan teknik flash fotolisis. Campuran prekursor terkena flash singkat cahaya

untuk menghasilkan konsentrasi awal salah satu reaktan oleh fotolisis dan isi ruangan kemudian dipantau spektroskopi, baik terus menerus, atau pada interval waktu diskrit setelah flashdisk. Penggunaan laser dan akuisisi data elektronik memungkinkan studi reaksi cepat dari beberapa puluh mikrodetik atau kurang, dan dengan tingkat tinggi reagen atau kekhususan produk.

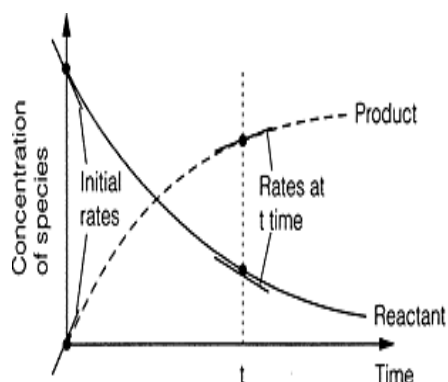
Interpretasi data eksperimental sering disederhanakan dengan metode isolasi di mana konsentrasi salah satu pereaksi dijaga konstan sementara konsentrasi reagen lain (s) bervariasi pada gilirannya. Perpanjangan dari pendekatan ini adalah untuk memastikan bahwa konsentrasi awal reagen lain yang lebih besar dari orang yang akan dipantau sehingga konsentrasi mantan tetap efektif konstan selama reaksi. Hal ini menimbulkan hukum tingkat semua.

Apa pun metode eksperimental digunakan reaksi harus dipertahankan pada suhu konstan sepanjang sebaliknya tingkat yang diamati adalah penggabungan berarti dari tingkat yang berbeda pada temperatur yang berbeda. Namun, sistematis mengulangi percobaan pada temperatur yang berbeda memberikan informasi tambahan pada energi aktivasi dan persamaan Arrhenius untuk reaksi.

Laju Reaksi

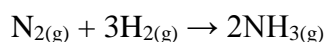
Laju reaksi dari spesies yang ditunjuk adalah laju perubahan konsentrasi spesies dengan waktu. Sejak tingkat reaksi biasanya bervariasi selama reaksi, karena perubahan konsentrasi pereaksi, maka perlu mempertimbangkan tingkat seketika reaksi

dievaluasi pada instants tertentu selama reaksi (misalnya tingkat awal reaksi ketika reagen yang pertama campuran). Laju reaksi karena itu sama dengan gradien kurva konsentrasi spesies terhadap waktu dievaluasi pada saat bunga curam gradien, semakin besar laju reaksi (Gambar 12.3). Sebuah spesies yang dikonsumsi memiliki gradien negatif, sementara spesies yang sedang terbentuk memiliki gradien positif. Satuan laju reaksi selalu memiliki dimensi waktu⁻¹ konsentrasi.



Gambar 12.3. Tingkat sesaat reaksi untuk suatu spesies adalah kemiringan bersinggungan dengan kurva konsentrasi terhadap waktu.

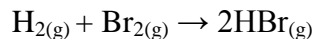
Reaktan dan produk dapat dikonsumsi dan dibentuk pada tingkat yang berbeda sesuai dengan stoikiometri reaksi tertentu (jumlah molekulreagen dan produk dalam persamaan kimia yang seimbang). Sebagai contoh, pada setiap titik dalam reaksi antara hidrogen dan nitrogen untuk membentuk amonia:



tingkat konsumsi hidrogen tiga kali tingkat konsumsi nitrogen, sementara tingkat produksi amonia adalah dua kali laju konsumsi nitrogen tetapi hanya dua pertiga tingkat konsumsi hidrogen.

Hukum Laju

Hukum laju adalah hubungan empiris yang menggambarkan tingkat diamati reaksi dalam hal konsentrasi spesies dalam reaksi keseluruhan, termasuk kemungkinan konsentrasi produk. Hal ini sering mengamati bahwa laju reaksi sebanding dengan produk dari konsentrasi individu reaktan diangkat ke listrik sederhana, misalnya, laju $\propto [A]^{\alpha}[B]^{\beta}$. hukum tingkat adalah pengamatan empiris dan tidak selalu sesuai dengan stoikiometri sederhana dari persamaan reaksi setara untuk reaksi diamati tetapi mungkin konsekuensi dari mekanisme reaksi molekuler yang mendasari lebih kompleks. Sebagai contoh, reaksi kimia tampaknya mudah:



memiliki hukum laju eksperimen ditentukan:

$$\text{Laju pembentukan HBr} = \frac{k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{3/2}}{[\text{Br}_2] + k'[\text{HBr}]}$$

Konstanta Laju

Konstanta laju, k , adalah konstanta proporsionalitas yang muncul dalam hukum laju empiris yang menghubungkan laju reaksi dan konsentrasi spesies. Dimensi unit k tergantung pada perumusan hukum tingkat individu tetapi selalu dapat diturunkan dengan analisis dimensi dari hukum laju. Jadi reaksi yang urutan kedua secara keseluruhan harus memiliki tingkat konstan dengan dimensi $\text{M}^{-1}\text{s}^{-1}$ untuk memberikan sisi kanan dari hukum laju dengan dimensi yang sama dengan dimensi $\text{M}^{-1}\text{s}^{-1}$ untuk tingkat

reaksi. Unit-unit yang tepat dari k tergantung pada satuan konsentrasi dan waktu yang digunakan, tetapi mol dm^{-3} dan s , masing-masing, yang umum. Sebuah tetapan laju untuk reaksi tertentu memiliki nilai tetap pada suhu tertentu, meskipun biasanya bervariasi dengan suhu dan ketergantungan suhu sering mudah dijelaskan oleh persamaan Arrhenius. Konstanta laju reaksi SD tidak berbeda dengan tekanan sehingga pengamatan ketergantungan tekanan dalam laju reaksi menunjukkan mekanisme reaksi tahapan yang lebih kompleks.

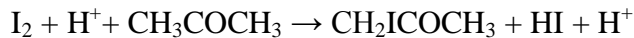
Orde Reaksi

Jika hukum laju untuk reaksi dapat ditulis dalam bentuk, laju $\propto [A]^\alpha[B]^\beta$. maka reaksi diklasifikasikan sebagai α -order di A, β -order di B, ... dan sebagai $(\alpha + \beta + \dots)$ orde kedua secara keseluruhan. Di mana eksponen, atau jumlah eksponen, sama dengan satu reaksi dikatakan urutan pertama terhadap spesies itu, atau urutan pertama secara keseluruhan, masing-masing. Dimana eksponen, atau jumlah eksponen, sama dengan dua reaksi digambarkan sebagai urutan kedua sehubungan dengan spesies itu, atau urutan kedua keseluruhan, masing-masing, dan sebagainya. Kedua undang-undang tingkat:

$$\text{Laju} = k_1[A]^2 \text{ dan } \text{rate} = k_2[A][B]$$

adalah urutan kedua secara keseluruhan, tetapi sedangkan hukum tingkat pertama adalah urutan kedua pada spesies A saja, hukum laju kedua adalah urutan pertama di masing-masing spesies A dan B. Jika spesies reaktan muncul dalam persamaan reaksi setara

untuk reaksi tapi tidak muncul dalam hukum laju maka reaksi adalah nol rangka sehubungan dengan spesies itu. Nol istilah agar tidak biasanya ditulis dalam persamaan hukum laju karena konsentrasi spesies apapun untuk kekuatan nol hanya kesatuan. Misalnya, hukum laju untuk tahap iodinasi berair propanon:



$$\text{Laju} = k [\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COCH}_3]$$

Oleh karena itu reaksi adalah urutan ke nol dalam konsentrasi yodium, urutan pertama di masing-masing konsentrasi ion hidrogen dan propanon, dan urutan kedua secara keseluruhan. Eksponen tidak harus bilangan bulat, dan hukum tingkat bukan dari bentuk umum $[\text{A}]^\alpha[\text{B}]^\beta$... agar tidak kuantitas didefinisikan. Hukum laju untuk pembentukan HBr dari H_2 dan Br_2 adalah:

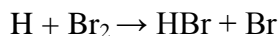
$$\text{Laju pembentukan HBr} = \frac{k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{3/2}}{[\text{Br}_2] + k'[\text{HBr}]}$$

sehingga reaksi adalah orde pertama terhadap konsentrasi H_2 , tetapi memiliki urutan tidak terbatas sehubungan dengan baik Br_2 dan HBr konsentrasi dan pesanan tidak terbatas secara keseluruhan.

Molekularitas

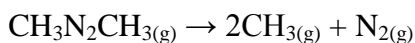
Molekularitas reaksi adalah jumlah spesies yang datang bersama-sama dalam reaksi. Hukum laju kompleks untuk reaksi $\text{H}_2 + \text{Br}_2$ menunjukkan bahwa reaksi tidak melanjutkan melalui tumbukan langkah antara molekul hidrogen dan bromin terdisosiasi, namun

terdiri dari beberapa reaksi elementer yang terpisah. Salah satunya adalah reaksi antara atom hidrogen dan molekul bromin:



yang datang bersama untuk membentuk tumbukan kompleks HBr-Br yang kemudian istirahat terpisah untuk membentuk spesies produk HBr dan Br. Ini adalah contoh dari reaksi Bimolekular sejak dua spesies yang terlibat, H dan Br₂.

Reaksi unimolekular terjadi ketika molekul tunggal memperoleh energi yang diperlukan untuk memecah atau mengatur ulang atom penyusunnya, misalnya, disosiasi termal azomethane:



Kecuali dalam kasus reaksi elementer benar molekularitas adalah independen dari pesanan. Urutan reaksi didasarkan sepenuhnya pada pengurangan eksperimental dari hukum laju. Dalam contoh dekomposisi termal azomethane ada sejumlah reaksi dasar tersembunyi yang menentukan proporsi molekul azomethane yang memperoleh energi yang cukup untuk menjalani disosiasi unimolecular dan urutan keseluruhan reaksi tidak didefinisikan dengan baik.

c. Rangkuman

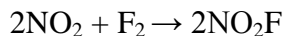
1. Reaksi kimia yang terjadi dalam satu dan hanya satu langkah yaitu, semua yang terjadi dalam satu langkah disebut reaksi elementer sedangkan reaksi kimia yang terjadi dalam urutan dua langkah atau lebih disebut reaksi rumit.
2. Terjadinya reaksi kimia bukanlah prosedur langkah tunggal tetapi tergantung pada mekanisme di mana reaksi selesai.

3. Laju reaksi ditentukan oleh langkah paling lambat dalam urutan dan karenanya disebut langkah penentuan laju.
4. Jumlah minimum partikel yang bereaksi yang mengambil bagian dalam langkah penentuan laju untuk membentuk produk disebut molekuleritas reaksi.
5. Molekulitas suatu reaksi adalah jumlah molekul reaktan yang mengambil bagian dalam satu langkah reaksi.

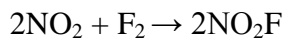
d. Latihan

1. Jelaskan keadaan berikut!

Reaksi keseluruhannya adalah



Mekanisme yang diusulkan adalah



Langkah 1:



Langkah 2:



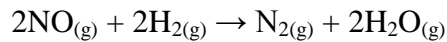
Pembahasan :

Reaksinya bimolekul.

Reaksi dari molekuleritas yang lebih tinggi (molecularity > 3) jarang terjadi. Ini karena suatu reaksi terjadi dengan tumbukan antara molekul-molekul reaktan dan ketika jumlah molekul-molekul reaktan yaitu molekul meningkatkan kemungkinan mereka bergabung dan bertumbukan secara simultan berkurang.

2. Ungkapan matematis yang menunjukkan ketergantungan laju pada konsentrasi reaktan dikenal sebagai laju-hukum atau laju-

ekspresi dari reaksi dan jumlah indeks (kekuatan) dari istilah-istilah konsentrasi yang muncul dalam hukum laju sebagai diamati secara eksperimental disebut urutan reaksi. Untuk memahami apa urutan reaksi, pertimbangkan reaksinya:



Percobaan	[NO]M	[H ₂]M	Laju (M/s)
1	5.0×10^{-3}	2.5×10^{-3}	3.0×10^{-5}
2	1.0×10^{-2}	2.5×10^{-3}	1.2×10^{-4}
3	1.0×10^{-2}	5.0×10^{-3}	2.4×10^{-4}

Eksperimen kinetik yang dilakukan pada 1100 K. Jelaskan apa yang anda pahami tentang data hasil percobaan diatas!

Pembahasan :

Dari percobaan 1 dan 2, terbukti bahwa laju meningkat 4 kali lipat ketika konsentrasi NO dua kali lipat menjaga konsentrasi H₂ konstan.

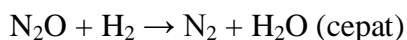
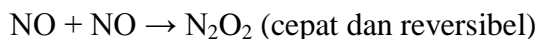
- Laju $\propto [\text{NO}]^2$ saat [H₂] konstan lagi dari percobaan 2 dan 3, terbukti bahwa ketika konsentrasi H₂ dua kali lipat menjaga konsentrasi NO konstan, angka itu hanya dua kali lipat.
- Laju $\propto [\text{H}_2]$ ketika [NO] konstan
- Dari percobaan (1) dan (3), laju meningkat 8 kali lipat ketika konsentrasi kedua NO dan H₂ dua kali lipat secara bersamaan yaitu Laju $\propto [\text{NO}]$ dua kali ketika [H₂] konstan
- Laju $\propto [\text{NO}]^2[\text{H}_2]$

Ini adalah hukum laju reaksi sebagaimana diamati secara eksperimental. Dalam hukum laju, kekuatan konsentrasi oksida nitrat adalah 2 sedangkan konsentrasi hidrogen adalah

1. Jadi, urutan reaksi dengan NO adalah 2 dan. H₂ adalah 1 dan pesanan keseluruhan 2 + 1 yaitu 3.
3. Berdasarkan data percobaan pada soal nomor 2 diatas, jelaskan hubungan hukum laju eksperimental dengan fakta teoritis!

Pembahasan:

Perhatikan bahwa hukum laju eksperimental tidak konsisten dengan koefisien stoikiometrik H₂ dalam persamaan kimia untuk reaksi. Fakta ini segera menunjukkan bahwa reaksi itu rumit dan tidak terjadi dalam langkah tunggal seperti yang tertulis. Untuk menjelaskan undang-undang tarif, mekanisme berikut telah diusulkan.



Mari kita lihat bagaimana mekanisme ini sesuai dengan hukum laju sebagaimana ditemukan secara eksperimental dan disebutkan di atas.

Langkah II menjadi langkah paling lambat adalah langkah penentuan tingkat. Dengan demikian, laju reaksi keseluruhan atau laju pembentukan N₂, akan sama dengan laju langkah II atau laju pembentukan H₂O.

Laju reaksi keseluruhan = Laju langkah II = $k [\text{N}_2\text{O}_2] [\text{H}_2]$

Di mana k = tetapan laju langkah II.

N₂O₂ menjadi perantara untuk reaksi keseluruhan, konsentrasinya harus dievaluasi dalam hal konsentrasi reaktan dan ini dapat dilakukan dengan menerapkan Hukum Aksi Massa pada keseimbangan Langkah I. Dengan demikian,

$$K_c = \frac{N_2O_2}{[NO]^2}$$

di mana K_c = konstanta kesetimbangan dari Langkah II. Menempatkan nilai konsentrasi N_2O_2 ini dalam ekspresi laju di atas, kita dapatkan:

$$\text{Laju reaksi} = k \times K_c \times [NO]^2[H_2]$$

$$\text{atau Laju reaksi} = k_1 [NO]^2 [H_2]$$

$$\text{Laju reaksi} \propto [NO]^2[H_2]$$

Di mana $k \times K_c = k_1$ = konstanta lain, tetapkan laju reaksi keseluruhan.

Perhatikan bahwa dari pengetahuan dua dari k , K_c dan k_1 , sisanya dapat dihitung.

4. Hukum laju reaksi, $2Cl_2O \rightarrow 2Cl_2 + O_2$ pada $200^\circ C$ ditemukan:

$$v = k [Cl_2O]^2$$

- Bagaimana perubahan laju jika $[Cl_2O]$ dikurangi menjadi sepertiga dari laju awal?
- Bagaimana seharusnya $[Cl_2O]$ diubah untuk memperbesar dua kali lipat laju reaksi?
- Bagaimana perubahan laju jika $[Cl_2O]$ dinaikkan menjadi tiga kali lipat dari laju awal?

Pembahasan :

- Nilai persamaan untuk reaksi,

$$v = k [Cl_2O]^2$$

Biarkan laju baru menjadi v' ; sehingga:

$$v' = k [(Cl_2O)/3]^2 = 1/9 v$$

- Untuk memiliki tingkat = $2v$, biarkan konsentrasi Cl_2O menjadi x .

$$\text{Jadi } 2r = kx^2 \dots \text{ (i)}$$

$$\text{Kita tahu bahwa } r = k [\text{Cl}_2\text{O}]^2 \dots \text{ (ii)}$$

Membagi Persamaan. (i) oleh (ii),

$$2r / r = (kx^2)/(k [\text{Cl}_2\text{O}]^2)$$

$$\text{atau } 2 = x^2/[\text{Cl}_2\text{O}]^2$$

$$\text{atau } x^2 = 2 [\text{Cl}_2\text{O}]^2$$

$$\text{atau } x = \sqrt{2} [\text{Cl}_2\text{O}]$$

$$\text{c) Tingkat baru} = k [3\text{Cl}_2\text{O}]^2 = 9k [\text{Cl}_2\text{O}]^2 = 9v$$

5. Untuk reaksi di mana A dan B dari C, data berikut diperoleh dari tiga percobaan:

Percobaan	A (M)	B (M)	Laju (M/s)
1	0.03	0.03	0.3×10^{-4}
2	0.06	0.06	1.2×10^{-4}
3	0.06	0.09	2.7×10^{-4}

- a) Apa persamaan laju reaksi?
b) Berapa nilai konstanta laju?

Pembahasan:

Misalkan persamaan laju menjadi $k [\text{A}]^x [\text{B}]^y$

$$\text{Dari perc. (1), } 0,3 \times 10^{-4} = k [0,03]^x [0,03]^y \dots \text{ (i)}$$

$$\text{Dari perc. (2), } 1,2 \times 10^{-4} = k [0,06]^x [0,06]^y \dots \text{ (ii)}$$

$$\begin{aligned} (1,2 \times 10^{-4}) / (0,3 \times 10^{-4}) &= ([0,06]^x [0,06]^y) / ([0,03]^x [0,03]^y) \\ &= (2^x)(2^y) = 4 \dots \text{ (iii)} \end{aligned}$$

Demikian pula dari perc. (1) dan (3),

$$2^x \times 3^y = 9 \dots \text{ (iv)}$$

Memecahkan Persamaan. (iii) dan (iv),

$$x = 0, y = 2$$

$$\text{Persamaan nilai, Nilai} = k[\text{B}]^2$$

Mempertimbangkan Persamaan. (saya lagi,

$$k = (0,3 \times 10^{-4}) / [0,03]^2 = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

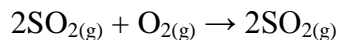
penurunan bahan radioaktif hanya sebanding dengan jumlah materi.

e. Lembar Kerja

Susun kartu soal dalam bentuk domino dengan materi sesuai sub bab ini!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Untuk reaksi:



Memiliki persamaan laju: $v = k [\text{SO}_2][\text{O}_2]^2$

tentukan:

- a) Grafik orde reaksi kedua reaktan!
- b) Bila konsentrasi masing masing reaktan diperbesar dua kali awal, tentukan laju reaksi yang terjadi!

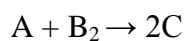
2. Hukum laju reaksi, $2\text{N}_2\text{O} \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ pada 200°C ditemukan:

$$v = k [\text{N}_2\text{O}]^2$$

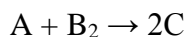
- a) Bagaimana perubahan laju jika $[\text{N}_2\text{O}]$ dikurangi menjadi seperdua dari laju awal?
- b) Bagaimana seharusnya $[\text{N}_2\text{O}]$ diubah untuk memperbesar dua kali lipat laju reaksi?
- c) Bagaimana perubahan laju jika $[\text{N}_2\text{O}]$ dinaikkan menjadi empat kali lipat dari laju awal?

3. Jelaskan keadaan berikut!

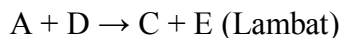
Reaksi keseluruhannya adalah



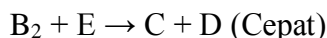
Mekanisme yang diusulkan adalah



Langkah 1:



Langkah 2:



4. Suatu wadah berisi hidrogen iodida dengan konsentrasi sebesar 0,040 M, Laju penguraian HI ditentukan sebesar $8,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Berapakah laju reaksi pada temperatur yang sama, bila konsentrasi HI dikurangi menjadi 0,010 M, diketahui orde reaksi sama dengan 2?
5. Laju reaksi : $\text{OH}^-_{(\text{aq})} + \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{NH}_3_{(\text{aq})}$ adalah orde pertama bagi konsentrasi OH^- maupun NH_4^+ , dan tetapan laju k pada 20°C adalah $3,4 \times 10^{10} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Andaikan 1,00 L larutan NaOH 0,0010 M dengan cepat dicampurkan dengan larutan 0,0010 M NH_4Cl dengan volume yang sama, hitunglah waktu (dalam detik) yang diperlukan agar konsentrasi OH^- turun menjadi $1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai metode eksperimental, akan memperoleh nilai maksimum pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang tidak memperoleh nilai maksimum diperkenankan merevisi nilai dengan menyusun kembali soal dan pembahasan sesuai topik pertemuan ini minimal 20.

L2 PENENTUAN HUKUM LAJU

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan Penentuan Hukum Laju:

- ✚ Mahasiswa mampu menentukan hukum laju reaksi
- ✚ Mahasiswa dapat menginterpretasikan data hasil percobaan kedalam bentuk grafik.

b. Materi Pembelajaran

Metode Isolasi

Ketika konsentrasi semua pereaksi lainnya adalah lebih besar untuk reaktan yang diteliti, konsentrasi kelebihan reaktan dapat diasumsikan tetap konstan sebagai reaksi berlangsung dan urutan reaksi terhadap reaktan terisolasi ditentukan oleh pengamatan langsung dari perubahan konsentrasi dengan waktu. Metode ini umumnya diterapkan untuk mengkonversi reaksi urutan kedua dalam reaksi rangka pseudo-pertama.

Metode Tingkat Awal

Sebuah hukum laju diferensial dari bentuk umum $d[A] / dt = k [A]^\alpha [B]^\beta \dots$ dapat ditulis sebagai $\log |d[A] / dt| = \log k + \alpha \log [A] + \beta \log [B] + \dots$ untuk konsentrasi reagen awal $[A]_0, [B]_0, \dots$ jadi konstanta laju dan ketertiban terhadap A dapat ditentukan dari intercept dan gradient dari plot logaritma dari awal laju reaksi terhadap $[A]_0$, untuk konstan $[B]_0$.

Metode Tingkat Terintegrasi

Sebuah hukum laju terintegrasi mengekspresikan perilaku kinetik langsung dalam hal jumlah terukur konsentrasi dan waktu daripada laju reaksi seketika.

Hukum Laju Terintegrasi: reaksi orde nol

Hukum laju terintegrasi dari reaksi yang urutan ke nol sehubungan dengan penghapusan A adalah $kt = [A]_0 - [A]$. Sebuah plot $[A]$ terhadap t adalah linier dengan $-k$ gradien.

Hukum laju integrasi: reaksi orde pertama

Hukum laju terintegrasi dari reaksi yang urutan kedua sehubungan dengan penghapusan A adalah $kt = 1 / [A] - 1 / [A]_0$. Sebuah plot $1 / [A]$ terhadap t adalah linier dengan k gradien.

Waktu Paruh

Paruh, $t_{1/2}$, dari reaksi adalah waktu yang dibutuhkan untuk konsentrasi reaktan jatuh ke setengah nilai awal. The $t_{1/2}$ dari reaksi yang nol, pertama dan kedua agar sehubungan dengan penghapusan A adalah $[A]_0 / 2k$, $\text{LN}2 / k$ dan $1 / k [A]_0$, masing-masing, dan ketergantungan $t_{1/2}$ pada konsentrasi awal dapat digunakan untuk menentukan urutan reaksi. $t_{1/2}$ dari reaksi orde pertama adalah independen dari konsentrasi awal.

Paruh, $t_{1/2}$, dari reaksi adalah waktu yang dibutuhkan untuk konsentrasi reaktan jatuh ke setengah nilai awal. The $t_{1/2}$ dari reaksi yang nol, pertama dan kedua agar sehubungan dengan penghapusan A adalah $[A]_0 / 2k$, $\text{LN}2 / k$ dan $1 / k [A]_0$, masing-masing, dan ketergantungan $t_{1/2}$ pada konsentrasi awal dapat digunakan untuk menentukan urutan reaksi. $t_{1/2}$ dari reaksi orde pertama adalah independen dari konsentrasi awal.

Topik-topik yang berkaitan: Pendekatan Empiris untuk Kinetika, Hukum Tingkat dalam Aksi, Formulasi Hukum Tingkat, Kinetika Nyata Sistem

Metode Isolasi

Penentuan eksperimental dari hukum laju yang jauh disederhanakan dengan metode isolasi di mana semua reaktan

kecuali satu yang hadir lebih besar. Untuk pendekatan yang baik, konsentrasi kelebihan reaktan tetap konstan selama reaksi yang memungkinkan urutan reaksi terhadap reaktan terisolasi akan ditentukan langsung dari pengamatan kinetika hanya spesies yang terisolasi. Sebagai contoh, jika hukum laju benar untuk reaksi adalah:

$$\text{Laju} = k [A] [B]^2$$

dan reaktan B secara berlebihan, maka konsentrasi B seluruh reaksi dapat didekati dengan nilai awalnya $[B]_0$ dan hukum laju menjadi:

$$\text{Laju} = k' [A]$$

- o di mana $k' = k [B]^2$ masih konstan. Karena reaksi urutan ketiga asli telah diubah menjadi urutan pertama membentuk hukum laju terakhir ini diklasifikasikan sebagai urutan pseudo-pertama yang menunjukkan bahwa hukum laju menyamar yang lebih tinggi intrinsik dan hanya berlaku dalam kondisi tertentu konsentrasi relatif reaktan. k' disebut pseudo-tingkat pertama agar konstan.

Demikian pula, jika, sebagai gantinya, reaktan A hadir lebih besar, hukum laju menjadi:

$$\text{Laju} = k'' [B]^2$$

di mana $k'' = k [A]_0$ adalah pseudo-kedua tingkat pesanan konstan. hukum tingkat Pseudo pesanan lebih rendah, dan hanya melibatkan satu spesies, lebih mudah untuk mengidentifikasi dan menganalisis daripada hukum lengkap.

Metode Tingkat Awal

Sebuah hukum laju diferensial adalah rumusan matematika dasar dari hukum laju mengungkapkan laju perubahan konsentrasi spesies dengan waktu. Ini memiliki bentuk umum:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta} \dots$$

di mana α , β , ... adalah urutan reaksi terhadap spesies A, B, ... Sebuah tanda positif untuk diferensial dari spesies tertentu menunjukkan laju pembentukan spesies itu, sedangkan tanda negatif menunjukkan tingkat pemindahan spesies itu.

Jika $[A]_0$, $[B]_0$... adalah konsentrasi awal spesies A, B, ... kemudian menerapkan logaritma hukum tingkat diferensial umum ini pada saat $t = 0$ memberikan:

$$\log \left| \frac{d[A]_0}{dt} \right| = \log k + \alpha \log [A]_0 + \beta \log [B]_0 + \dots$$

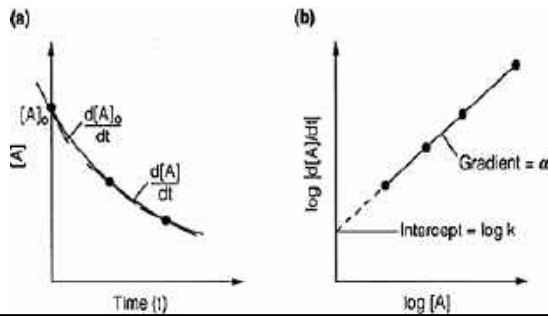
pesanan, α , dari reaksi terhadap A diperoleh dari kemiringan grafik logaritma dari tingkat awal dari reaksi A terhadap logaritma konsentrasi yang sesuai mulai $[A]_0$ sementara nilai-nilai $[B]_0$, ... tetap konstan. Demikian pula, nilai β diperoleh dengan memvariasikan hanya $[B]_0$ dan mengukur tingkat awal reaksi B. Dalam situasi sederhana di mana hukum laju hanya melibatkan satu spesies:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^\alpha$$

bentuk logaritma (untuk semua kali) adalah:

$$\log \left| \frac{d[A]}{dt} \right| = \log k + \alpha \log [A]$$

dan adalah mungkin untuk mendapatkan kedua urutan dan tingkat konstan untuk hukum laju langsung dengan memplot $\log |d[A]/t|$ terhadap \log nilai-nilai $[A]$ berasal dari grafik percobaan tunggal variasi dalam $[A]$ dengan waktu (Gambar. 12.4). Penentuan hukum tingkat menggunakan metode suku awal memiliki sejumlah kelemahan:



Gambar 12.4. (a) Penurunan tingkat reaksi dari garis singgung dengan plot konsentrasi terhadap waktu. (B) Sebuah plot tingkat log vs

menentukan garis singgung untuk konsentrasi terhadap waktu plot umumnya dikenakan ketidakpastian. tingkat konstan diperoleh dengan ekstrapolasi ke intercept yang meningkatkan kesalahan di k. mengamati hanya tingkat awal dapat menyesatkan jika laju reaksi juga dipengaruhi oleh pembentukan produk. Tingkat konstan dan ketertiban mungkin benar di kali dekat dengan $t = 0$ tetapi mungkin tidak berlaku atas seluruh jalannya reaksi. Contohnya adalah reaksi antara hidrogen dan bromin untuk membentuk HBr yang memiliki hukum laju (lihat Topik F6) dari:

$$\text{Laju pembentukan HBr} = \frac{k[H_2][Br_2]^{3/2}}{[Br_2] + k'[HBr]}$$

Awalnya, ketika [HBr] kecil, laju $\propto [H_2][Br_2]^{1/2}$. tetapi sebagai reaksi berlangsung arti dari k '[HBr] meningkat istilah dan pesanan terhadap Br_2 menjadi undefined.

Hukum Tingkat Terintegrasi

Laju reaksi jarang diukur secara langsung karena kesulitan dalam menentukan nilai-nilai yang akurat untuk lereng grafik. Sebaliknya hukum tingkat terintegrasi dapat digunakan

yang mengekspresikan perilaku kinetik langsung dalam hal diamati terukur konsentrasi dan waktu. ekspresi analitis untuk hukum tingkat terintegrasi dari jenis sederhana dari reaksi disajikan pada Tabel 1 tapi bahkan hukum tingkat paling kompleks biasanya dapat diintegrasikan secara numerik oleh komputer. Tabel 1 berisi ekspresi dari hukum tingkat terintegrasi dalam hal konsentrasi reaktan A pada waktu t tapi ekspresi analitis yang sama dapat segera diturunkan untuk konsentrasi produk P pada waktu t. Keuntungan dari hukum tingkat terpadu ini sederhana adalah bahwa urutan reaksi terhadap spesies ini mudah diuji dengan cara plot yang cocok konsentrasi spesies dan waktu (Gambar. 12.5).

Hukum Laju Terintegrasi: Reaksi Agar Ke Nol

Reaksi yang urutan ke nol, atau perintah pseudo-zeroth di penghapusan A, memiliki hukum laju dalam bentuk:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k$$

di mana k adalah tingkat urutan ke nol konstan (atau pseudo-zeroth tingkat pesanan konstan jika **Metode isolasi** telah digunakan). Pemisahan variabel dan mengintegrasikan:

$$\int d[A] = -k \int dt$$

dengan kondisi bahwa $[A]=[A]_0$ pada $t=0$ memberikan:

$$[A]_0 - [A] = kt$$

Dengan demikian reaksi orde ke nol diidentifikasi oleh linearitas di sebidang $[A]$ terhadap t dan gradien dari plot sama -k (Tabel

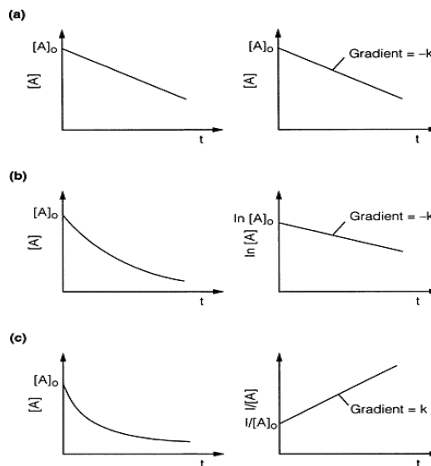
1). Tingkat pemindahan dari A adalah independen dari [A] selama beberapa A tetap hadir. Contoh dari reaksi tersebut adalah dekomposisi katalitik amonia, NH₃, pada konsentrasi tinggi, pada tungsten panas. Perilaku agar ke nol diamati merupakan konsekuensi dari dekomposisi molekul NH₃ teradsorpsi ke permukaan tungsten menurut Langmuir adsorpsi isotherm.

Hukum Laju Terintegrasi: Reaksi Urutan Pertama

Tingkat pemindahan dari reaktan A dalam urutan pertama (atau pseudo-pertama order) reaksi diberikan oleh:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]$$

Memisahkan variabel dan mengintegrasikan:



Gambar 12.5. Diamati ketergantungan waktu konsentrasi selama penghapusan reaktan A dengan (a) urutan ke nol, (b) urutan pertama, (c) kedua kinetika orde. Grafik kedua di masing-masing pasangan menggambarkan plot linear hukum tingkat vane sesuai.

dengan kondisi $[A] = [A]_0$ pada $t = 0$ memberikan:

$$[A] = [A]_0 E^{-kt}$$

Persamaan ini juga dapat ditulis dalam bentuk:

$$\ln [A] - \ln [A]_0 = -kt$$

yang menekankan fakta bahwa semua reaksi orde pertama ditandai oleh peluruhan eksponensial dari konsentrasi reaktan dengan waktu. Semakin besar nilai dari tingkat urutan pertama konstan, k , semakin cepat membusuk dalam waktu. Sejak eksponen harus berdimensi tetapan laju orde pertama memiliki satuan waktu⁻¹. Reaksi urutan pertama diidentifikasi oleh linearitas dalam plot $\ln [A]$ terhadap t dan gradien plot ini sama dengan $-k$. Banyak reaksi kimia dan proses fisik lainnya yang ditandai dengan perilaku urutan pertama (misalnya, peluruhan radioaktif), dan banyak reaksi biomolekuler dapat dibuat untuk menunjukkan perilaku agar pseudo-pertama dengan memastikan satu reaktan adalah lebih. Keuntungan dari kinetika urutan pertama adalah bahwa nilai dari tingkat konstan dapat berasal dari hanya menggunakan ukuran relatif dari konsentrasi A dengan waktu. Konsentrasi mutlak A tidak diperlukan.

Hukum Laju Reaksi: Reaksi Urutan Kedua

Persamaan diferensial untuk hukum laju yang urutan kedua (atau perintah pseudo-kedua) dalam penghapusan spesies A adalah:

$$\int -\frac{d[A]}{[A]^2} = k \int dt$$

Memisahkan variabel dan mengintegrasikan:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2.$$

dengan kondisi bahwa $[A] = [A]_0$ pada $t = 0$ memberikan:

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = kt$$

Tes untuk reaksi orde kedua adalah linearitas di sebidang $1/[A]$ terhadap t . Tingkat agar kedua konstan sama dengan gradien plot ini. Analisis reaksi orde kedua sedikit lebih rumit dalam kasus umum dari hukum laju yang menggabungkan penghapusan orde pertama dalam dua spesies terpisah A dan B (dari stoikiometri sama) konsentrasi awal yang berbeda $[A]_0$ dan $[B]_0$, yaitu

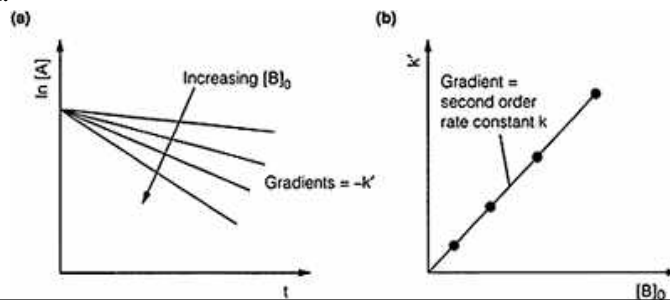
$$-\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = k[A][B]$$

Untuk reaksi jenis ini garis lurus diperoleh dari sebidang $\ln([B]/[A])$ terhadap t dan gradien garis sesuai dengan $k([B]_0 - [A]_0)$. Namun, untuk melakukan analisis tersebut membutuhkan pengukuran konsentrasi mutlak dari kedua A dan B secara bersamaan sehingga, jika mungkin, kondisi eksperimental diatur sedemikian rupa sehingga baik $[A]_0 = [B]_0$, dalam hal matematika kinetika adalah sama dengan integrasi urutan kedua di A yang diberikan di atas, atau yang $([B]_0 \geq [A]_0)$, dalam hal reaksi mengurangi untuk pseudo-pertama kinetika order. Pendekatan kedua menghasilkan pseudo tingkat pertama agar konstan, $k' = k[B]_0$, tanpa perlu mengetahui konsentrasi mutlak tetapi benar kedua tingkat pesanan konstan hanya diperoleh dengan mengulangi pengukuran dari k' dengan konsentrasi awal diketahui berbeda dari kelebihan reaktan B (Gambar 12.6).

Pendekatan rangka pseudo-pertama ini digunakan secara luas untuk penentuan konstanta laju urutan kedua reaksi SD Bimolekular.

Paruh

Paruh, $t_{1/2}$, dari reaksi adalah waktu mengambil untuk konsentrasi reaktan A jatuh ke setengah nilainya. Ekspresi untuk $t_{1/2}$ yang diperoleh dengan mengganti $[A] = [A]_0/2$ dan $t = t_{1/2}$ ke dalam hukum laju terintegrasi. Ekspresi paruh sesuai tercantum dalam Tabel 1. Waktu paruh selalu berbanding terbalik dengan k , tetapi ketergantungan pada $[A]_0$ tergantung pada urutan reaksi.



Gambar 12.6. Penetapan dua spesies tingkat urutan kedua konstan, k , entails (a) Agar plot pseudo-pertama untuk spesies A diikuti oleh (b) plot urutan kedua konstanta tingkat urutan pertama semu k terhadap yang sesuai konsentrasi awal lebih dari

c. Rangkuman

1. Hukum laju adalah persamaan diferensial, yang berarti ia menjelaskan perubahan konsentrasi reaktan per perubahan waktu.
2. Koefisien stoikiometrik tidak mempengaruhi bagaimana hukum laju ditulis, tetapi mereka mempengaruhi nilai konstanta laju k .
3. Waktu paruh reaksi orde pertama tidak tergantung pada konsentrasi reaktan.
4. Waktu paruh isotop radioaktif dapat digunakan untuk mengabadikan objek.

5. Laju peluruhan, atau aktivitas, dari sampel zat radioaktif adalah penurunan jumlah inti radioaktif per satuan waktu.

d. Latihan

1. Obat antikanker cis-platin terhidrolisis dalam air dengan laju konstan $1,5 \times 10^{-3}$ menit⁻¹ pada pH 7,0 dan 25°C. Hitung paruh waktu reaksi hidrolisis dalam kondisi ini. Jika larutan cis-platin yang baru disiapkan memiliki konsentrasi 0,053 M, apa yang akan menjadi konsentrasi cis-platin setelah 5 waktu paruh? setelah 10 paruh?

Pembahasan:

Lipat gandakan konsentrasi awal dengan 1/2 menjadi kekuatan yang sesuai dengan jumlah paruh untuk mendapatkan konsentrasi yang tersisa setelah paruh tersebut. Kurangi konsentrasi yang tersisa dari konsentrasi awal. Kemudian bagi dengan konsentrasi awal, gandakan fraksi dengan 100 untuk mendapatkan persentase penyelesaian.

$$t_{1/2} = 0.693/k = 0.693/1.5 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1} = 4.6 \times 10^2 \text{ menit}$$

Jadi dibutuhkan hampir 8 jam untuk setengah dari cis-platin untuk terhidrolisis.

2. Dengan menggunakan data pada soal nomor 1, apa penyelesaian reaksi setelah 5 paruh? setelah 10 paruh?

Setelah 5 paruh (sekitar 38 jam), sisa konsentrasi cis-platin adalah sebagai berikut:

$$0,053\text{M}/2^5 = 0,053\text{M}/32 = 0,0017 \text{ M}$$

Setelah 10 paruh (77 jam), konsentrasi cis-platin yang tersisa adalah sebagai berikut:

$$0,053\text{M}/2^{10} = 0,053\text{M}/1024 = 5,2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Persentase penyelesaian setelah 5 paruh adalah:

$$\% \text{ penyelesaian} = (0,053M - 0,0017M) (100) 0,053 = 97\%$$

Persen penyelesaian setelah 10 paruh adalah:

$$\% \text{ penyelesaian} = (0,053M - 5,2 \times 10^{-5}M)(100)0,053M = 100\%$$

Jadi reaksi kimia orde pertama adalah 97% selesai setelah 5 paruh dan 100% selesai setelah 10 paruh.

3. Pada tahun 1990, sisa-sisa manusia yang tampaknya prasejarah ditemukan di gletser yang mencair di Pegunungan Alpen Italia. Analisis kandungan ^{14}C sampel kayu dari alatnya memberikan tingkat peluruhan 8,0 dpm/g karbon. Berapa lama orang itu meninggal?

Pembahasan:

Kita tahu aktivitas awal dari identitas isotop (15 dpm/g), aktivitas akhir (8,0 dpm/g), dan waktu paruh, sehingga kita dapat menggunakan hukum laju terintegrasi untuk reaksi nuklir orde pertama untuk menghitung waktu yang telah berlalu (jumlah waktu yang telah berlalu sejak kayu untuk perkakas dipotong dan mulai membusuk).

$$\ln(N/N_0) = -kt$$

$$\{\ln(N/N_0)\}/k = t$$

Dengan menggunakan aktivitas awal dan akhir ($A_0 = 15$ dpm dan $A = 8.0$ dpm) untuk menghitung N_0/N :

$$A_0/A = (kN_0)/(kN) = N_0/N = 15/8.0$$

Sekarang kita hanya perlu menghitung konstanta laju reaksi dari waktu paruh (5730 tahun) menggunakan:

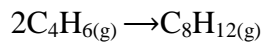
$$t_{1/2} = 0.693/k$$

Persamaan ini dapat disusun kembali sebagai berikut:

$$k = 0.693/t_{1/2} = 0.693/5730 \text{ tahun} = 1.22 \times 10^{-4} \text{ tahun}^{-1}$$

$$t = \ln(N_0/N) / k = \ln(15/8.0) / 1.22 \times 10^{-4} \text{ thn}^{-1} = 5.2 \times 10^3 \text{ thn}$$

4. Reaksi gas butadiena (C_4H_6) berdimerisasi menghasilkan gas C_8H_{12} sebagai berikut:



Reaksi adalah orde kedua dengan konstanta laju sama dengan $5.76 \times 10^{-2} \text{ L/mol/menit}$ dalam kondisi tertentu. Jika konsentrasi awal butadiene adalah 0,200 M, berapakah konsentrasi yang tersisa setelah 10,0 menit?

Pembahasan:

Untuk reaksi orde kedua, digunakan:

$$1/[A] = kt + (1/[A]_0)$$

Kita tahu tiga variabel dalam persamaan ini:

$$[A]_0 = 0,200 \text{ mol/L}, k = 5,76 \times 10^{-2} \text{ L/mol/mnt}, \text{ dan } t = 10,0 \text{ mnt.}$$

Oleh karena itu, kita dapat menyelesaikan untuk $[A]$, variabel keempat:

$$1/[A] = (5.76 \times 10^{-2} \text{ Lmol}^{-1} \text{ mnt}^{-1}) (10 \text{ mnt}) + (1/0.200 \text{ mol}^{-1})$$

$$1/[A] = 5.58 \text{ Lmol}^{-1} \rightarrow [A] = 1.79 \times 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$$

Oleh karena itu 0,179 mol/L butadiena tetap pada akhir 10,0 menit, dibandingkan dengan 0,200 mol/L yang awalnya ada.

5. Jika konsentrasi awal butadiene adalah 0,0200 M, berapakah konsentrasi yang tersisa setelah 20,0 menit?

Pembahasan:

Hukum laju terintegrasi untuk reaksi orde kedua kami memiliki bentuk persamaan garis lurus:

$$1/[A] = kt + 1/[A]_0$$

$$y = mx + b$$

Plot $1/[A]$ versus t untuk reaksi orde kedua adalah garis lurus dengan kemiringan k dan intersep $1/[A]_0$. Jika plotnya bukan garis lurus, maka reaksinya bukan urutan kedua.

e. Lembar Kerja

Susun kuis dalam aplikasi (pilih yang kreatif) lengkap meteri sesuai sub bab ini!

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Reaksi $2A \rightarrow P$ mempunyai hukum laju orde kedua dengan $k=3,50 \times 10^{-4} \text{M}^{-1} \text{s}^{-1}$. Hitunglah waktu yang diperlukan agar konsentrasi A berubah dari 1,260 M menjadi 0,011 M!
2. Buktikan bahwa $t_{1/2} \propto 1/[A_0]^{n-1}$ untuk reaksi yang mempunyai orde ke-n terhadap A!
3. Suatu zat terdekomposisi menurut reaksi $2A \rightarrow P$ dengan hukum laju orde kedua dan $k = 2,62 \times 10^{-3} \text{M}^{-1} \text{s}^{-1}$. Berapakah waktu paruh A jika $[A]_0 = 1,70 \text{M}$?
4. Tetapan laju dekomposisi N_2O_5 dalam reaksi:
 $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$ adalah $388 \times 10^{-5} \text{s}^{-1}$
 Tentukan : a. Orde untuk reaksi tersebut
 b. Waktu paruh N_2O_5
 c. Tekanan parsial N_2O_5 , $t = 100 \text{s}$, jika diketahui
 $P_0 = 500 \text{Torr}$
5. Reaksi dekomposisi termal pada suhu 298°C adalah sebagai berikut : $\text{H}_3\text{CN} = \text{NCH}_{3(\text{g})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(\text{g})} + \text{N}_{2(\text{g})}$

t (menit)	10	21	35	~
P (torr)	491,9	548,0	609,0	861,6

- a. Buktikan bahwa reaksi mengikuti persamaan laju orde 1!

- b. Hitung harga tetapan laju pada suhu $320,6^{\circ}\text{C}$, jika $t_{1/2} = 9,5$ menit!
- c. Berapakah harga E_a ?

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai penentuan hukum laju, akan memperoleh nilai maksimum pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang tidak memperoleh nilai maksimum diperkenankan merevisi nilai dengan menyusun kembali soal dan pembahasan sesuai topik pertemuan ini minimal 20.

L3

ENERGETIKA DAN MEKANISME

a. Kemampuan Akhir Mahasiswa Sub Pokok Bahasan

Energetika dan Mekanisme:

- ✚ Mahasiswa mampu menganalisis informasi yang terkait dengan energetika dan mekanismenya

b. Materi Pembelajaran

Persamaan Arrhenius

Mayoritas reaksi kimia digambarkan oleh persamaan Arrhenius $k = Ae^{-E_a/RT}$ mana E_a (energi aktivasi) dan A (faktor eksponensial pra) adalah parameter karakteristik untuk reaksi. Mereka dapat ditentukan secara eksperimen dari sebidang $\ln k$ terhadap $1/T$. Model sederhana ini untuk menggambarkan laju reaksi Bimolekular mengasumsikan bahwa reaksi terjadi ketika dua spesies reaktan bertumbukan dengan bergantung suhu konstan laju

Teori Collision

Energi sepanjang garis mereka pusat lebih besar daripada energi aktivasi untuk reaksi. Spesies diperlakukan sebagai keras, bola structureless bahwa hanya berinteraksi ketika jarak antara pusat-pusat mereka kurang dari radius tumbukan (jumlah jari-jari dari reaktan bertumbukan). Tingkat konstan berasal juga termasuk faktor sterik untuk memperhitungkan probabilitas bahwa molekul bertumbukan dengan orientasi relatif yang benar untuk terjadi reaksi.

Teori Aktivasi Kompleks

Teori ini menafsirkan reaksi kimia dalam hal kompleks diaktifkan loosely- terikat yang bertindak sebagai jika berada dalam kesetimbangan dengan spesies reaktan.

Katalis

Katalis meningkatkan laju reaksi kimia dengan menyediakan jalur reaksi alternatif dengan energi aktivasi lebih rendah dari jalur reaksi dalam ketiadaan. Katalis tidak dikonsumsi dan karena itu tidak muncul dalam persamaan kimia untuk reaksi. Suatu katalis homogen berada dalam fase yang sama dengan reaktan sementara katalis heterogen berada dalam fase yang berbeda.

Topik-topik yang berkaitan : Perilaku molekul gas sempurna, Energi bebas, Pendekatan empiris untuk kinetika, Termodinamika statistik

Persamaan Arrhenius

Tingkat konstan, k , dan karenanya laju reaksi kimia, biasanya diamati bervariasi dengan suhu, T . Bagi sebagian besar reaksi kimia tingkat konstan meningkat dengan suhu. Ketergantungan suhu diringkas matematis dalam persamaan Arrhenius:

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$$

Tingkat konstan, k , dan karenanya laju reaksi kimia, biasanya diamati bervariasi dengan suhu, T . Bagi sebagian besar reaksi kimia tingkat konstan meningkat dengan suhu. Ketergantungan suhu diringkas matematis dalam persamaan Arrhenius:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

Dua parameter A dan E_a yang bersama-sama dikenal sebagai parameter Arrhenius dan merupakan ciri khas masing-masing reaksi. Parameter A memiliki satuan yang sama dengan k dan disebut faktor pre-eksponensial atau Arrhenius, dan E_a disebut energi aktivasi. (R adalah konstanta gas universal.) Oleh karena

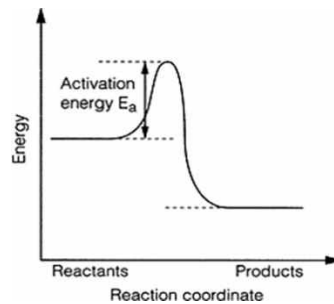
itu, sebidang $\ln k$ terhadap $1/T$ menghasilkan garis lurus dengan kemiringan sama dengan $-E_a/R$ dan mencegat sama dengan LNA. Laju reaksi meningkat dengan suhu ketika E_a adalah positif (yang umumnya terjadi). Semakin besar energi aktivasi yang lebih besar adalah sensitivitas reaksi terhadap perubahan suhu. Reaksi dengan energi aktivasi mendekati nol memiliki tingkat yang sebagian besar independen dari suhu. Kebanyakan reaksi memiliki energi aktivasi suatu tempat di kisaran beberapa puluhan hingga beberapa ratus kJ mol^{-1} dan aturan yang berguna praktis adalah bahwa reaksi dengan E_a di kisaran $50\text{-}60 \text{ kJ mol}^{-1}$ memiliki konstanta laju bahwa sekitar ganda untuk setiap 10 K kenaikan suhu sekitar suhu kamar.

Reaksi dengan energi aktivasi negatif (sesuai dengan pengamatan penurunan tingkat dengan peningkatan suhu) biasanya menunjukkan bahwa diamati laju konstan adalah gabungan dari konstanta laju reaksi SD berkontribusi terhadap mekanisme yang kompleks. Sebagai contoh, jika $k = k_1 k_2 / k_3$ dan k_3 meningkat lebih cepat dengan suhu daripada $k_1 k_2$ produk maka k akan menurun secara keseluruhan.

Teori Tumbukan

Teori tumbukan adalah kerangka teori untuk menjelaskan asal-usul dari persamaan Arrhenius. Asumsi dasar dari teori tumbukan adalah bahwa reaksi terjadi ketika dua molekul bertumbukan dengan satu sama lain dalam reaksi Bimolekular. Seperti dalam teori kinetik gas teori tumbukan membuat asumsi bahwa molekul sulit, bola structureless (seperti bola bilyar) yang tidak

berinteraksi sampai mereka datang ke dalam kontak langsung. Hal ini lebih lanjut diasumsikan bahwa reaksi hanya terjadi ketika molekul bertumbukan dengan energi kinetik yang lebih besar dari beberapa nilai ambang batas.



Gambar 12.7. Profil reaksi. Energi aktivasi adalah ketinggian penghalang di atas energi dari reaktan dipisahkan.

Dasar asumsi ini adalah profil reaksi (Gambar 12.7) yang plot perubahan energi dari molekul sebagai hasil reaksi dari reaktan ke produk. energi naik sebagai pemisahan molekul menjadi cukup kecil bagi mereka untuk berada dalam kontak karena obligasi mendistorsi dan istirahat. Di sebelah kanan maksimal dalam profil energi berkurang sebagai bentuk obligasi baru dan molekul produk terpisah untuk jarak di mana tidak ada lagi interaksi apapun. Ketinggian penghalang energi dari reaktan ke produk dapat diidentifikasi dengan energi aktivasi, E_a , reaksi. Molekul yang bertumbukan dengan energi kinetik kurang dari E_a bangkit terpisah tanpa reaksi. Menurut distribusi Boltzmann jumlah molekul yang memiliki energi lebih besar dari energi E_a sebanding dengan faktor, $e^{-E_a/RT}$.

Karena tingkat tumbukan antara molekul A dan B berbanding lurus dengan konsentrasi A dan B, maka bahwa tingkat tumbukan dengan energi $> E_a$ diberikan oleh:

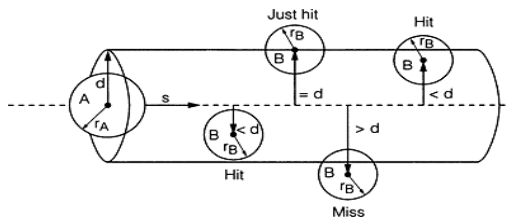
$$\text{Laju reaksi} \propto [A][B] e^{-E_a/RT}$$

Perbandingan ungkapan ini dengan hukum laju urutan kedua untuk reaksi antara A dan B: $\text{laju reaksi} = k [A] [B]$

menunjukkan bahwa diamati kedua tingkat pesanan konstan:

$$k \propto e^{-E_a/RT}$$

yang persis bentuk persamaan Arrhenius dengan konstanta proporsionalitas diidentifikasi sebagai pre-eksponensial faktor Arrhenius A. Nilai A dapat dihitung dengan menggunakan teori kinetik gas dengan mengasumsikan bahwa dua bola keras bertumbukan ketika jarak antara mereka kurang dari jumlah jari-jari mereka. Sebuah molekul A dengan kecepatan melalui konsentrasi [B] molekul B akan bertumbukan dengan semua molekul B yang terletak di dalam silinder dari radius d sekitar lintasan A, di mana $d = r_A + r_B$ dan r_A , r_B adalah jari-jari molekul A dan B (Gambar 12.8). Karena volume silinder menyapu keluar per satuan waktu sama dengan $\pi d^2 s$ jumlah tumbukan per satuan waktu per satuan volume untuk sebuah molekul tunggal A dengan molekul B adalah $\pi d^2 s N_A [B]$, di mana N_A adalah bilangan Avogadro. Jadi untuk campuran reaksi yang mengandung konsentrasi [A] dari A molekul tingkat total tumbukan per satuan waktu per satuan volume adalah $\pi d^2 s N_A [B] [A]$. (Kuantitas d dan πd^2 disebut, masing-masing, radius tumbukan dan benturan penampang.)



Gambar 12.8 Volume tumbukan tersapu oleh molekul A melewati molekul stasioner B.

Pada kenyataannya, molekul dalam gas pada suhu T tidak memiliki kecepatan tunggal tetapi berbagai kecepatan dijelaskan oleh distribusi Maxwell-Boltzmann. Oleh karena itu berarti kecepatan relatif:

$$\bar{s} = \left(\frac{8k_B T}{\pi \mu} \right)^{\frac{1}{2}}$$

harus digunakan untuk s dalam ekspresi untuk tingkat tumbukan hanya berasal. (Massa berkurang $\mu = m_A m_B / (m_A + m_B)$ terjadi dalam persamaan untuk karena yang penting adalah kecepatan relatif dari pendekatan molekul) Ketika faktor Boltzmann disertakan, ekspresi teori tumbukan menjadi.

$$v = \pi d^2 \bar{s} N_A [A][B] e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

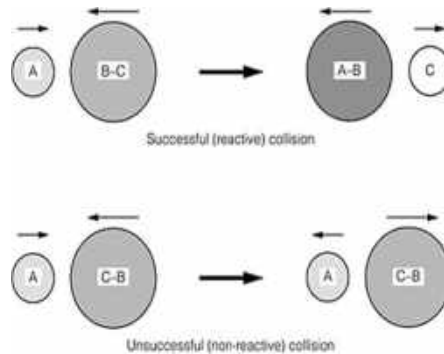
dari yang diperoleh faktor Arrhenius pra-eksponensial,

$$A = \pi d^2 \bar{s} N_A$$

Nilai eksperimental dari A seringkali lebih kecil dari nilai yang dihitung karena molekul juga harus memiliki orientasi khusus satu sama lain pada saat tumbukan serta energi kinetik yang cukup. Ini dicatat oleh termasuk faktor sterik, P , dalam faktor eksponensial pra,

$$A = P \pi d^2 \bar{s} N_A$$

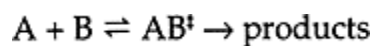
Untuk mewakili probabilitas bahwa pertemuan memiliki orientasi yang benar untuk mengizinkan reaksi kimia (Gambar. 12.9). Nilai P terletak antara 0 (tidak ada orientasi relatif menyebabkan reaksi) dan 1 (semua orientasi relatif menyebabkan reaksi).



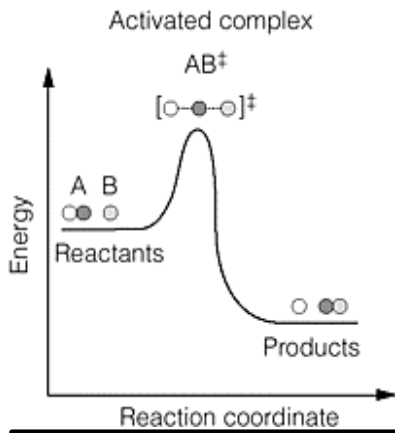
Gambar. 12.9. Peran orientasi khusus dari reaktan dalam menentukan hasil reaktif (atau non-reaktif) dari pertemuan tumbukan

Teori Kompleks Teraktivasi

Teori kompleks diaktifkan dari reaksi kimia mengasumsikan bahwa maksimum dalam kurva energi profil reaksi (Gambar 12.8) sesuai dengan pembentukan kompleks teraktivasi yang memiliki pasti, longgar terikat, struktur dengan distorsi maksimum obligasi (Gambar 12.10). Pada titik ini atom-atom atau molekul dalam keadaan transisi antara kerusakan obligasi lama dan pembentukan ikatan baru. Jalan sepanjang yang reaktan datang bersama-sama untuk melewati keadaan transisi dan terpisah menjadi produk disebut reaksi koordinasi. Sebuah kompleks diaktifkan, AB^\ddagger berperilaku seolah-olah itu adalah dalam kesetimbangan dengan reaktannya:



dengan konsentrasi dijelaskan dengan cara biasa (mengabaikan koefisien aktivitas) oleh **konstanta kesetimbangan**, K^\ddagger , (Topik C1):



Gambar. 12.10. Interpretasi Kompleks diaktifkan dari profil reaksi.

Tingkat di mana bentuk produk sebanding dengan konsentrasi kompleks diaktifkan sehingga:

$$V = k^\ddagger [AB^\ddagger] = k^\ddagger K^\ddagger [A][B]$$

di mana k^\ddagger adalah yang pertama konstan tingkat rangka terkait dengan dekomposisi kompleks diaktifkan.

Perbandingan ungkapan ini dengan hukum laju urutan kedua untuk reaksi antara A dan B:

$$\text{Laju reaksi} = k [A] [B]$$

menunjukkan bahwa diamati laju reaksi konstan, $k = K^\ddagger k^\ddagger$.

Nilai untuk k^\ddagger dan konstanta K^\ddagger sering dihitung dengan mekanika statistik menggunakan nilai untuk panjang ikatan dan frekuensi obligasi dalam struktur mendalilkan kompleks diaktifkan. ekspresi yang dihasilkan menggambarkan tingkat konstan dalam hal bagaimana fungsi partisi terjemahan, getaran dan rotasi mode berubah dari orang-orang dari reaktan terisolasi dengan yang kompleks diaktifkan.

wawasan tambahan dasar fisik reaksi kimia diperoleh dengan menerapkan formulasi termodinamika teori yang kompleks diaktifkan. Equilibrium termodinamika menunjukkan bahwa konstanta kesetimbangan dapat ditulis dalam hal standar energi bebas Gibbs, yang dalam hal ini adalah aktivasi energi bebas

Gibbs,

ΔG^\ddagger , untuk pembentukan kompleks diaktifkan, yaitu

$$K^\ddagger = e^{-\frac{\Delta G^\ddagger}{RT}}$$

Sejak, $\Delta G^\ddagger = \Delta H^\ddagger - T\Delta S^\ddagger$, yang diamati laju reaksi konstan dapat ditulis sebagai:

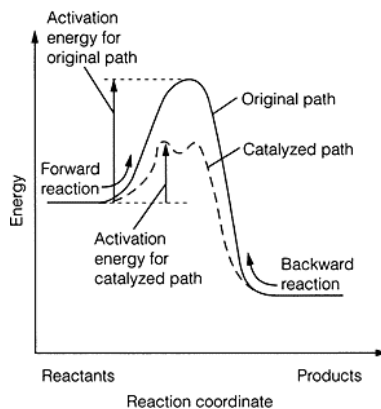
$$k \propto e^{-\frac{(\Delta H^\ddagger - T\Delta S^\ddagger)}{RT}} \propto e^{\frac{\Delta S^\ddagger}{R}} e^{-\frac{\Delta H^\ddagger}{RT}}$$

Ungkapan ini juga memiliki bentuk persamaan Arrhenius ketika entalpi aktivasi, ΔH^\ddagger , diidentifikasi dengan energi aktivasi E_a , dan entropi aktivasi, ΔS^\ddagger , diidentifikasi dengan faktor pre-eksponensial (atau lebih tepatnya dengan $R \ln A$). Untuk reaksi yang memiliki persyaratan orientasi yang ketat (misalnya pendekatan molekul substrat untuk enzim) entropi aktivasi akan sangat negatif (karena penurunan gangguan ketika diaktifkan bentuk-bentuk kompleks) dan faktor eksponensial pra akan kecil dibandingkan dengan reaksi yang tidak memiliki persyaratan orientasi yang ketat tersebut. Dengan demikian diaktifkan teori yang rumit menggabungkan informasi tentang geometri intrinsik dari keadaan transisi untuk memperhitungkan faktor sterik, P , sewenang-wenang diperkenalkan ke faktor pre-eksponensial berasal dari teori tumbukan.

Katalis

Tingkat konstan untuk reaksi tergantung pada suhu, ketinggian aktivasi penghalang E_A dan besarnya pre-eksponensial Arrhenius faktor A . Sementara peningkatan suhu dapat digunakan untuk meningkatkan laju konstan yang terakhir dua parameter tidak

dapat diubah karena mereka yang khusus untuk jalur reaksi tertentu dan ditentukan oleh struktur dan ikatan susunan dari reaktan dan kompleks diaktifkan. Sebaliknya, katalis mungkin tersedia yang meningkatkan laju reaksi dengan menyediakan jalur reaksi alternatif dengan energi aktivasi yang lebih rendah (Gambar. 5) sehingga pada suhu tertentu proporsi yang lebih besar dari tumbukan memiliki energi lebih besar dari energi aktivasi. (Perhatikan bahwa laju reaksi kembali juga harus meningkat bila ketinggian penghalang aktivasi diturunkan.)



Gambar. 12.11. Energetika dari jalur reaksi antara reaktan dan produk untuk reaksi dengan dan tanpa katalis..

Katalis hanya menyediakan mekanisme reaksi alternatif dan tidak dikonsumsi dalam reaksi. Selain itu, katalis tidak mempengaruhi distribusi kesetimbangan antara reaktan dan produk, yang ditentukan semata-mata oleh termodinamika, tetapi meningkatkan tingkat di mana kesetimbangan tercapai. Katalis yang menempati fase sama dengan reaktan (misalnya semua dalam larutan) disebut katalis homogen sementara orang-orang yang dari fase yang berbeda (misalnya permukaan padat dalam reaksi gas atau fase

cair) disebut katalis heterogen. Yang terakhir sangat lazim dalam proses industri. Mekanisme reaksi alternatif biasanya disediakan oleh physisorption atau chemisorption dari satu atau lebih reaktan ke permukaan yang dapat melemahkan ikatan tertentu dan meningkatkan kesempatan pertemuan dekat. Sebuah kelas penting dari katalis homogen alami enzim.

c. Rangkuman

1. Reaksi Energi energetik adalah studi tentang perubahan kimia yang disebabkan oleh energi.
2. Energi bebas Gibbs memperhitungkan entalpi (panas), suhu, dan entropi (keacakan).
3. Karena memperhitungkan lebih banyak faktor, perubahannya adalah energi bebas Gibbs adalah yang terbaik untuk memprediksi ke arah mana reaksi akan berlangsung dan seberapa jauh.
4. Tingkat kelainan atau keacakan, sering disebut entropi, S , juga dapat mempengaruhi reaksi kimia.
5. Tumbukan energetik antar molekul menyebabkan ikatan interatomik meregang dan menekuk lebih jauh, untuk sementara melemahkan mereka sehingga mereka menjadi lebih rentan terhadap pembelahan. Distorsi ikatan dapat mengekspos awan elektron yang terkait dengan interaksi dengan reaktan lain yang mungkin mengarah pada pembentukan ikatan baru.

d. Latihan

1. Untuk suatu reaksi, energi aktivasi adalah nol. Berapa nilai konstanta laju pada 300 K jika $k = 1,6 \times 10^6 \text{ s}^{-1}$ pada 280 K? ($R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

Pembahasan:

Kita ketahui,

$$\log \frac{K_{300}}{K_{280}} = \frac{E_a}{2.303R} = \frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2}$$

$$E_a = 0 \rightarrow \frac{E_a}{2.303R} = \frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} = 0 \rightarrow \log \frac{K_{300}}{K_{280}} = 0 \rightarrow \frac{K_{300}}{K_{280}} = 1$$

$$\rightarrow K_{300} = 1,6 \times 10^6 \text{ s}^{-1}$$

2. Suatu Waktu yang diperlukan untuk penyelesaian 10% reaksi orde pertama pada 298 K sama dengan yang diperlukan untuk penyelesaian 25% pada 308K. Jika faktor sebelumnya untuk reaksi adalah $3,56 \times 10^9 \text{ s}^{-1}$, hitung energi aktivasi!

Pembahasan:

$$t = \frac{2.303}{K} \log \frac{N_0}{N_1}$$

$$\rightarrow \text{Pada 298 K; } t = \frac{2.303}{K_{298}} \log \frac{100}{90}$$

$$\rightarrow \text{Pada 308 K; } t = \frac{2.303}{K_{308}} \log \frac{100}{75}$$

Pada keadaan yang sama,

$$\begin{aligned} \frac{2.303}{K_{298}} \log \frac{100}{90} &= \frac{2.303}{K_{308}} \log \frac{100}{75} \rightarrow \frac{0.0458}{K_{298}} = \frac{0.1249}{K_{308}} \\ &\rightarrow \frac{K_{308}}{K_{298}} = \frac{0.0458}{0.1249} \rightarrow 2.73 \end{aligned}$$

Dikaitkan dengan persamaan Arrhenius,

$$2.303 \log \frac{K_{308}}{K_{298}} = \frac{E_a}{8.314} \left[\frac{1}{298} - \frac{1}{308} \right] \rightarrow E_a = 76.65 \text{ kJ}$$

3. Pada 380°C, periode paruh untuk dekomposisi orde pertama H_2O_2 adalah 360 menit. energi aktivasi reaksi adalah 200 kJ mol^{-1} , Hitung waktu yang diperlukan untuk dekomposisi 75% pada 450°C

Pembahasan:

$$K = \frac{0.693}{t_{1/2}} \rightarrow K = \frac{0.693}{360} \rightarrow 1.925 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

$$\text{Log } K_{723} - K_{653} = \frac{E_a}{2.303R} = \frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2}$$

$$\text{Log } K_{723} - \log 1.925 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1} = \frac{200 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{2.303 \times 8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}}$$

$$\text{Log } K_{723} - (0.2844 - 3) = 1.55 \rightarrow \text{Log } K_{723} = 2.3844$$

$$K_{723} = 6.82 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

$$t = \frac{2.303}{K} \log \frac{a}{a-x} = \frac{2.303}{6.82 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}}$$

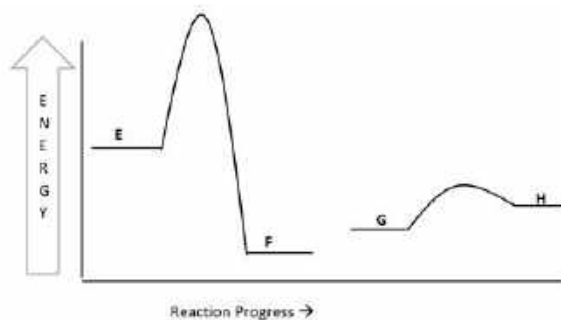
4. Berikan contoh lain di mana sistem tidak stabil dari sudut pandang termaldinamik, tetapi laju reaksi lambat!

Pembahasan:

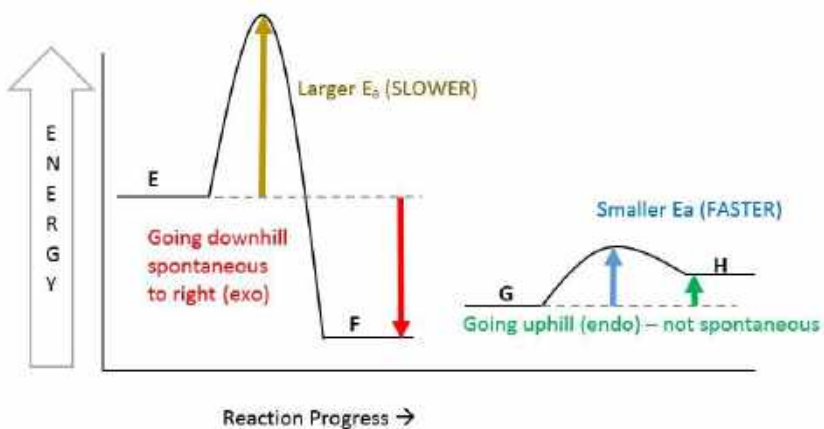
Kaca adalah keadaan semi stabil dibandingkan dengan keadaan kristal. Susunan molekul atau kelompok atom dalam gelas tidak memiliki urutan jangka panjang, dan keadaan ini sering disebut sebagai padatan beku. Polimer berada dalam keadaan kaca ketika didinginkan, karena molekul-molekul panjang tidak punya waktu untuk menyelaraskan diri dengan keadaan kristal. Selama periode waktu yang lama, polimer akan menjadi lebih kristal. Akibatnya, mereka menjadi rapuh. Sebagai contoh, sepasang bingkai kaca tua milik kakek Anda sangat rapuh.

5. Tentukan:

- Manakah dari dua diagram energi reaksi yang ditunjukkan di bawah ini yang cenderung melanjutkan ke produk?
- Diagram energi reaksi manakah yang ditunjukkan paling cepat?



Pembahasan:

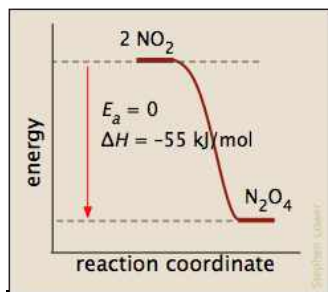


e. Lembar Kerja Diskusi

Timah biasa adalah logam berwarna putih keperakan, mudah ditempa, agak ulet, dan memiliki struktur yang sangat kristalin. Karena pecahnya kristal-kristal ini, "tin cry" terdengar ketika sebuah bar ditekuk. Elemen ini memiliki dua bentuk alotropik. Pada pemanasan, abu-abu, atau alfa-timah, dengan struktur kubik, berubah pada 132°C menjadi putih, atau beta-timah, bentuk logam biasa. Timah putih memiliki struktur tetragonal. Ketika timah didinginkan di bawah 132°C , timah berubah perlahan dari putih menjadi abu-abu. Perubahan ini dipengaruhi oleh pengotor seperti aluminium dan seng, dan dapat dicegah dengan penambahan kecil antimon atau bismut. Konversi pertama kali dicatat sebagai pertumbuhan pada pipa organ di katedral Eropa, di mana itu dianggap sebagai pekerjaan setan. Konversi ini juga berspekulasi disebabkan mikroorganisme dan disebut "wabah timah" atau "penyakit timah". **Dari diskusi di atas, apa wujud timah stabil pada suhu kamar, 293K?**

f. Evaluasi Pembelajaran

1. Jelaskan apa yang anda pahami terkait diagram dibawah ini!



2. Pada 430°C , periode paruh untuk dekomposisi orde pertama HI adalah 120 menit. energi aktivasi reaksi adalah 100 kJ mol^{-1} , Hitung waktu yang diperlukan untuk dekomposisi 80% pada 500°C

3. Suatu Waktu yang diperlukan untuk penyelesaian 25% reaksi orde pertama pada 576 K sama dengan yang diperlukan untuk penyelesaian 75% pada 616K. Jika faktor sebelumnya untuk reaksi adalah $3,56 \cdot 10^9 \text{ s}^{-1}$, hitung energi aktivasi!
4. Untuk suatu reaksi, energi aktivasi adalah nol. Berapa nilai konstanta laju pada 600 K jika $k = 8 \times 10^5 \text{ s}^{-1}$ pada 560 K? ($R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
5. Tuliskan aplikasi kinetika reaksi lanjutan sub pokok bahasan energetika dan mekanismenya!

g. Umpan Balik dan Tindak Lanjut

Umpan Balik: Mahasiswa yang memperoleh dan menguasai informasi mengenai metode eksperimental, akan memperoleh nilai maksimum pada pertemuan ini.

Tindak Lanjut: Mahasiswa yang tidak memperoleh nilai maksimum diperkenankan merevisi nilai dengan menyusun kembali soal dan pembahasan sesuai topik minimal 20.

DAFTAR PUSTAKA

- Anderson, S dan J.B. Pendry., (1972). *Physical Chemistry*. New York
- Atkins, P. W., (1986). *Physical Chemistry*. New York: W. H. Freeman & Co.
- Castellan, Gilbert W., (1983). *Physical Chemistry*, 3rd ed, Addison Wesley
- Chang, R. 1995. *Chemistry*. Random House: USA
- Dogra, SK. 1990. *Kimia Fisik dan Soal-soal*. UI Press: Jakarta
- Petrucci, R. 1987. *Kimia Dasar*. Erlangga: Jakarta

FAKTA MENARIK (1)**Info Menarik Tentang Air****Ilmuwan Temukan Wujud Lain Air Selain Cair, Padat, dan Gas**

Citra Dewi

10 Jan 2017, 19:20 WIB

Liputan6.com, Jakarta - Salah satu hal yang mungkin kita ingat waktu belajar ilmu pengetahuan alam di sekolah adalah, air dapat memiliki tiga wujud: padat, cairan, gas. Namun sebuah tim ilmuwan internasional baru-baru ini menemukan tanda bahwa air yang berbentuk cair kemungkinan terdiri dari dua wujud. Para ilmuwan mengaku terkejut ketika menemukan bahwa air berubah sifat pada suhu 50 dan 60 derajat Celcius. Tanda adanya perubahan potensial ke wujud cair kedua, memicu diskusi di antara komunitas ilmiah. Penelitian yang dipublikasi di *International Journal of Nanotechnology* itu, telah dikonfirmasi dapat memberikan dampak terhadap sejumlah bidang, termasuk nanoteknologi dan biologi.

Wujud materi, atau juga disebut dengan fase, merupakan konsep kunci dalam studi tentang sistem yang dibuat dari atom dan molekul. Secara kasar, sistem yang terbentuk dari banyak molekul dapat diatur dalam sejumlah konfigurasi tergantung dari energi total. Dikutip dari *Quartz*, Selasa (10/1/2017), pada suhu yang lebih tinggi, molekul kemungkinan akan menjadi lebih teratur atau kebalikannya, serta dapat bergerak lebih bebas (fase gas). Pada suhu lebih rendah, molekul memiliki jumlah konfigurasi terbatas dan membentuk susunan yang lebih teratur (cairan). Jika suhu makin turun, molekul air akan mengatur diri mereka ke dalam konfigurasi yang lebih spesifik, sehingga akan berwujud padat. Namun makin kompleks suatu molekul, ada kemungkinan konfigurasi besar dan hal tersebut menciptakan fase lebih banyak.

Karena fase suatu zat ditentukan dengan bagaimana molekul berkonfigurasi, banyak sifat fisik zat yang akan berubah tiba-tiba saat berubah dari wujud satu ke wujud lain. Dalam artikel ilmiah yang dirilis baru-baru ini, peneliti mengukur beberapa sifat fisik air antara suhu 0 hingga 100 derajat Celcius. Anehnya, mereka menemukan ketegangan pada permukaan air dan indeks biasnya di sekitar suhu 50 derajat Celcius.

Bagaimana Hal itu Bisa Terjadi?

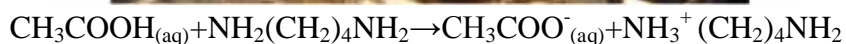
Stuktur molekul air, H_2O , jika digambarkan akan seperti ujung panah, yakni dengan dua atom hidrogen mengapit atom oksigen. Elektron dalam molekul cenderung didistribusikan dengan cara asimetris, membuat sisi oksigen bermuatan negatif berhubungan dengan sisi hidrogen. Fitur sederhana tersebut mengarahkan ke jenis interaksi antara molekul air yang dikenal sebagai ikatan hidrogen, di mana muatan berlawanan menarik satu sama lain. Hal itu mematahkan tren yang diamati pada kebanyakan cairan sederhana lain.

Air merupakan zat sederhana yang sebenarnya tak terlalu sederhana, di mana fase ke empat air berperilaku mirip dengan kristal cair. Ikatan hidrogen antara molekul pada suhu rendah menjaga teraturannya susunan molekul. Namun pada suhu yang lebih tinggi, yang terjadi justru hal sebaliknya. Hal itu lah yang dinilai bisa menjelaskan keanehan data para peneliti. Jika fase ke empat air itu telah dikonfirmasi, maka penemuan tersebut dapat digunakan untuk berbagai hal. Misalnya saja pada sistem biologis yang sebagian besar terbuat dari air. Penemuan tersebut merupakan kesempatan menarik untuk para peneliti. Itu juga menjadi contoh indah tentang bagaimana sebuah zat yang paling akrab dengan manusia masih memiliki rahasia yang tersembunyi di dalamnya.

FAKTA MENARIK (2)**Aspek Kimia Kuliner**

Memasak pada dasarnya adalah kimia sintesis yang kebetulan aman dikonsumsi. Ada sejumlah contoh kimia asam basa di dunia kuliner. Salah satu contoh adalah penggunaan soda kue, atau natrium bikarbonat dalam memanggang. NaHCO_3 adalah basa. Ketika bereaksi dengan asam seperti jus lemon, buttermilk, atau krim asam dalam adonan, gelembung gas karbon dioksida terbentuk dari penguraian asam karbonat yang dihasilkan, dan adonan “naik.” Serbuk kue adalah kombinasi dari natrium bikarbonat, dan satu atau lebih garam asam yang bereaksi ketika dua bahan kimia bersentuhan dengan air dalam adonan.

Banyak orang suka menaruh jus lemon atau cuka, keduanya asam, pada ikan yang dimasak. Ternyata ikan memiliki amina yang mudah menguap (basa) dalam sistem mereka, yang dinetralkan oleh asam untuk menghasilkan garam amonium yang tidak mudah menguap. Ini mengurangi bau ikan, dan juga menambahkan rasa "asam" yang tampaknya kita nikmati.



Gambar ditampilkan dua ikan dengan kepala dihilangkan dan kulit dengan irisan lemon ditempatkan di rongga tubuh.

Gambar diatas menunjukkan reaksi netralisasi terjadi antara asam sitrat dalam lemon atau asam asetat dalam cuka, dan basa dalam daging ikan. Pengawetan adalah metode yang digunakan untuk mengawetkan sayuran menggunakan lingkungan asam yang diproduksi secara alami. Sayuran, seperti mentimun, ditempatkan dalam toples tertutup yang direndam dalam larutan air garam. Larutan air garam mendukung pertumbuhan bakteri menguntungkan dan menekan pertumbuhan bakteri berbahaya. Bakteri yang menguntungkan memakan pati dalam mentimun dan menghasilkan asam laktat sebagai produk limbah dalam proses yang disebut fermentasi. Asam laktat akhirnya meningkatkan keasaman air garam ke tingkat yang membunuh bakteri berbahaya, yang membutuhkan lingkungan dasar. Tanpa bakteri berbahaya yang memakan mentimun, mereka bisa bertahan lebih lama daripada jika tidak dilindungi. Sebuah produk sampingan dari proses pengawetan mengubah rasa sayuran dengan asam membuatnya terasa asam.

FAKTA MENARIK (3)**Pengembang Biscuit Terbaik**

Memanggang seringkali membutuhkan pembentukan karbon dioksida untuk membuat adonan menjadi lebih bengkak. Memanggang tampaknya mudah dengan semua campuran kotak yang tersedia ("cukup tambahkan air dan aduk").

Namun, memanggang melibatkan banyak kimia. Salah satu komponen penting biskuit apa pun adalah natrium bikarbonat (lebih dikenal sebagai baking powder). Jika Anda memiliki resep bebas ragi, segala kelambanan dalam biskuit akhir biasanya disebabkan oleh karbon dioksida yang terbentuk dari baking powder. Salah satu



merek campuran kotak yang populer menggunakan kombinasi natrium bikarbonat dan natrium aluminium sulfat untuk menghasilkan CO_2 . Reaksi yang terlihat di bawah: $2\text{NaHCO}_3 + \text{NaAl}(\text{SO}_4)_4 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{Na}_2(\text{SO}_4) + 3\text{CO}_2$

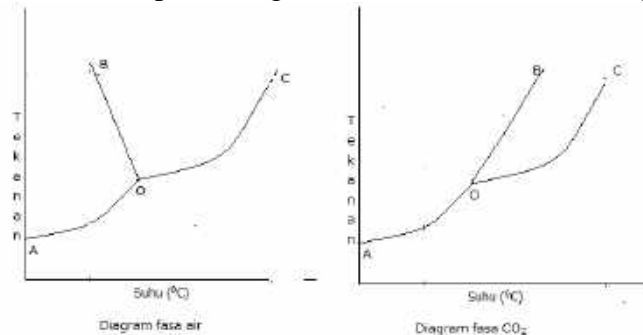
Jika semuanya berjalan lancar, biskuit mengembang, dan semua orang senang.

FAKTA MENARIK (4)**Anomali Air**

Air ketika tekanannya diperbesar maka titik bekunya akan turun, berbeda dengan zat lain yang akan naik titik bekunya. Hal inilah yang disebut dengan anomali air. Kenapa hal itu bisa terjadi bisa dijelaskan dengan diagram fasa air.

Perhatikanlah perbandingan diagram fasa air dengan CO_2 berikut :

Garis BO pada diagram fasa air lebih condong ke kiri



dibandingkan garis BO pada diagram fasa CO_2 dan juga diagram fasa zat-zat lainnya. Hal ini mengakibatkan jika tekanan kita perbesar misalnya menjadi 1,5, maka titik beku air akan turun sedangkan titik beku CO_2 dan zat lain membesar.

Anomali ini disebabkan oleh pada wujud padat, molekul air teratur dan akan berubah berantakan ketika wujudnya menjadi cair. Ketika teratur, molekul air banyak menyisakan ruang kosong sedangkan pada saat acak ruang itu terisi kembali. Hal inilah yang mengakibatkan ketika padat volume air bertambah dan akan menyusut kembali ketika cair. Anomali air ini hanya terjadi maksimal sampai suhu 40°C , dan jika suhu dinaikkan maka akan terjadi pemuain seperti biasa. Anomali air juga membuat kerapatan air berkurang sehingga es dapat mengapung dipermukaan air.

FAKTA MENARIK (5)

Pocari Sweat, Larutan Ionik

POCARI SWEAT, minuman isotonik yang AMAN dan TERUKUR

Updated: 11 Mar 2013 | Written By: Pocari Sweat

Dewasa ini berita mengenai penggunaan bahan tambahan pada makanan marak diperbincangkan masyarakat. Tapi, jangan terlampau takut dan khawatir dulu dengan bahan tambahan tersebut, karena penggunaan dan aspek keamanannya sudah diatur oleh lembaga terkait, seperti Badan Pengawas Obat dan Makanan (BPOM). Berdasarkan SNI 01-0222-1995 tentang bahan tambahan pangan, beberapa bahan tambahan pangan yang diizinkan penggunaannya adalah pengatur keasaman, pemanis buatan, pengawet, antioksidan, pewarna, dll.

Tidak perlu khawatir akan keamanan POCARI SWEAT, karena komposisi POCARI SWEAT dibuat berdasarkan penelitian ilmiah Otsuka Pharmaceutical di Jepang. **Bahan-bahan yang terkandung di dalam POCARI SWEAT adalah elektrolit yang justru dibutuhkan tubuh karena memiliki fungsi penting bagi tubuh.** Misalnya saja kandungan natrium dalam POCARI SWEAT, natrium merupakan kation terpenting dalam tubuh dan berfungsi untuk mempertahankan tekanan osmotik tubuh dan memelihara cairan ekstraseluler dalam keadaan konstan. Sementara kalium merupakan elektrolit terpenting di dalam cairan intraseluler dan memiliki peran penting dalam saraf dan perangsangan otot serta penghantaran impuls listrik.

Di dalam cairan tubuh, selain mengandung air juga mengandung beberapa ion seperti natrium (Na^+), Kalium (K^+), Klorida (Cl^-), magnesium (Mg^{2+}), Kalsium (Ca^{2+}), dll. Saat kehilangan cairan tubuh, misalnya melalui keringat, urin, pernafasan, dan penguapan melalui kulit, yang hilang bukan hanya air saja, tetapi

juga ion-ion tersebut. Komposisi POCARI SWEAT mirip dengan cairan tubuh, tidak hanya mengandung air, tetapi juga ion-ion yang sama seperti yang terkandung dalam cairan tubuh.

Selain komposisinya mirip dengan cairan tubuh, bahan-bahan yang terkandung di dalam POCARI SWEAT berada dalam batas aman dan sesuai dengan kebutuhan tubuh sehari-hari. Misalnya kebutuhan natrium dalam sehari sebesar 2300 mg, sedangkan kandungan natrium dalam POCARI SWEAT sebesar 45 mg/100 ml. Karena POCARI SWEAT dibuat berdasarkan penelitian ilmiah dan bahan-bahan yang terkandung di dalam POCARI SWEAT terukur, POCARI SWEAT tidak hanya baik bagi tubuh tapi juga aman dikonsumsi sehari-hari.

Selain itu, POCARI SWEAT memang tidak mengandung bahan-bahan tambahan seperti pengawet, pemanis buatan, soda dan kafein, jadi aman untuk dikonsumsi sehari-hari. Jadi jangan ragu minum POCARI SWEAT sehari-hari, karena POCARI SWEAT aman dan terukur, serta dibuat berdasarkan penelitian ilmiah di Jepang.

