

RENCANA PEMBELAJARAN SEMESTER (RPS)
MATA KULIAH : KIMIA LARUTAN
PROGRAM STUDI PENDIDIKAN KIMIA
FAKULTAS TARBIYAH DAN KEGURUAN UIN AR-RANIRY BANDA ACEH

A. IDENTITAS

1. Prodi : Pendidikan Kimia
2. Kode Mata kuliah : PKM 17037
3. Nama Mata kuliah : Kimia Larutan
4. Semester/SKS : IV/3 SKS
5. Jenis Mata Kuliah : Wajib
6. Koordinator Mata Kuliah : Dr. Mujakir, M.Pd. Si.
6. Dosen Pengampu : Noviza Rizkia, M.Pd.

B. CAPAIAN PEMBELAJARAN LULUSAN (CPL-Prodi)

1. Sikap:

- a. Menjunjung tinggi nilai kemanusiaan dalam menjalankan tugas berdasarkan agama, moral dan etika (S2)
- b. Bertanggung jawab sepenuhnya terhadap nilai-nilai akademik yaitu kejujuran, kebebasan dan otonomi akademik yang diembannya (S12)

2. Pengetahuan:

- a. Melakukan pendalaman bidang kajian kimia sesuai dengan lingkungan dan perkembangan zaman (PP15)
- b. Menguasai konsep, metode keilmuan, substansi materi, struktur, dan pola pikir keilmuan kimia (PP16)

3. Keterampilan Umum:

- a. Mampu mengkaji implikasi pengembangan atau implementasi ilmu pengetahuan dan teknologi yang memperhatikan dan menerapkan nilai humaniora sesuai dengan keahliannya berdasarkan kaidah, tata cara, dan etika ilmiah dalam rangka menghasilkan solusi, gagasan, desain atau kritik seni (KU3)
- b. Mampu memanfaatkan teknologi informasi baik secara mandiri maupun bekerja-sama untuk pembelajaran (KU9)

4. Keterampilan Khusus:

- a. Mampu mengaplikasikan bidang keahliannya dan memanfaatkan ilmu pengetahuan, teknologi, dan/atau seni pada bidangnya dalam penyelesaian masalah serta mampu beradaptasi terhadap situasi yang dihadapi (KK1)

5. Keterampilan Tambahan:

- a. Mampu merencanakan, melaksanakan, dan mengevaluasi pembelajaran dengan pendekatan pembelajaran siswa aktif, yang memanfaatkan potensi lingkungan setempat sesuai standar proses dan mutu yang ditetapkan (KT1.a.)

C. CAPAIAN PEMBELAJARAN MATA KULIAH (CPMK)

1. Mampu melakukan simulasi atas materi yang diperoleh (M1);
2. Mampu mengaplikasikan teori-teori kimia larutan dalam kehidupan sehari-hari (M2);
3. Mampu merancang atau merencanakan simulasi dalam mengaplikasikan teori kimia larutan yang dipelajari (M3);
4. Mampu memahami dan menggunakan dengan tepat teori kimia larutan yang sesuai dengan kasus yang dihadapi, sehingga menghasilkan kesimpulan yang terbaik, yang berguna dalam pengambilan keputusan (M4).

D. DESKRIPSI MATA KULIAH

Mata kuliah ini membahas tentang reaksi dalam larutan (pengendapan, asam dan basa, reduksi-oksidasi), konsentrasi larutan, jenis-jenis larutan ditinjau dari daya hantar listrik, sifat koligatif larutan, asam basa, larutan buffer, kelarutan dan Ksp, dan sistem koloid.

. MATRIKS KEGIATAN PEMBELAJARAN

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
1	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu menunjukkan sikap menerima perjanjian kontrak kuliah dengan baik dan penuh tanggung jawab Mahasiswa termotivasi untuk menguasai kompetensi akhir yang diharapkan Mahasiswa dapat mengingat dan menjelaskan kembali materi dasar kimia 	<ul style="list-style-type: none"> Kontrak perkuliahan Review materi Kimia Pengenalan kimia larutan 	<i>Blended Learning</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan (interaktif, kolaboratif)	<p>PD 170 menit</p> <p>TKT</p> <p>TKM</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang ruang lingkup perkuliahan dan materi ajar Mahasiswa berdiskusi tentang ruang lingkup perkuliahan dan materi ajar 	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indikator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
							dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						<p>TKT : Menyusun ringkasan materi yang dipelajari dan memberi pengembangan materi melalui referensi lain</p> <p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar (3x60 menit)</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
2	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu menganalisis reaksi yang terjadi pada pencampuran larutan 	Reaksi dalam larutan	<i>Blended Learning</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan	<p>PD 150 menit</p> <p>TKT 10 menit</p> <p>TKM 10 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi perkuliahan (3x50 menit) <p>TKT : Menyusun ringkasan materi yang</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						<p>dipelajari dan memberi pengembangan materi melalui referensi lain (3x60 menit)</p> <p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
3	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu menjelaskan konsep perubahan wujud zat menjadi larutan dalam representasi kimia Mahasiswa mampu menganalisis jenis reaksi yang terbentuk 	Reaksi dalam larutan	<i>Blended Learning</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan (interaktif dan kolaboratif)	<p>PD 150 menit</p> <p>TKT 10 menit</p> <p>TKM 10 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi reaksi dalam larutan (menyajikan gambar reaksi dalam larutan dan melakukan analisis tentang bagaimana hubungan antara konsep dengan kejadian kejadian pada gambar) <p>saintifik, kontekstual, dan tematik</p> <p>TKT : Menyusun ringkasan materi yang dipelajari dan</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						memberi pengembangan materi	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						<p>melalui referensi lain (3x60 menit)</p> <p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
4-5	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu mengkaji dan menganalisis jumlah zat yang terlibat dalam reaksi dan menginterpretasi dalam satuan konsentrasi larutan (fraksi mol, molaritas, molalitas, normalitas) 	Konsentrasi larutan	<i>Luring</i>	nonrutin, tanya jawab, diskusi, Penugasan	<p>PD 4x50 menit</p> <p>TKT 20 menit</p> <p>TKM 20 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi perkuliahan <p>TKT : Menalisis masalah dengan sesama anggota kelompok, dan diselesaikan menggunakan latihan nonrutin</p> <p>Internalisasi, kolaboratif</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						TKM : Diberikan masalah konsentrasi larutan dalam satuan Fraksi mol, mahasiswa menganalisis, menyelesaikan masalah, menjelaskan kembali hasil yang telah diperoleh dalam bentuk kegiatan nonrutin, dan dikumpulkan sesuai waktu yang telah disepakati (efektif)	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
6-7	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu mengelompokkan jenis-jenis larutan ditinjau dari daya hantar listrik sehingga tergolong dalam elektrolit kuat, lemah, dan non elektrolit 	Larutan elektrolit dan nonelektrolit (Bahan Ajar berdasarkan pembelajaran nonrutin)	<i>luring</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan	<p>PD 145 menit</p> <p>TKT 10 menit</p> <p>TKM 15 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi perkuliahan (6x50 menit) <p>TKT : Menyusun ringkasan materi yang dipelajari dan memberi pengembangan materi melalui referensi</p> <p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indikator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						dengan materi ajar	
8	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu menjawab soal-soal tes terhadap materi yang sudah diajarkan minimal 85% 	Materi ajar dari pertemuan 1-7	Ujian tengah semester (UTS) secara <i>online</i>		<p>PD 3x50 menit</p> <p>TKT 3x60 menit</p> <p>TKM 3x60 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa menjawab soalsoal tes yang diujikan secara tertulis <p>TKT : Mahasiswa membahas soalsoal UTS yang diujikan dengan mempedomani bahan ajar</p> <p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar menit)</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
9	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu menganalisis sifat koligatif larutan 	Sifat koligatif larutan	<i>Luring</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan	PD 143 menit	PD : <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan 	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indikator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
					<p>TKT 12 menit</p> <p>TKM 15 menit</p>	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa membuktikan sifat koligatif larutan dengan memanfaatkan modul kimia larutan berbasis pembelajaran nonrutin untuk memahami konsep) <p>Efektif, berpusat pada mahasiswa</p> <p>TKT : Membuktikan sifat koligatif larutan melalui hukum Raoult dengan mengikuti prosedur latihan nonrutin bersama anggota kelompok lainnya. (Efektif, kolaboratif)</p> <p>TKM : Membaca dan meresume</p>	<ul style="list-style-type: none"> Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar.	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
10-11	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu mengkaji dan menganalisis sifat larutan asam basa ditinjau dari teori asam basa dan keterlibatan elektron dalam proses serah terima elektron 	<ul style="list-style-type: none"> Asam basa pH asam lemah, basa lemah, dan pH asam kuat basa kuat 	<i>Luring</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan	PD 150 menit TKT 10 menit	PD : <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi perkuliahan 	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
					TKM 10 menit	(6x50 menit) TKT : Menyusun ringkasan materi yang dipelajari dan memberi pengembangan materi melalui referensi lain (3x60 menit) TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar	• Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
12-13	<ul style="list-style-type: none"> Menjelaskan jenis-jenis dan prinsip penggunaan larutan penyangga Mahasiswa mampu menganalisis sifat larutan penyangga, pH larutan penyangga, dan peran larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup 	<ul style="list-style-type: none"> Sifat larutan penyangga pH larutan penyangga Peranan larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup 	<i>Luring</i>	tanya jawab, diskusi, latihan nonrutin	<p>PD 4x 50menit</p> <p>TKT 4 x10 menit</p> <p>TKM 4x10 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi perkuliahan <p>TKT : Melalui latihan non rutin</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						<p>mencari kata kunci yang dapat digunakan dalam menyelesaikan peran larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup.</p> <p>TKM : Disajikan permasalahan pH larutan penyangga mahasiswa menganalisis, mencari cara penyelesaian masalah, menyelesaikan masalah dan menjelaskan kembali hasil yang telah diperoleh dan dikumpulkan pada waktu sesuai kesepakatan. Internalisasi, efektif, dan saintifik.</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
14	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa sudah mampu memahami dan mengkaji konsep kelarutan dan hasil kali kelarutan 	<ul style="list-style-type: none"> Kelarutan dan hasil kali kelarutan (Ksp) Prediksi terbentuknya endapan Pengaruh penambahan ion senama 	<i>luring</i>	Scaffolding	<p>PD 150 menit</p> <p>TKT 10 menit</p> <p>TKM 10 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa mengelaborasi konsep Ksp <p>TKT : Diberikan data Ksp mahasiswa menghitung kelarutan tembaga (II) hidroksida Cu(OH)₂ Berpusat pada mahasiswa</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
						<p>pengembangan materi melalui referensi lain</p> <p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
15	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu mengkaji konsep sistem koloid secara fisika dan kimia dan menginterpretasikan dalam fenomena kimia berdasarkan tiga level representasi 	<ul style="list-style-type: none"> Pengertian koloid Sifat koloid Pembuatan koloid 	<i>Blended Learning</i>	Ceramah, tanya jawab, diskusi, Penugasan	<p>PD 2x50 menit</p> <p>TKT 10 menit</p> <p>TKM 10 menit</p>	<p>PD :</p> <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mendengar penjelasan tentang materi perkuliahan Mahasiswa berdiskusi tentang materi perkuliahan (3x50 menit) <p>TKT : Menyusun ringkasan materi yang dipelajari dan memberi pengembangan materi melalui referensi lain</p>	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%
						<p>TKM : Membaca referensi lain yang berkaitan dengan materi ajar</p>	

Pertemuan	Kemampuan Akhir yang diharapkan (Sub CPMK)	Bahan Kajian / Materi Perkuliahan	Bentuk Pembelajaran	Metode Pembelajaran	Alokasi waktu	Pengalaman Belajar mahasiswa	Penilaian (kriteria, indikator dan bobot)
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
16	<ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa mampu menjawab soal-soal tes terhadap materi yang telah dipelajari dari pertemuan 1-15 minimal 85% 	Materi ajar yang telah dipelajari dari pertemuan 1-15	Evaluasi Akhir Semester (UAS) secara <i>blended</i> (kombinasi <i>offline</i> dan <i>online</i>)	tes	PD 3x50 menit	PD : <ul style="list-style-type: none"> Mahasiswa menjawab soalsoal tes yang diujikan secara tertulis 	<ul style="list-style-type: none"> Bentuk penilaian tes tulis/lisan Kriteria dan indicator penilaian adalah ketepatan dan penguasaan Ketepatan menjelaskan pengertian materi yang ditanyakan Mampu menguasai materi yang dipelajari minimal 75%

F. REFERENSI

1. Wajib

Chang, R .2003. *Kimia Dasar Konsep-konsep inti edisi ke tiga jilid 1*. Erlangga Jakarta

Keenan, W, etc. 1990. *Ilmu Kimia Untuk Universitas, Jilid 1, Edisi keenam*. Erlangga : Jakarta

Silberberg, M S. 2010. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, Fifth Edition*. New York: McGraw-Hill.

Timberlake Karen C., Timberlake William. 2014. *Basic Chemistry, Fourth Edition*. New York. Pearson.

Achmad, H. 2001. *Kimia Larutan*. Citra aditya Bakti. Bandung

Mujakir, Muhammad Reza. 2022. Modul kimia larutan berdasarkan pembelajaran Non Rutin.

2. Pendukung

McMurry & Fay. 2012. *Chemistry, Sixth Edition*. New York: Pearson.

James, B E. & Jespersen, N D. 2011. *Chemistry The Molecular Nature of Matter, Sixth Edition*. New York: Willey.

James, B E. 1999. *Kimia Universitas Asas & Struktur, Edisi Kelima Jilid Satu*. Jakarta: Binarupa Aksara.

Mengetahui:

Ketua Prodi



Dr. Mujakir, M.Pd.Si.
NIP. 1977035 200912 1 004

Banda Aceh, 18 Februari 2022

Dosen Pengampu



Dr. Mujakir, M.Pd.Si.
NIP. 1977035 200912 1 004

Noted :

- PD : Pembelajaran Daring
- TKT : Tugas Kegiatan Terstruktur
- TKM : Tugas Kegiatan Mandiri

TUGAS/KEGIATAN TERSTRUKTUR

Nama Mata Kuliah : Kimia Larutan

Kode mata Kuliah : PKM17037

Semester/SKS : IV/3 SKS

1. Tujuan Tugas : mahasiswa diharapkan mampu menganalisis jumlah zat yang terlibat dalam reaksi dan menginterpretasi dalam satuan konsentrasi larutan (fraksi mol, molaritas, molalitas, normalitas)
 - a. Obyek garapan : konsentrasi larutan
 - b. Yang harus dikerjakan dan batasan-batasan : konsentrasi larutan (fraksi mol, molaritas, molalitas, normalitas)
 - c. Metode/ cara pengerjaan, acuan yang digunakan : menggunakan referensi buku kimia larutan dan dikerjakan secara kelompok
 - d. Deskripsi luaran tugas yang dihasilkan/dikerjakan : *paper* presentasi, referensi dan slide *powerpoint*
2. Uraian Tugas :
 - b. Obyek garapan : Materi perkuliahan yang terdapat di RPS
 - c. Yang harus dikerjakan dan batasan-batasan : membuat ringkasan materi, mengerjakan latihan soal, dan menyelesaikan kasus
 - d. Metode/ cara pengerjaan, acuan yang digunakan : melakukan analisis konten terhadap keterkaitan materi ajar yang dipelajari dengan dunia pendidikan kimia, mengerjakan latihan soal sesuai alur dan persamaan yang diberikan h. Deskripsi luaran tugas yang dihasilkan/dikerjakan : *paper* presentasi, referensi dan slide *powerpoint*
3. Kriteria Penilaian:

- a. Ketepatan waktu penyerahan 30%
- b. Kesempurnaan substansi 60%
- c. Desain 10%

Mengetahui:

Ketua Prodi



Dr. Mujakir, M.Pd.Si.
NIP. 1977035 200912 1 004

Banda Aceh, 18 Februari 2022

Dosen Pengampu



Dr. Mujakir, M.Pd. Si
NIP. 1977035 200912 1 004

TUGAS MANDIRI

Nama Mata Kuliah : Kimia Larutan

Kode mata Kuliah : PKM17037

Semester/SKS : IV/3 SKS

CAPAIAN PEMBELAJARAN MATA KULIAH (CPMK)

1. Mampu melakukan simulasi atas materi yang diperoleh (M1);
2. Mampu mengaplikasikan teori-teori konsep kimia larutan dalam kehidupan sehari-hari (M2);
3. Mampu merancang atau merencanakan simulasi dalam mengaplikasikan teori konsep kimia larutan yang dipelajari (M3);
4. Mampu memahami dan menggunakan dengan tepat teori konsep kimia larutan yang sesuai dengan kasus yang dihadapi, sehingga menghasilkan kesimpulan yang terbaik, yang berguna dalam pengambilan keputusan (M4).

Jenis Tugas

- Pengayaan/remedial mata kuliah secara mandiri: dapat berupa membaca referensi tambahan mata kuliah atau observasi mandiri dengan tujuan pemenuhan secara maksimal capaian pembelajaran mata kuliah (CPMK).
- Mampu merencanakan, melaksanakan, dan mengevaluasi pembelajaran dengan pendekatan pembelajaran siswa aktif, yang memanfaatkan potensi lingkungan setempat sesuai dengan standar proses dan mutu yang ditetapkan;
- Mampu memanfaatkan teknologi informasi baik secara mandiri maupun bekerja sama untuk pembelajaran.

Jenis Tugas

- Mengerjakan soal-soal latihan yang ada di buku Kimia Larutan

Mengetahui:

Ketua Prodi



Dr. Mujakir, M.Pd.Si.
NIP. 1977035 200912 1 004

Banda Aceh, 18 Februari 2022

Dosen Pengampu

Dr. Mujakir, M.Pd. Si
NIP. 1977035 200912 1 004

FORMAT PENILAIAN SIKAP, PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN

A. PENILAIAN SIKAP (RUBRIK)

Predikat	Skor Angka	Deskripsi Perilaku
		Menunjukkan sikap religious dalam proses pembelajaran
		Menunjukkan sikap jujur dalam proses pembelajaran
		Menunjukkan sikap disiplin dalam proses pembelajaran
		Menunjukkan sikap bertanggungjawab terhadap tugas yang diberikan dalam proses pembelajaran

Keterangan :

- **Predikat**

Diisi dengan deskripsi tingkatan nilai, dengan jumlah tingkat yang kerinciannya sesuai dengan yang dikehendaki.

- **Skor Angka**

Diisi dengan rentang angka yang sesuai dengan tingkat nilai pada kolom jenjang.

B. KRITERIA PENILAIAN PENGETAHUAN

Skor (% Pencapaian)	Nilai	Predikat	Nilai Bobot
86 – 100	A	Sangat Baik	4
72 – 85	B	Baik	3
60 – 71	C	Cukup	2
50 – 59	D	Kurang	1
0 – 49	E	Gagal	0

C. KRITERIA PENILAIAN KETERAMPILAN

Skor (% Pencapaian)	Nilai	Predikat	Nilai Bobot
86 – 100	A	Sangat Baik	4
72 – 85	B	Baik	3
60 – 71	C	Cukup	2
50 – 59	D	Kurang	1
0 – 49	E	Gagal	0

Mengetahui:

Ketua Prodi



Dr. Mujakir, M.Pd.Si.
NIP. 1977035 200912 1 004

Banda Aceh, 18 Maret 2021

Dosen Pengampu

Dr. Mujakir, S.Pd., M.Pd.Si
NIP. 197703052009121004

Modul Kimia Larutan Berbasis Pembelajaran Non Rutin



**Dr. Mujakir, M.Pd.Si
Muhammad Reza, M.Si**

**PROGRAM STUDI PENDIDIKAN KIMIA
FAKULTAS TARBIYAH DAN KEGURUAN
UIN AR-RANIRY BANDA ACEH 2023**

MODUL
KIMIA LARUTAN BERBASIS PEMBELAJARAN NON RUTIN

Dr. Mujakir. M.Pd.Si

Muhammad Reza, M.Si

Prodi Pendidikan Kimia
Fakultas Tarbiyah dan Keguruan
UIN AR-Ranirry Banda Aceh

2023

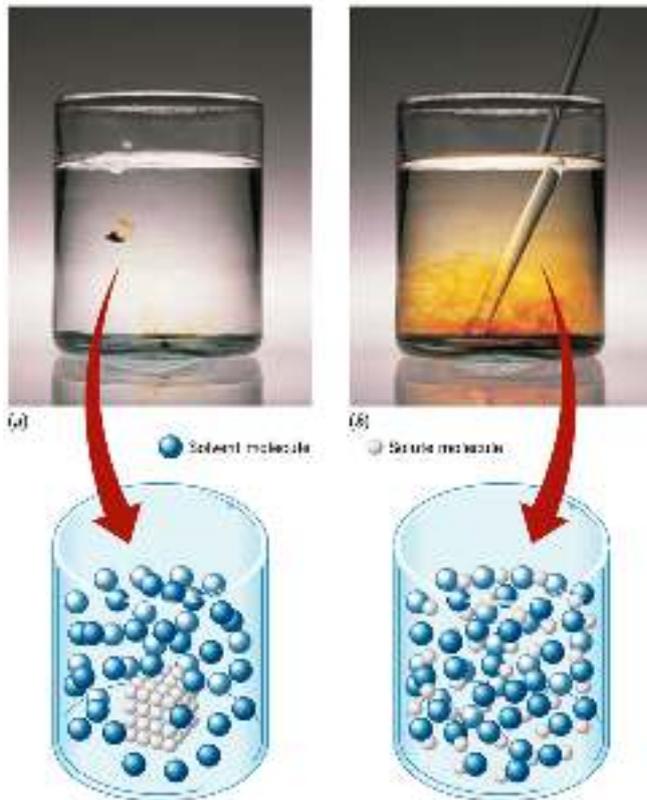
BAB I REAKSI DALAM LARUTAN

Air merupakan ciptaan Tuhan yang paling menakjubkan. Meskipun hanya tersusun oleh tiga atom (yaitu 2 atom hidrogen dan 1 atom oksigen), air adalah senyawa paling banyak ditemukan di bumi. Air dapat melarutkan begitu banyak senyawa lain dan berperan besar untuk proses evolusi di alam. Fakta menarik lainnya dari air bahwa tubuh manusia tersusun dari kurang lebih 60% air, maka air menjadi komponen utama dari cairan yang terdapat dalam sel-sel, yang dapat digunakan untuk mengangkut nutrisi ke seluruh tubuh melalui sistem peredaran darah.

Sifat yang membedakan air dengan cairan lainnya adalah kemampuannya untuk melarutkan banyak senyawa ionik, memungkinkan partikelnya bercampur pada tingkat molekuler sehingga dapat bereaksi dengan mudah. Dalam bab ini, kita akan belajar apa yang akan terjadi saat senyawa ionik dilarutkan dalam air, reaksi kimia dan produk yang dihasilkan dari reaksi tersebut.

1.1 Apa itu larutan?

Larutan adalah campuran homogen di mana ion dan molekul bercampur secara bebas (Gambar 1). Ketika larutan terbentuk, sekurang-kurangnya ada dua zat yang terlibat, salah satunya adalah pelarut (*solven*) dan lainnya zat terlarut (*solute*). Pelarut merupakan medium di mana zat terlarut bercampur atau larut. Karena pada bab ini kita akan lebih fokus membahas larutan (aqueous), maka pelarut yang digunakan adalah air.



Gambar 1. (a) Kristal iodin, I_2 , ketika dicampurkan ke dalam air dan mulai larut membentuk campuran berwarna coklat kemerahan; (b) pengadukan campuran membantu molekul iodin untuk larut lebih cepat di dalam pelarut dan antara pelarut dan zat terlarut sudah saling tercampur secara bebas.

Zat terlarut adalah zat yang dapat larut dalam pelarut. Zat ini bisa berbentuk padat, cair dan gas. Untuk **zat terlarut cair**, contohnya air lemon yang dilarutkan ke dalam air untuk membuat minuman rasa lemon. Untuk **zat padat**, contohnya adalah serbuk gula yang dilarutkan ke dalam air, sedangkan **untuk gas** bisa diamati pada minuman bersoda.



(a)



(b)



(c)

Gambar 2. (a) zat terlarut cair dalam air; (b) zat terlarut soda dalam air, (c) zat terlarut padat dalam air

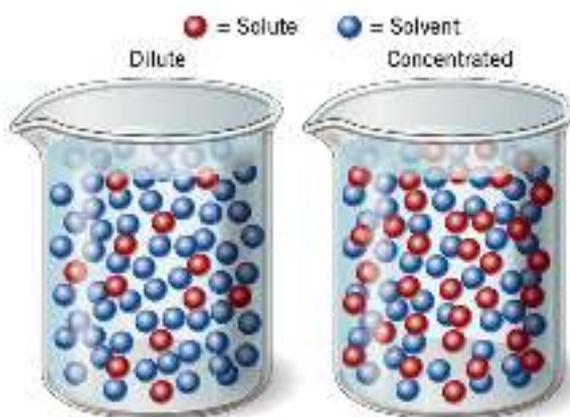
Untuk mendeskripsikan komposisi dari suatu larutan, kita bisa gunakan **konsentrasi**. Konsentrasi ini menyatakan jumlah yang eksak (pasti) dari suatu zat yang terlarut dalam suatu

larutan. Contohnya konsentrasi dalam bentuk persen, larutan NaCl 3%, artinya terdapat 3 gram NaCl tiap 100 g larutan NaCl. Selain itu, kamu juga pasti sering menemukan contoh lain seperti yang tertulis pada botol alkohol 70%.



Gambar 3. Alkohol 70%, artinya dalam 1 liter alkohol terdapat 700 mL alkohol.

Namun, jumlah dari zat terlarut tidak selalu dinyatakan dalam konsentrasi, tetapi bisa juga dinyatakan dalam jumlah relatif. Misalnya **larutan encer**, perbandingan jumlah zat terlarut terhadap pelarut kecil, seperti melarutkan seujung sendok garam ke dalam gelas yang berisi air. Sebaliknya, untuk **larutan pekat**, perbandingan jumlah zat terlarut terhadap pelarutnya lebih besar dari larutan encer (Gambar 4), seperti melarutkan 10 sendok gula ke dalam gelas yang berisi air.

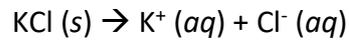


Gambar 4. Larutan encer (kiri) dan pekat (kanan). Larutan encer mengandung zat terlarut lebih sedikit dari pada larutan pekat. (**Catatan:** total unit volume kedua larutan sama)

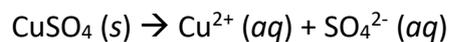
1.2 Reaksi Disosiasi

Disosiasi adalah proses penguraian senyawa ionik menjadi ion-ion. Ketika suatu senyawa ionik dilarutkan ke dalam air, ion-ionnya saling terpisah yang dikelilingi oleh molekul pelarut (Gambar 5). Cara mudah untuk mendeskripsikan disosiasi (penguraian) dari

senyawa ionik adalah dengan menuliskan persamaan reaksi kimianya. Maka, untuk menjelaskan disosiasi kalium klorida dalam air, kita bisa tulis:



Kita menggunakan symbol (*aq*) pada partikel bermuatan untuk menggambarkan bahwa partikel tersebut telah mengalami hidrasi (dikelilingi oleh molekul air sebagai pelarut). Dengan menulis rumus dari ion secara terpisah, itu berarti ion-ion tersebut tidak saling terikat (bebas) di dalam larutan. Ion poliatomik umumnya tetap utuh saat mengalami disosiasi. Contohnya saat tembaga(II) sulfat dilarutkan ke dalam air, maka yang terbentuk adalah ion Cu^{2+} dan SO_4^{2-} sesuai persamaan di bawah ini:

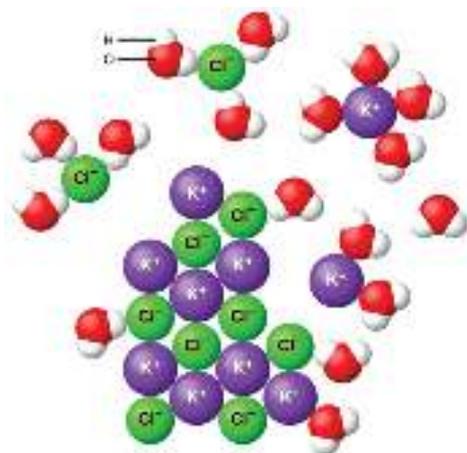


Untuk menuliskan persamaan disosiasi yang mengandung ion poliatomik, kita harus sudah paham nama dan rumus ion poliatomik seperti yang tertera dalam Tabel 1.

Tabel 1. Rumus dan Nama Ion Poliatomik

No	Ion	Nama
1	NH_4^+	Ion amonium
2	H_3O^+	Ion hidronium
3	OH^-	Ion hidroksida
4	CN^-	Ion sianida
5	NO_2^-	Ion nitrit
6	NO_3^-	Ion nitrat
7	ClO^- atau OCl^-	Ion hipoklorit
8	ClO_2^-	Ion klorit
9	ClO_3^-	Ion klorat
10	ClO_4^-	Ion perklorat
11	MnO_4^-	Ion permanganat
12	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ atau CH_3COO^-	Ion asetat

13	$C_2O_4^{2-}$	Ion oksalat
14	CO_3^{2-}	Ion karbonat
15	HCO_3^-	Ion hidrogen karbonat (ion bikarbonat)
16	SO_3^{2-}	Ion sulfit
17	HSO_3^-	Ion hidrogen sulfit (ion bisulfit)
18	SO_4^{2-}	Ion sulfat
19	HSO_4^-	Ion hidrogen sulfat (ion bisulfat)
20	SCN^-	Ion tiosianat
21	$S_2O_3^{2-}$	Ion tiosulfat
22	CrO_4^{2-}	Ion kromat
23	$Cr_2O_7^{2-}$	Ion dikromat
24	PO_4^{3-}	Ion posfat
25	HPO_4^{2-}	Ion monohidrogen posfat
26	$H_2PO_4^-$	Ion dihidrogen posfat



Gambar 5. Disosiasi senyawa ionic, KCl, di dalam air. Ion-ionnya lepas dari bentuk padat (kristal) menjadi ion-ion bebas yang kelilingi oleh molekul air, sehingga ion-ion ini bisa dikatakan mengalami hidrasi.

Latihan Nonrutin

Ammonium sulfat digunakan sebagai pupuk untuk meningkatkan kadar nitrogen dalam pertanian. Jika wadah tanaman yang sudah diberi pupuk disiram dengan air, tuliskan persamaan disosiasi senyawa tersebut dalam air.

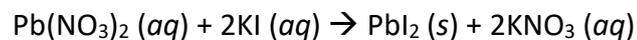
Analisis: permasalahan di atas membutuhkan 2 tahap penyelesaian. Pertama, kita harus bisa menuliskan rumus senyawa yang tepat untuk ammonium sulfat. Sehingga kita bisa lanjut membuat persamaan reaksi disosiasinya.

Jawaban: dalam kasus ini, kation NH_4^+ (ion ammonium) dan anion SO_4^{2-} (ion sulfat). Rumus yang tepat dari senyawa ini adalah $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, yang berarti dua NH_4^+ untuk tiap ion SO_4^{2-} . Sehingga persamaan reaksi disosiasinya dapat kita tulis:

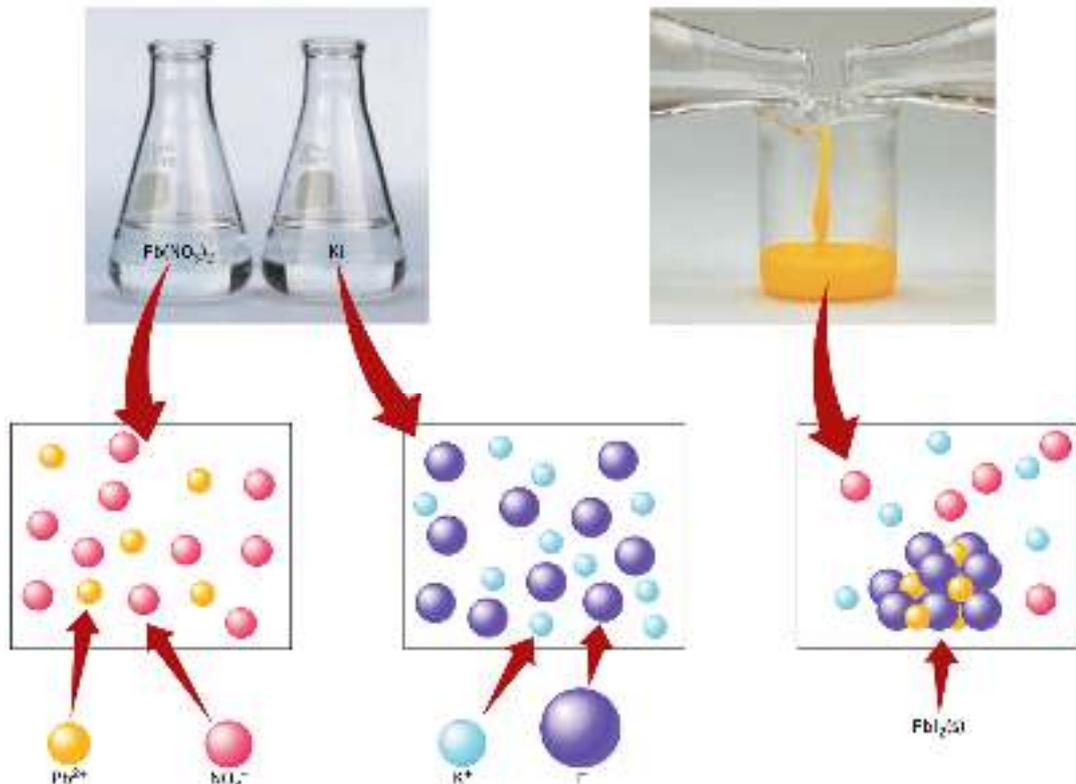


1.3 Persamaan Reaksi Ion

Umumnya larutan dari senyawa-senyawa ionik akan saling bereaksi ketika dicampurkan. Contohnya, larutan timbal(II) nitrat, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, dan kalium iodide, KI, dicampurkan, akan terbentuk endapan kuning cerah dari timbal(II) iodida, PbI_2 (Gambar 6). Persamaan kimia untuk reaksi tersebut adalah sebagai berikut.

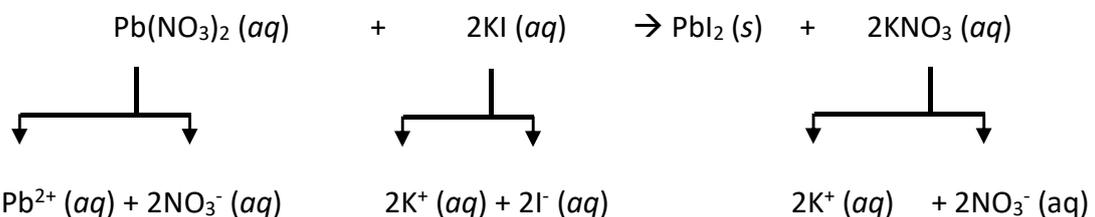


Berdasarkan reaksi di atas, kita mendapatkan senyawa PbI_2 yang tidak larut yang ditandai dengan symbol (s). Reaksi tersebut disebut **reaksi molekuler** karena semua rumus senyawa ditulis utuh tanpa ion (molekul netral). Perlu dicatat bahwa, reaksi ini sudah stoikiometrik, artinya dengan perbandingan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 : \text{KI} = 1 : 2$ hanya akan menghasilkan larutan KNO_3 .



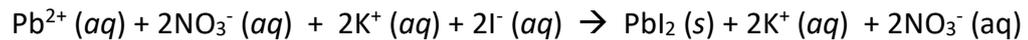
Gambar 6. Reaksi antara $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dengan KI . Dalam gelas kimia (kanan), kita dapat mengamati ketika ion-ion dari kedua larutan digabungkan, maka segera terjadi reaksi penggabungan ion Pb^{2+} dengan ion I^- untuk membentuk padatan berwarna kuning, PbI_2 . Reaksi ini berlangsung dengan cepat, di mana saat $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dan KI bercampur dengan perbandingan mol 1:2.

Reaksi molekuler di bawah ini dapat kita ubah menjadi persamaan reaksi ion. Caranya dengan mengubah bentuk molekul netralnya menjadi ion-ion hasil disosiasi.

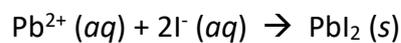


Perhatikan bahwa kita tidak menuliskan bentuk ion-ion dari senyawa PbI_2 . Hal ini dikarenakan PbI_2 memiliki kelarutan yang rendah dalam air; bahkan tidak larut. Ketika ion Pb^{2+} dan I^- bergabung di dalam larutan, terbentuk PbI_2 yang tidak larut dan terpisah sebagai endapan. Oleh karena itu, di akhir reaksi kedua ion ini tidak bisa bergerak bebas lagi karena telah membentuk zat yang tidak larut.

Dari reaksi ion ini juga, kita bisa mengetahui bahwa ion K^+ dan NO_3^- tidak mengalami perubahan, karena ada di awal reaksi dan di akhir reaksi. Ion-ion yang tidak terlibat dalam suatu reaksi disebut **ion penonton**. Maka, untuk memperjelas reaksi yang sebenarnya terjadi, kita dapat menuliskan **persamaan ion bersih** (*net ionic equation*), yang diperoleh dengan mengeliminasi ion penonton dari reaksi ion.



Sehingga yang tersisa dalam persamaan ion bersih,



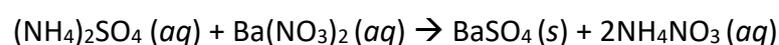
Latihan Nonrutin

Tuliskan persamaan reaksi molekuler, ion, dan ion bersih untuk reaksi antara larutan ammonium sulfat dengan barium nitrat, yang menghasilkan endapan putih barium sulfat dan larutan ammonium nitrat.

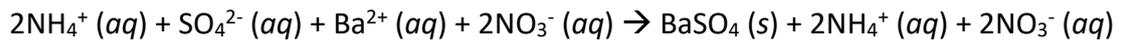
Analisis: sebelum menuliskan persamaan reaksi, kita terlebih dulu harus bisa menulis rumus yang tepat untuk semua senyawa yang terlibat dalam reaksi. Dari pernyataan soal, kita tahu bahwa ion yang terlibat adalah ammonium (NH_4^+), sulfat (SO_4^{2-}), barium (Ba^{2+}), dan nitrat (NO_3^-). Sehingga rumus kimia untuk senyawa ammonium sulfat, barium nitrat, barium sulfat dan ammonium nitrat berturut-turut adalah $(NH_4)_2SO_4$, $Ba(NO_3)_2$, $BaSO_4$, dan NH_4NO_3 .

Jawaban:

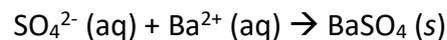
Persamaan reaksi molekuler yang setara dapat ditulis sebagai berikut.



Dari persamaan molekuler di atas, maka **persamaan reaksi ionnya** dapat ditulis:



Untuk dapat menulis reaksi ion dengan tepat, kita harus mengetahui muatan dari tiap ion yang menyusun tiap senyawa. Dari reaksi ion di atas, terlihat bahwa ion NH_4^+ dan NO_3^- tidak mengalami perubahan, maka disebut sebagai ion penonton. Sehingga untuk menulis persamaan ion bersih, kita perlu mengeliminasi kedua ion tersebut dari persamaan ion. Persamaan ion bersihnya dapat kita tulis seperti di bawah ini.



1.4 Reaksi Metatesis (Reaksi Pergantian Ganda)

Reaksi metatesis adalah reaksi yang melibatkan pertukaran kation dan anion dalam suatu reaksi kimia. Akibat pertukaran kation dan anion sekaligus, maka reaksi ini juga disebut reaksi bertukaran ganda. Misalnya pada reaksi antara $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dengan KI untuk membentuk PbI_2 dan KNO_3 , ion I^- mengganti NO_3^- dalam senyawa $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, dan NO_3^- mengganti I^- dalam senyawa KNO_3 . Reaksi metatesis yang menghasilkan endapan disebut **reaksi pengendapan**.

Senyawa tembaga(II) nitrat dan kalium iodide dapat bereaksi karena salah satu produknya tidak dapat larut. Maksudnya “bereaksi” di sini adalah jika dalam reaksi semua ionnya menjadi ion spectator, maka tidak ada reaksi ion bersih. Untuk memprediksi kelarutan suatu senyawa yang dihasilkan dalam reaksi ion, kita bisa menggunakan aturan kelarutan beberapa senyawa ion.

Senyawa yang mudah larut

1. Semua senyawa dari logam alkali (golongan IA) dapat larut.
2. Semua garam yang mengandung NH_4^+ , NO_3^- , ClO_4^- , ClO_3^- , dan $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ dapat larut.
3. Semua ion Cl^- , Br^- , atau I^- dapat larut, kecuali jika bergabung dengan Ag^+ , Pb^{2+} , dan Hg_2^{2+} .
4. Semua sulfat (garam yang mengandung ion SO_4^{2-}) dapat larut, kecuali jika bergabung dengan Pb^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Hg_2^{2+} , dan Ba^{2+} .

Senyawa yang tidak larut

5. Semua logam hidroksida (senyawa ionik yang mengandung OH^-) dan oksida logam (senyawa ionik yang mengandung O^{2-}) tidak dapat larut kecuali yang bergabung dengan logam golongan IA dan Ca^{2+} , Sr^{2+} dan Ba^{2+} .
6. Semua garam yang mengandung PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , dan S^{2-} tidak dapat larut, kecuali yang bergabung dengan logam golongan IA dan ion NH_4^+ .

Berdasarkan aturan di atas, misalnya hasil suatu reaksi metatesis diperoleh senyawa Na_3PO_4 , maka senyawa ini dapat larut (aturan 1). Dari aturan 1 yang menyebutkan bahwa semua senyawa yang mengandung ion dari logam IA (dalam hal ini Na^+ berasal dari logam golongan IA), maka kesimpulannya senyawa ini dapat larut. Lalu, pada aturan 6 juga bisa menguatkan bahwa semua ion PO_4^{3-} dapat larut jika bergabung dengan ion dari logam golongan IA. Sehingga dalam penulisan reaksi kimia, fase untuk senyawa Na_3PO_4 bisa dituliskan dengan simbol (*aq*) yang berarti fase larutan atau larut. Contoh lain misalnya pembentukan senyawa CaCO_3 . Berdasarkan aturan 6, semua garam yang mengandung ion CO_3^{2-} tidak dapat larut, kecuali jika bergabung dengan logam golongan IA dan NH_4^+ . Namun, dalam senyawa ini, CO_3^{2-} bergabung dengan Ca dari kelompok logam IIA. Maka, senyawa CaCO_3 ini tidak dapat larut. Sehingga dalam penulisan fase reaksi kimia, kita dapat menulis simbol (*s*) yang berarti tidak larut.

Latihan Nonrutin

Perkirakan produk yang akan dihasilkan dari reaksi antara $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dengan $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Tuliskan reaksi molekuler lengkap dengan fasenya.

Analisis

Untuk menyelesaikan masalah ini, kita perlu menggunakan beberapa aturan, yaitu (1) aturan untuk menulis rumus kimia garam dari ion-ion pembentuknya; (2) aturan menulis reaksi ion dan ion bersih; dan (3) aturan kelarutan.

Penyelesaian

Peraksi dalam reaksi ini adalah $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dan $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ yang berturut-turut mengandung ion Pb^{2+} dan NO_3^- , dan Fe^{3+} dan SO_4^{2-} . Untuk menuliskan rumus kimia dari produk, kita harus menukar anion dari kedua pereaksi tersebut. Ion NO_3^- menukar ion SO_4^{2-} dalam senyawa besi, begitupun sebaliknya. Sehingga **reaksi molekulernya** dapat ditulis:



Untuk melengkapi fase dari tiap senyawa, kita harus mempertimbangkan aturan kelarutan. Semua senyawa yang mengandung NO_3^- dapat larut (aturan 2), maka $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dapat larut. Sama halnya dengan produk $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ yang dapat larut karena mengandung NO_3^- . Lalu semua senyawa yang mengandung SO_4^{2-} dapat larut kecuali jika bergabung dengan Pb^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Hg_2^{2+} , dan Ba^{2+} (aturan 4). Untuk senyawa pereaksi, SO_4^{2-} bergabung dengan Fe, maka senyawa ini dapat larut. Sebaliknya PbSO_4 tidak dapat larut, karena sulfat bergabung dengan Pb^{2+} . Untuk senyawa yang dapat larut, kita beri symbol fase (*aq*), sedangkan yang tidak larut adalah (*s*). Jika reaksi molekuler ditulis ulang, maka menjadi:



JENIS JENIS PEREKASI DALAM KIMIA LARUTAN

PENGERTIAN PEREAKSI

Pereaksi adalah suatu zat yang digunakan sebagai pereaksi atau sebagai unsur pokok dari larutan, indikator adalah pereaksi yang digunakan untuk menyatakan titik akhir suatu reaksi kimia, untuk mengukur kadar ion Hidrogen (pH) atau untuk menyatakan bahwa perubahan pH sudah terjadi. Ini terdapat dalam daftar indikator dan kertas uji. Larutan dapar seperti yang tertera pada larutan dapar (Dirjen POM, 1995).

A. LARUTAN PEREAKSI

Larutan pereaksi disingkat LP adalah larutan dari pereaksi dalam pelarut dan kadar tertentu yang sesuai untuk penggunaan tertentu. Air jika dalam uji untuk pereaksi atau dalam petunjuk pembuatan larutan uji dan sebagainya digunakan air tanpa kualifikasi khusus selalu menggunakan Air Murni seperti yang tertera pada monografi Farmakope Indonesia IV. Seperti dinyatakan dalam ketentuan umum, daftar pereaksi, indikator dan larutan dalam farmakope

tidak termasuk zat yang mempunyai kegunaan terapi, sehingga di dalam farmakope dinyatakan dengan pereaksi atau mutu pereaksi (Ditjen POM, 1995).

Larutan baku primer berfungsi untuk membakukan atau untuk memastikan konsentrasi larutan tertentu, yaitu larutan atau pereaksi yang ketepatan/kepastian konsentrasinya sukar diperoleh melalui pembuatannya secara langsung. Larutan yang sukar dibuat secara kuantitatif ini selanjutnya dapat berfungsi sebagai larutan baku (disebut larutan baku sekunder) setelah dibakukan jika larutan tersebut bersifat stabil sehingga dapat digunakan untuk menetapkan konsentrasi larutan lain atau kadar suatu cuplikan. Larutan baku primer harus dibuat seteliti dan setepat mungkin (secara kuantitatif). Zat yang dapat digunakan sebagai zat baku primer harus memenuhi persyaratan seperti berikut:

- a. Kemurniannya tinggi (pengotornya tidak melebihi 0,02%)
- b. Stabil (tidak menyerap H_2O dan CO_2 ; tidak bereaksi dengan udara; tidak mudah menguap; tidak terurai; mudah dan tidak berubah pada pengeringan). Zat yang stabil berarti memiliki rumus kimia yang pasti dan akan memudahkan penimbangan
- c. Memiliki bobot molekul (BM; Mr) atau bobot ekuivalen (BE) tinggi
- d. Larutannya bersifat stabil

Disamping larutan baku primer, dikenal juga larutan baku sekunder. Larutan ini kebakuannya (kepastian molaritasnya) ditetapkan langsung terhadap larutan baku primer. Jika suatu larutan baku sekunder bersifat stabil dan dikemas/disimpan dengan benar, larutan ini dapat berfungsi sebagai larutan baku dan langsung dapat digunakan tanpa harus dibakukan lagi.

B. MACAM –MACAM PEREAKSI DALAM KIMIA LARUTAN

1. Pereaksi Marquis

Pereaksi Marquis sangat umum dalam analisa kualitatif. Pereaksi ini adalah perpaduan antara Asam Sulfat Pekat dengan Formalin (Cair). Analisanya ditandai dengan terbentuknya warna Ungu atau Violet yang menyerupai cincin berada ditengah-tengah antara kedua larutan tersebut. Reaksi ini dapat dikategorikan sebagai reaksi umum beberapa golongan yang mempunyai hasil yang sangat spesifik namun masih membutuhkan dukungan dari reaksi yang lain untuk mendapat hasil analisa yang lebih akurat. Cara membuat pereaksi Marquis adalah sebagai berikut :

- a. Larutkan sejumlah sampel dengan Asam Sulfat Peekat di dalam tabung reaksi.
- b. Lalu tambahkan Formalin / Formaldehid (sama banyaknya dengan H_2SO_4) secara perlahan melalui dinding tabung reaksi.
- c. Tunggu beberapa saat, lalu amati perubahan warna yang terjadi tepat diantara kedua larutan tersebut.

2. **Pereaksi Molisch**

Pereaksi Molisch digunakan dalam uji Molisch (Molisch berasal dari nama ahli botani Austria, yaitu Hans Molisch) ialah suatu uji kimia yang sensitif untuk mengetahui adanya karbohidrat, berdasarkan pada dehidrasi karbohidrat oleh asam sulfat untuk menghasilkan aldehyd, yang berkondensasi dengan dua molekul fenol (biasanya alfa-naftol, meskipun fenol lain (misalnya resorsinol, timol) juga memberikan hasil berwarna), yang menghasilkan suatu senyawa berwarna merah atau ungu.

Semua karbohidrat-monosakarida, disakarida, dan polisakarida akan memberikan reaksi positif, dan asam nukleat dan glikoprotein juga memberikan reaksi positif, karena semua senyawa tersebut akhirnya terhidrolisis menjadi monosakarida oleh asam mineral kuat. Pentose kemudian terhidrasi menjadi furfural, sedangkan heksosaterhidrasi menjadi 5-hidroksi-metilfurfural. Salah satu dari aldehyda ini, jika ada, akan berkondensasi dengan dua molekul naftol untuk membentuk produk berwarna ungu.

3. **Pereaksi Luff**

Pereaksi Luff Schoorl adalah pereaksi untuk uji kuantitatif karbohidrat. Yang hanya bereaksi dengan gula pereduksi atau monosakarida. Jadi, jika yang disakarida dan polisakarida itu di inversi dulu oleh panas dan asam agar membentuk monosakarida. Untuk disakarida pake asam sulfat 4 N dan dipanaskan 70 derajat celsius selama 1 jam. Untuk polisakarida pake asam sulfat 4 N dan dipanaskan 100 derajat celsius selama 3 Jam.

4. **Pereaksi Barfoed**

Pereaksi barfoed merupakan pereaksi yang bersifat asam lemah dan hanya dapat direduksi oleh monosakarida dan disakarida meskipun terdapat perbedaan kecepatan mereduksi diantara keduanya.

5. Perekasi Mayer

Perekasi meyer mengandung kalium iodida dan merkuri klorida. Ketika sampel ditambah perekasi meyer maka akan timbul endapan kuning atau larutan kuning bening lalu ditambah alkohol endapannya larut. Tidak semua alkaloid mengendap dengan reaksi mayer. Pengendapan yang terjadi akibat reaksi mayer bergantung pada rumus bangun alkaloidnya.

Dilarutkan 1,358 g merkuri (II) klorida dengan 60 ml akuades (larutan A). Dilarutkan 5 g kalium iodida dengan 10 ml akuades (larutan B). Dituangkan larutan A ke dalam larutan B, diencerkan dengan aquades sampai volume larutan menjadi 100 ml.

6. Perekasi Burchardat

Dilarutkan sedikit demi sedikit sebanyak 4 g kalium iodida ke dalam akuades hingga larut kemudian ke dalam larutan dilarutkan sedikit demi sedikit 2 g iodium hingga larut. Dicukupkan volume larutan hingga 100 ml.

7. Perekasi Nesler

Dinamakan sesuai dengan penemunya, yaitu Julius Nessler, suatu larutan alkali dari K_2HgI_4 yang disebut reagen Nessler. Larutan pucat ini menjadi kuning gelap dengan adanya ammonia. Pada konsentrasi lebih tinggi, dapat membentuk endapan coklat. Kepekaan seperti uji noda adalah sekitar $0,3 \mu\text{g NH}_3$ dalam $2 \mu\text{L}$.

8. Perekasi Asam Pikrat

Asam pikrat adalah senyawa kimia secara yang secara resmi disebut 2,4,6-trinitrofenol (TNP). Kristal padat berwarna kuning ini adalah salah satu fenol yang paling asam dan *vinyllogous* untuk asam nitrat. Seperti senyawa yang sangat ternitrasi lainnya seperti TNT, asam pikrat adalah bahan peledak. Namanya berasal dari Yunani (*pik 'ros*), yang berarti "pahit", yang mencerminkan rasa pahit. Penggunaan utamanya kini telah usang, adalah sebagai bahan peledak. Zat ini juga telah digunakan dalam pengobatan (antiseptik, pengobatan luka bakar), pewarna, dan sebagai bahan kimia.

9. Perekasi DAB HCL

DAB HCL adalah salah satu larutan penting yang sering digunakan dalam identifikasi zat golongan Sulfa. Seperti *Sulfadiazin*, Sulfamerazin, Sulfacetamid, Sulfanilamid, Sulfmetazin, dan Sulfaguanidin.

10. Pereaksi Fehling A Dan Fehling B

Pereaksi Fehling merupakan reagen yang digunakan dalam uji senyawa karbohidrat. Pereaksi ini memiliki kandungan senyawa kimia yang dapat tereduksi bila di reaksikan dengan senyawa karbohidrat tersebut. Seperti yang kita ketahui bahwa di dalam karbohidrat terdapat beberapa gugus fungsi seperti aldehyd, hidroksi ataupun keton. Gugus-gugus yang dimiliki oleh karbohidrat tersebut nantinya akan menentukan hasil dari uji karbohidrat itu sendiri.

11. Pereaksi Lugol

Iodium Lugol, juga dikenal sebagai larutan Lugol, pertama kali dibuat pada tahun 1829, adalah suatu larutan dari unsur iodium dan kalium iodida dalam air, dinamakan sesuai dengan dokter Perancis J.G.A. Lugol. Larutan iodium Lugol sering digunakan sebagai antiseptik dan desinfektan, untuk desinfeksi darurat air minum, dan sebagai reagen untuk melacak pati dalam uji rutin laboratorium dan medis. Penggunaan tersebut mungkin karena larutan ini merupakan sumber dari unsur iodium bebas yang efektif, yang mudah dihasilkan dari ekuilibriasi antara molekul-molekul unsur iodium dan ion triiodida dalam larutan tersebut.

12. Pereaksi Lieberman Burchard

Reaksi *Liebermann Burchard* dapat digunakan untuk menentukan kolesterol secara kuantitatif. Karena reaksi larutan kolesterol dalam kloroform bila ditambah anhidrida asam asetat dan asam sulfat pekat, maka larutan tersebut mula-mula akan berwarna merah kemudian biru dan hijau. Warna hijau yang terjadi ini sebanding dengan konsentrasi kolesterol. Karenanya reaksi *Liebermann Burchard* dapat digunakan untuk menentukan kolesterol secara kuantitatif. Dari perubahan warna tersebut kita dapat menentukan konsentrasi kolesterol karena warna hijau yang terjadi sebanding dengan konsentrasi kolesterol dalam bahan

13. Pereaksi Biuret

Larutan Benedict ditemukan oleh ahli kimia Amerika, Stanley Rossiter Benedict. Larutan Benedict digunakan untuk menguji keberadaan gula pereduksi dalam suatu sampel. Prinsip pengujiannya sama dengan uji menggunakan larutan Fehling. Gula pereduksi yang dapat diuji berupa monosakarida, disakarida kecuali sukrosa. Larutan Benedict akan menguji keberadaan gugus aldehida dan keton pada gula aldosa dan ketosa. Larutan Benedict mengandung sodium sitrat, natrium karbonat anhidrat, dan tembaga sulfat. $7H_2O$ dan semua garam tersebut dilarutkan dalam air. Terdapat perbedaan dengan larutan Fehling yang berkerja pada basa kuat karena mengandung kalium hidroksida, sedangkan dalam larutan Benedict hanya terdapat natrium karbonat sehingga tidak terlalu basa. Hasil positif yang ditunjukkan dari uji ini adalah terbentuk endapan berwarna merah bata yang tidak larut. Endapan merah bata diakibatkan reaksi dari ion logam tembaga(II) direduksi menjadi tembaga (I). Uji gula reduksi menggunakan larutan Benedict sangat sensitif hingga dapat mendeteksi kadar glukosa sebesar 0.1% dalam campuran, sehingga sangat sering digunakan untuk sampel urin dan darah.

Daftar Rujukan

- Achmad, H. 2001. Kimia Larutan. Bandung: Citra aditya Bakti.
- Bissonnette, C., F., Herring, G., Madura, J.D., & Petrucci., R.H. 2020. General Chemistry: Principles and Modern Application Eleventh Edition. Upper Saddle River, N.J. : Prentice Hall.
- Chang, R., & Overby, J. 2019. Chemistry 13th Edition. New York: McGraw-Hill Education.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2012. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 6th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2014. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 7th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- Silberberg, M S. 2010. Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, Fifth Edition. New York: McGraw-Hill.

BAB II TERMODINAMIKA LARUTAN

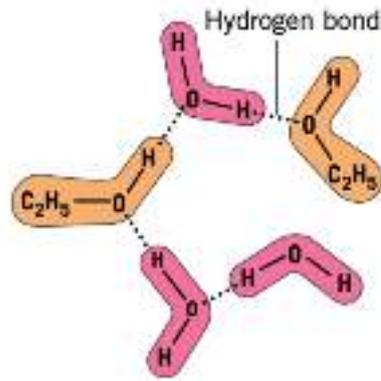
1. Gaya Antarmolekul dan Pembentukan Larutan

Suatu cairan memiliki kemampuan yang beragam dalam melarutkan suatu zat terlarut. Misalnya, air dan bahan bakar minyak yang tidak saling melarutkan satu sama lain. Sama halnya dengan garam kalium bromida yang dapat larut dalam air, namun tidak bisa larut dalam cairan hidrokarbon seperti tinner cat. Untuk memahami perbedaan daya kelarutan ini, kita harus mempelajari faktor-faktor yang mempengaruhi kelarutan dan pembentukan suatu campuran homogen (larutan).

Cairan melarutkan cairan

Untuk menghasilkan suatu larutan, gaya tarik antara molekul pelarut, molekul zat terlarut harus sama kuatnya dengan gaya tarik pelarut dan zat terlarut. Kita membandingkan kelarutan antara campuran air-benzena dan air-etanol.

Air dan benzena (C_6H_6) tidak saling melarutkan. Sesama molekul air, terdapat gaya antarmolekul (ikatan hidrogen) yang sangat kuat. Begitu juga dengan benzena yang memiliki gaya antarmolekul yaitu gaya London sesama molekulnya, tetap benzena tidak bisa membentuk ikatan hidrogen. Saat kedua cairan ini dicampurkan, molekul air akan lebih kuat tertarik oleh molekul air daripada molekul benzena. Hal ini diakibatkan oleh adanya ikatan hidrogen yang membuat molekul-molekul ini saling mendekat dan membentuk ikatan yang kuat. Jika kita amati, akan terbentuk dua lapisan terpisah, yaitu lapisan air dan lapisan organik dari benzena. Sehingga air dan benzena dikelompokkan ke dalam campuran *immisible* (tidak cocok) yang berarti tidak saling melarutkan.



Gambar 2.1 Ikatan hidrogen etanol dengan pelarut air

Saat air dicampurkan dengan etanol (C_2H_5OH), keduanya *miscible* (saling larut) dengan semula perbandingan. Hal ini terjadi karena air dan etanol dapat membentuk ikatan hidrogen yang sangat kuat. Akibatnya, molekul etanol akan tertarik kuat oleh molekul air. Sebenarnya sesama molekul etanol juga terdapat ikatan hidrogen, namun ikatan hidrogen tersebut dapat dilemahkan oleh molekul air karena kekuatan ikatan hidrogen dengan molekul air jauh lebih kuat dibandingkan dengan sesama molekul etanol. Sehingga, etanol dengan mudah larut ke dalam air.

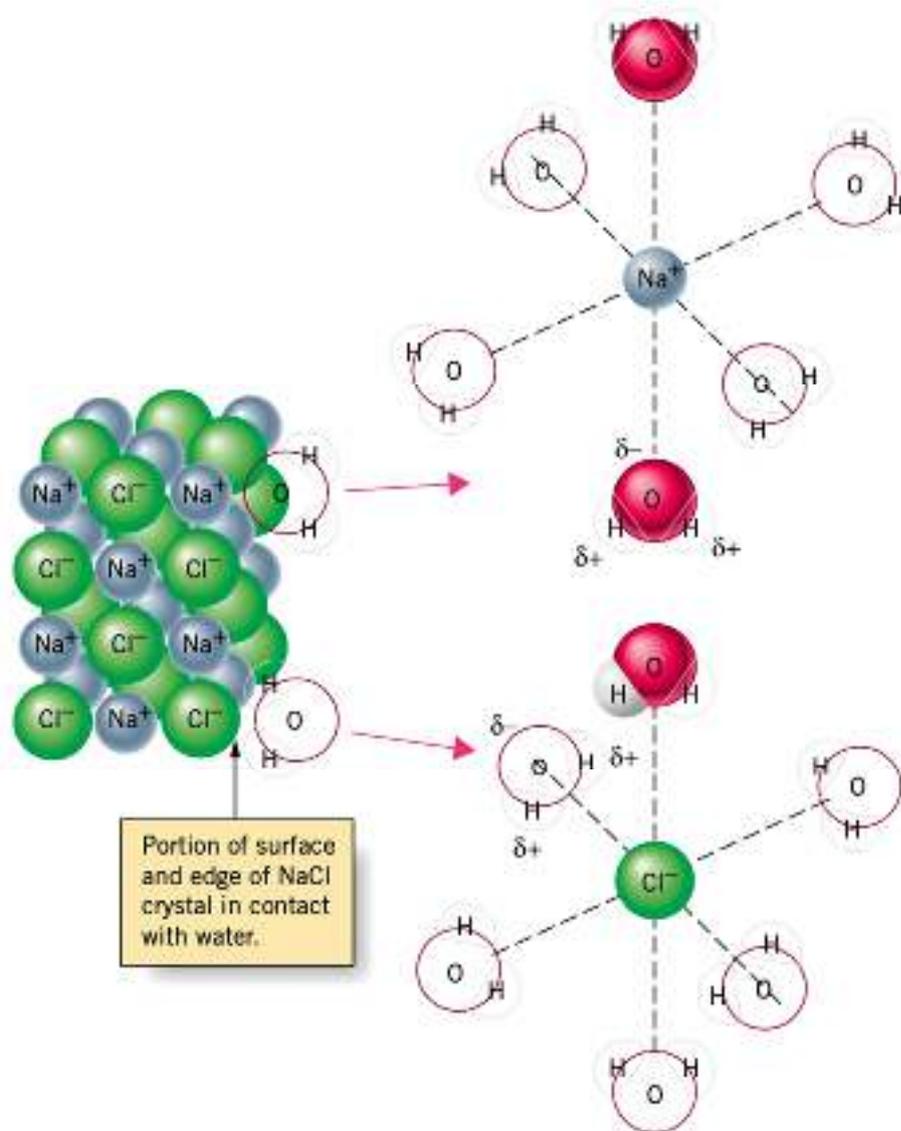
Pengamatan pada campuran benzena-air dan etanol-air mengacu pada pada konsep "*like dissolves like*": jika zat terlarut dan pelarut memiliki molekul yang saling sesuai kepolarannya, maka keduanya campuran keduanya dapat membentuk larutan. Sebaliknya jika molekul-molekul dari zat terlarut berbeda kepolarannya dari molekul pelarut, maka campuran ini tidak akan menghasilkan larutan. Aturan ini kemudian digunakan oleh kimiawan atau analis saat melarutkan bahan kimia, atau mempertimbangkan kelarutan dari struktur kimianya.

2. Kelarutan padatan dalam cairan

Prinsip "*like dissolves like*" juga dapat diterapkan pada kelarutan zat terlarut (berupa padatan) dalam pelarut cair. Pelarut polar akan melarutkan zat terlarut polar dan senyawa ionic, sedangkan zat terlarut nonpolar akan larut dalam pelarut nonpolar.

Gambar 2.2 mendeskripsikan proses kelarutan kristal garam NaCl dalam pelarut air. Dipol-dipol dari molekul air akan mengatur orientasinya saat berdekatan dan menarik ion-ion dari kristal NaCl. Dengan kata lain, gaya tarik ion-dipol terjadi saat molekul air menarik ion-ion dari kristal. Akibat dari tarikan tersebut, ion yang sebelumnya terikat kuat dalam kristal menjadi lepas dan bebas dikelilingi oleh molekul pelarut.

Saat ion-ion dari kristal sudah bergerak bebas dalam campuran, berarti ion-ion ini telah dikelilingi sepenuhnya oleh molekul air. Fenomena seperti ini dapat kita sebut sebagai **hidrasi** ion. Secara umum, peristiwa pelarutan dimana zat terlarut dikelilingi pelarut disebut juga **solvasi**, jadi istilah hidrasi ini khusus dipakai untuk pelarutan senyawa ionik, misalnya garam NaCl. Senyawa ionik akan larut seluruhnya dalam air saat tarikan antara dipol air dan ion menghasilkan tarikan untuk tiap ion dari kristal dengan molekul-molekul air.



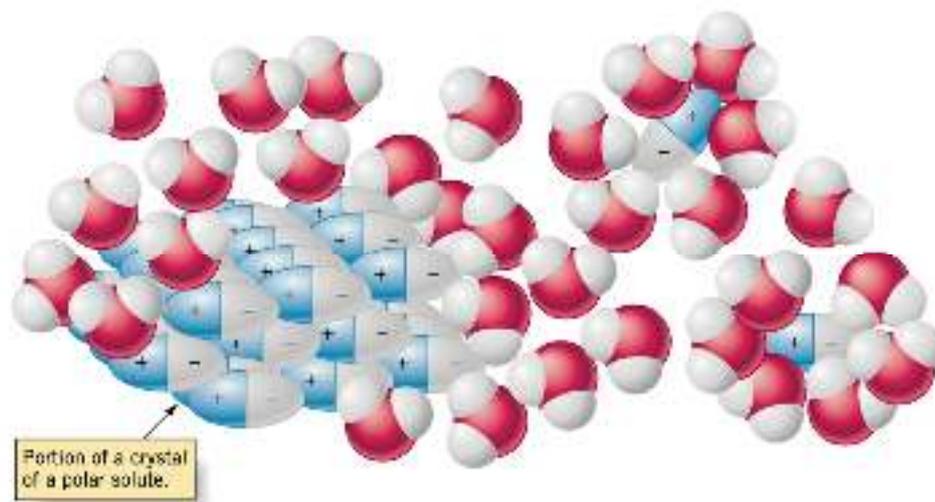
Gambar 2.2 Hidrasi ion-ion dari kristal NaCl oleh molekul air.

Hal yang sama juga terjadi saat padatan senyawa polar lainnya dilarutkan dalam air, misalnya gula (Gambar 2.3). Tarikan antara pelarut dan dipol zat terlarut membantu molekul untuk terlepas dari kristal yang utuh ke dalam larutan. Pada contoh ini kita juga menggunakan aturan “like dissolves like”, karena gula merupakan zat terlarut polar yang dapat larut dalam air sebagai pelarut polar.

Alasan yang sama juga bisa dipakai untuk menjelaskan kenapa padatan nonpolar seperti lilin hanya dapat larut dalam pelarut nonpolar seperti benzena. Gaya tarik

antar molekul benzena adalah gaya London, sehingga molekul lilin bisa terdispersi ke dalam pelarut tersebut.

Perlu kita catat bahwa ketika pelut dan zat terlarut memiliki gaya antarmolekul yang berbeda, maka keduanya tidak akan membentuk larutan. Contohnya, padatan ionik atau molekul yang sangat polar (seperti gula) mempunyai tarikan yang kuat antara partikel molekulnya yang tidak akan menghasilkan tarikan dengan molekul pelarut nonpolar, seperti benzena.



Gambar 2.3 Hidrasi molekul polar dalam pelarut air

3. Entalpi Larutan

Larutan terbentuk akibat adanya gaya tarik antar zat terlarut dan pelarut. Akibat adanya gaya ini, maka proses pembentukan energi disertai dengan perubahan energi. Jumlah energi yang diserap atau dilepas saat zat terlarut dilarutkan dalam pelarut pada tekanan tetap untuk membentuk larutan disebut entalpi molar larutan, atau biasanya juga disebut panas larutan, ΔH_{soln} .

Energi dibutuhkan untuk melemahkan interaksi antar molekul pelarut dan zat terlarut, sehingga keduanya dapat menyatu membentuk larutan. Tahapan ini berlangsung secara edoterm, karena prosesnya diawali dengan penyerapan energi untuk merusak interaksi antarmolekul pelarut dan antarmolekul zat terlarut. Namun, saat keduanya

menyatu membentuk larutan, maka sejumlah energi dilepaskan, sehingga energi potensial sistem akan turun. Maka, tahapan ini berlangsung secara eksoterm. Untuk menghitung panas larutan (ΔH_{soln}), kita hanya perlu menjumlahkan entalpi dari kedua proses endoterm dan eksoterm tersebut.

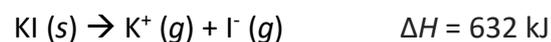
Zat terlarut padat dalam pelarut cair)

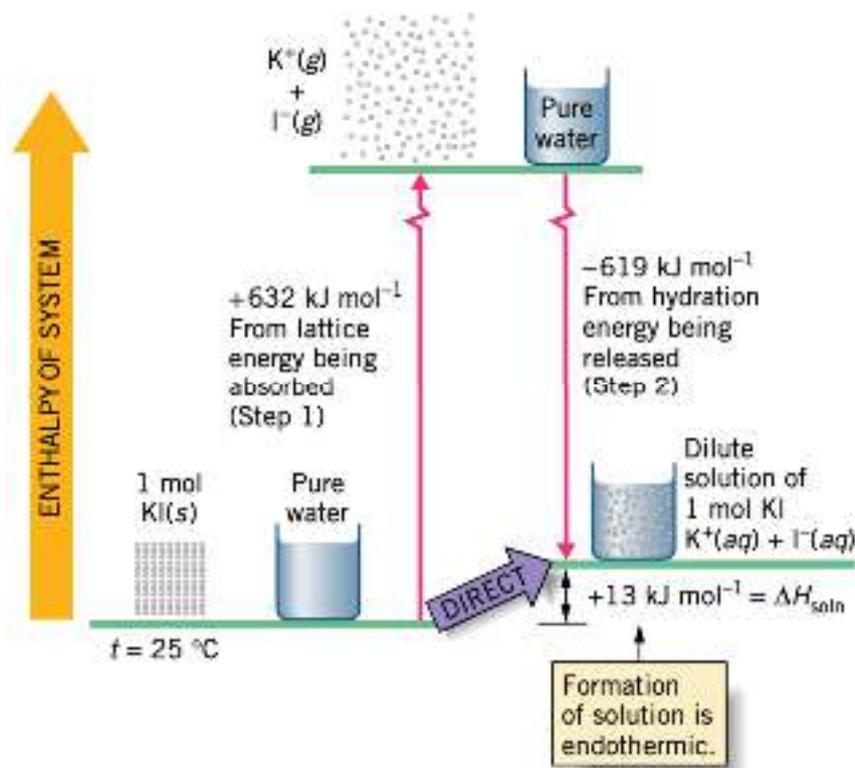
Karena entalpi (H) merupakan fungsi keadaan, maka ΔH_{soln} tidak bergantung pada proses pelarutannya, melainkan hanya dipengaruhi oleh keadaan awal dan akhir pelarutan saja. Pada dasarnya, kita bisa membagi proses pelarutan zat padat dalam pelarut cair menjadi dua tahap, yaitu:

Tahap 1. Penguapan zat padat menjadi partikel-partikel bebas. Partikel tersebut dalam berupa molekul yang lebih sederhana atau ion-ion dari senyawa ionik. Besar energi yang diserap setara dengan energi kisi dari kristal senyawa ionik.

Tahap 2. Partikel-partikel bebas dalam bentuk gas dihidrasi untuk membentuk larutan. Tahapan ini berlangsung secara eksoterm, dan perubahan entalpi saat 1 mol partikel dilarutkan dalam suatu pelarut disebut **energi solvasi**. Jika pelarut yang digunakan adalah air, maka energi solvasi bisa juga kita sebut **energi hidrasi**.

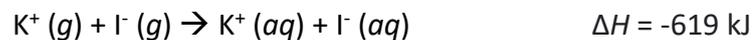
Diagram entalpi (Gambar 2.4) menggambarkan proses solvasi kalium iodida (KI). Tahap 1 mewakili energi kisi dari kristal KI, yang ditunjukkan oleh persamaan termokimia sebagai berikut.



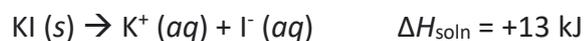


Gambar 2.4 Diagram entalpi larutan 1 mol Kalium Iodida

Tahap 2 mewakili energi hidrasi dari ion-ion K⁺ dan I⁻ dalam fase gas.



Nilai entalpi larutan diperoleh dari penjumlahan persamaan 1 dan 2 yang merupakan perubahan entalpi saat satu mol kristal KI larut dalam air (bisa diamati pada jalur langsung pada Gambar 2.4).



Nilai dari ΔH_{soln} menunjukkan bahwa proses pelarutan KI berlangsung secara endoterm. Hal ini sesuai dengan pengamatan saat KI dimasukkan ke dalam air dan diaduk, wadahnya menjadi lebih dingin.

Tabel 2.1 Energi Kisi, Energi Hidrasi, and Entalpi Larutan untuk Beberapa Garam dari Golongan IA dan Halida

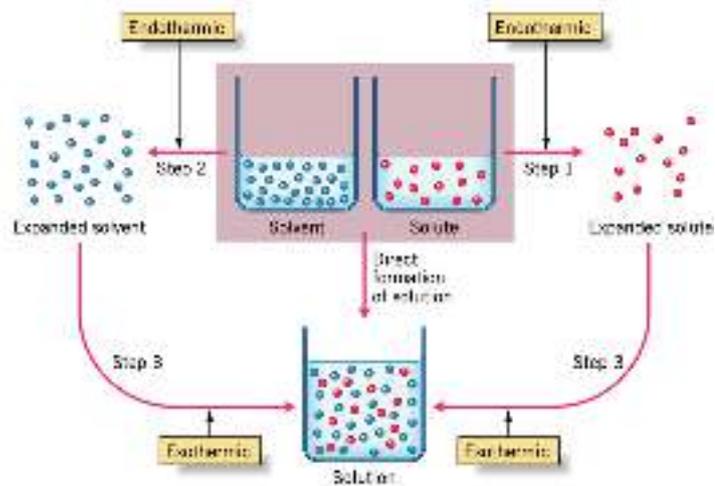
Senyawa	Energi Kisi (kJ mol ⁻¹)	Energi Hidrasi (kJ mol ⁻¹)	ΔH_{soln}	
			ΔH_{soln} perhitungan (kJ mol ⁻¹)	ΔH_{soln} pengukuran (kJ mol ⁻¹)
LiCl	-853	-883	-30	-37
NaCl	-786	-770	+16	+3,9
KCl	-715	-686	+29	+17,2
LiBr	-807	-854	-47	+49,0
NaBr	-747	-741	+6	-0,602
KBr	-682	-657	+25	+19,9
KI	-649	-619	+30	+20,33

Tabel 2.1 memuat perbandingan data nilai ΔH_{soln} yang diperoleh melalui metode perhitungan seperti Langkah 1 dan Langkah 2 dengan pengukuran secara langsung. Perbedaan nilai antara hasil pengukuran dan perhitungan dipengaruhi oleh data energi kisi dan energi hidrasi yang kurang presisi dan penggunaan metode yang terlalu sederhana. Perlu diperhatikan bahwa baik pengukuran dan perhitungan sama-sama memiliki tanda entalpi yang sama (kecuali NaBr).

Zat terlarut cair dalam pelarut cair

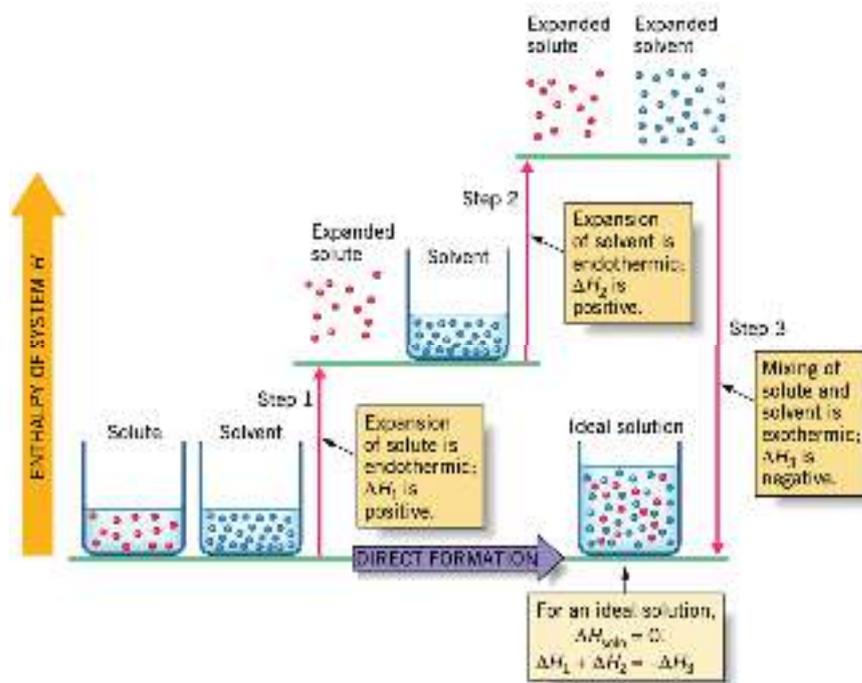
Berbed dengan larutan dari zat padat dalam pelarut cair, pelarutan zat cair ke dalam pelarut cair akan melalui 3 tahapan.

Tahap 1. Cairan zat terlarut berekspansi. Proses ini bisa kita bayangkan saat molekul-molekul dari suatu cairan saling berjauhan untuk memberi ruang agar cairan lainnya bisa masuk. Untuk menghasilkan gaya tarikan sesama molekul cairan tersebut, maka energi potensial dari sistem ini meningkat. Karena sistem menyerap sejumlah energi untuk meningkatkan energi potensial, maka proses ini berlangsung secara **endoterm**.



Gambar 2.5 Entalpi larutan untuk campuran dua zat cair

Tahap 2. Cairan zat pelarut berekspansi. Proses ini hampir sama seperti Tahap 1, namun antara pelarut dengan pelarut. Pada diagram (Gambar 2.6) terlihat bahwa energi dari tahap 1 dan 2 mengalami kenaikan saat melakukan proses ekspansi (jarak antar molekul lebih jauh).



Gambar 2.5 Perubahan entalpi dalam pembentukan larutan ideal

Tahap 3. Pencampuran cairan yang sudah tereksansi. Tahapan ini menunjukkan proses penggabungan kedua molekul cairan dari zat terlarut dan pelarut yang sudah mengalami ekspansi. Karena molekul-molekul kedua cairan ini mengalami gaya tarik-menarik yang sama, maka saat menyatu, energi potensial sistemnya akan turun, sehingga tahap ini bisa kita sebut **eksoterm**. Nilai ΔH_{soln} merupakan energi bersih dari ketiga tahapan ini.

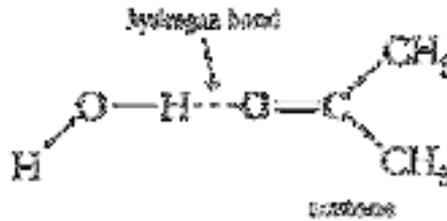
Larutan Ideal

Diagram entalpi pada Gambar 2.5 menunjukkan kondisi khusus ketika jumlah energi yang diserap pada tahap 1 dan 2 sama dengan jumlah energi yang dilepas pada tahap 3, sehingga ΔH_{soln} sama dengan nol. Nilai perubahan entalpi larutan sebesar nol ini akan tercapai jika antara kedua cairan masing-masing memiliki gaya tarik antarmolekul yang identik (sama persis). Misalnya, saat kita membuat larutan benzena dalam karbon tetraklorida. Gaya tarik-menarik antar partikel dari masing-masing molekul ini sama, sehingga total perubahan entalpi larutannya sama dengan nol. Jika larutan memiliki ΔH_{soln} sama dengan nol, maka larutannya kita sebut **larutan ideal**.

Selain larutan ideal, dalam kimia kita juga mengenal istilah gas ideal. Keduanya sama-sama ideal, namun sangat berbeda. Larutan ideal memiliki gaya tarik yang sama, sedangkan gas ideal tidak ada gaya tarikan antarmolekulnya, atau tumbukannya lenting sempurna. Jika partikel-partikel gas ideal saling bertumbukan, maka akan lepas dengan mudah karena tidak ada gaya tarik-menarik sesama partikelnya.

Untuk beberapa cairan yang saling larut, ΔH_{soln} tidak sama dengan nol, meskipun terjadi penyerapan sejumlah energi. Contohnya, pelarutan aseton dalam air secara eksotermik (ΔH_{soln} bernilai negatif). Dalam campuran kedua cairan ini, tahap ke-3 melepaskan energi yang lebih besar dari jumlah energi yang diserap pada tahap 1 dan 2. Hal itu disebabkan karena gaya tarik antar molekul aseton dengan air lebih kuat dibandingkan gaya tarikan sesama molekul aseton itu sendiri. Faktor yang mempengaruhi kekuatan gaya tarikan tersebut adalah ikatan hidrogen yang terbentuk

antara molekul air dengan aseton, sedangkan aseton tidak bisa membentuk ikatan hidrogen sesama molekulnya sendiri.

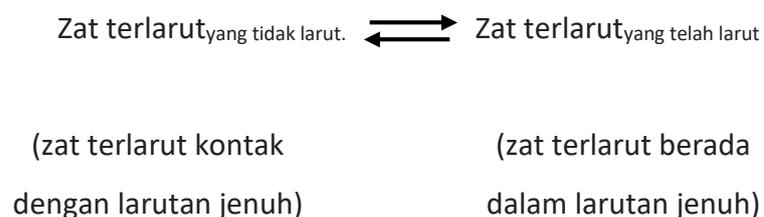


Gambar 2.6 Pembentukan ikatan hidrogen antar molekul aseton dan air

Contoh lainnya adalah campuran etanol dan heksana yang membentuk larutan secara endotermik. Pada kasus ini, energi yang dilepas pada tahap 3 tidak cukup untuk menandingi jumlah energi yang diserap pada tahap 1 dan 2, sehingga wadah campuran menjadi lebih dingin. Karena ikatan hidrogen sesama molekul etanol menyebabkan gaya tarik antarmolekul etanol lebih kuat daripada tarikan etanol-heksana, makanya heksana butuh energi tambahan (menyerap energi lebih banyak) untuk bisa melemahkan kekuatan ikatan hidrogen antarmolekul etanol. Setelah ikatan hidrogen itu berhasil dilemahkan, barulah terbentuk larutan antara etanol dan heksana.

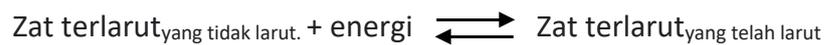
4. Kelarutan sebagai fungsi temperatur

Kelarutan yang dimaksudkan di sini adalah massa zat terlarut yang larut membentuk larutan jenuh tiap massa pelarut pada suhu tertentu. Satuan dari kelarutan ini umumnya gram dari zat terlarut per 100 gram pelarut. Dalam beberapa larutan, terdapat kesetimbangan dinamis antara zat terlarut yang sudah larut dengan zat terlarut yang tidak larut dalam larutan, seperti ditunjukkan oleh persamaan di bawah ini dan Gambar 2.7.

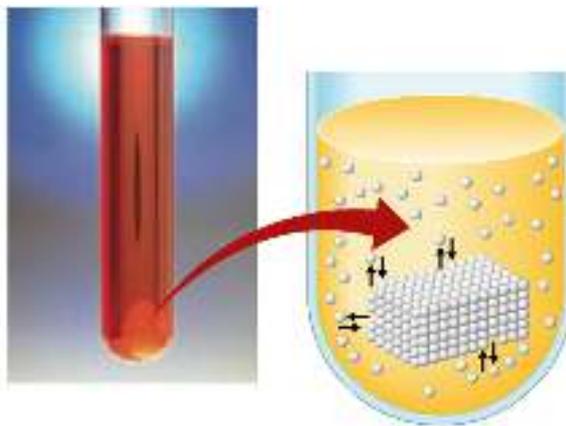


Selama suhu dipertahankan konstan, konsentrasi zat terlarut dalam larutan akan tetap sama. Namun, jika suhu campuran ini berubah, kesetimbangan dinamis cenderung terganggu dan menyebabkan lebih banyak zat yang larut atau Sebagian akan mengendap. Untuk menganalisis pengaruh suhu terhadap kelarutan, kita bisa gunakan prinsip Le Chatelier, di mana jika suatu sistem kesetimbangan diganggu, sistem tersebut akan memberikan reaksi sebesar aksi ganggguan yang diberikan untuk mengembalikan keadaan sistem ke kesetimbangan awal.

Untuk menaikkan suhu, panas (energi) ditambah. Saat zat terlarut larut dalam suatu pelarut, panas akan diserap. Umumnya, energi akan diserap ketika beberapa molekul dilarutkan untuk membuat larutan jenuh.



(Persamaan 1. Kesetimbangan kelarutan dari larutan jenuh)

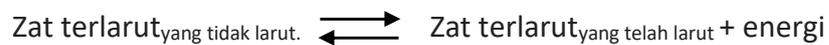


Gambar 2.7 Representasi molekuler dari larutan jenuh

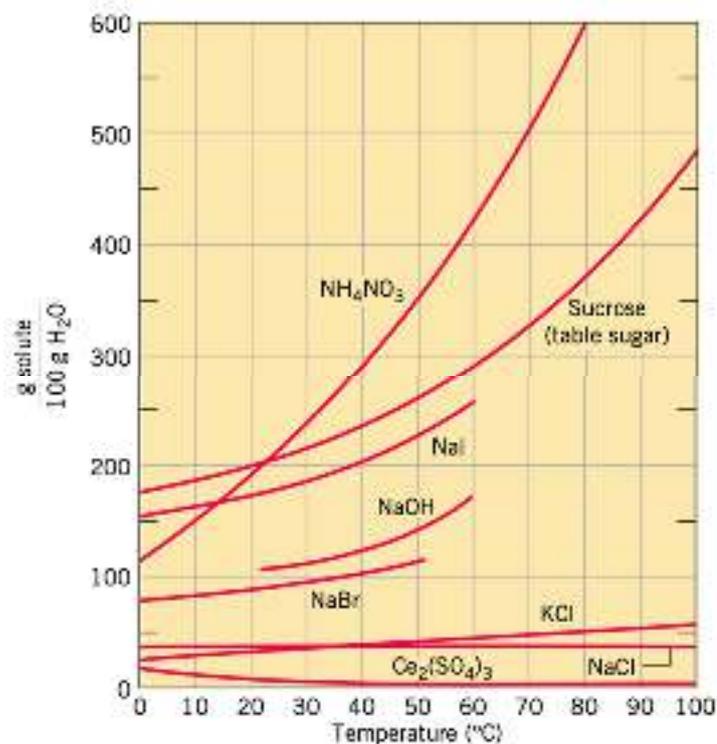
Berdasarkan prinsip Le Chatelier, ketika kita menambah panas atau energi untuk menaikkan suhu, sistem akan merespon dengan cara menyerap sejumlah energi yang ditambahkan tersebut. Hal ini menyebabkan kesetimbangan pada persamaan 1 akan bergeser ke kanan. Dengan kata lain, zat terlarut akan larut lebih banyak. Jadi, saat proses larutan berlangsung secara endotermik (biasanya endotermik saat mendekati

kondisi jenuh), kenaikan suhu akan ikut meningkatkan kelarutan dari zat terlarut dalam larutan tersebut. Kondisi ini berlaku umum untuk padatan yang dilarutkan dalam pelarut cair. Pengaruh suhu terhadap kelarutan bisa dilihat pada Gambar 2.8.

Beberapa zat terlarut, misalnya serium (III) sulfat, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, menjadi kurang larut seiring dengan peningkatan suhu (Gambar 2.8). Energi harus dilepaskan dari larutan jenuh $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ untuk membuat lebih banyak zat yang larut. Untuk menuliskan reaksi kesetimbangannya, kita harus menempatkan “energi” pada bagian kanan reaksi yang menandakan bahwa reaksi ini disertai dengan pelepasan panas.



Menaikkan suhu dengan cara menambah energi menyebabkan lebih banyak zat terlarut yang mengendap.



Gambar 2.8 Kelarutan dalam air versus suhu untuk beberapa senyawa

Daftar Rujukan

Achmad, H. 2001. Kimia Larutan. Bandung: Citra aditya Bakti.

Bissonnette, C., F., Herring, G., Madura, J.D., & Petrucci., R.H. 2020. General Chemistry: Principles and Modern Application Eleventh Edition. Upper Saddle River, N.J. : Prentice Hall.

Chang, R., & Overby, J. 2019. Chemistry 13th Edition. New York: McGraw-Hill Education.

Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2012. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 6th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.

Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2014. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 7th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.

Silberberg, M S. 2010. Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, Fifth Edition. New York: McGraw-Hill.

BAHAN AJAR 03

LARUTAN ELEKTROLIT DAN NONELEKTROLIT



Oleh
Dr. Mujakir, M.Pd.Si



LARUTAN ELEKTROLIT DAN NONELEKTROLIT

Larutan adalah campuran homogen dua zat atau lebih yang saling melarutkan dan masing-masing zat penyusunnya tidak dapat dibedakan lagi secara fisik. Larutan terdiri atas zat terlarut dan pelarut. Berdasarkan daya hantar listriknya (daya ionisasinya), larutan dibedakan dalam dua macam, yaitu larutan elektrolit dan larutan non elektrolit. **Larutan elektrolit** adalah larutan yang dapat menghantarkan arus listrik. Larutan elektrolit dibedakan atas elektrolit kuat dan elektrolit lemah.

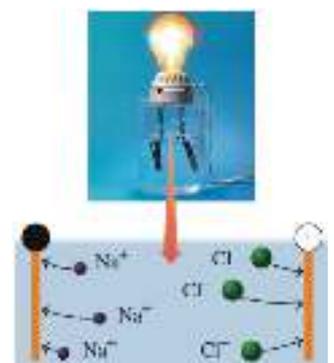
Elektrolit Kuat

Larutan elektrolit kuat adalah larutan yang mempunyai daya hantar listrik yang kuat, karena zat terlarutnya didalam pelarut (umumnya air), seluruhnya berubah menjadi ion-ion (derajat ionisasi, $\alpha = 1$). Senyawa yang tergolong elektrolit kuat adalah; (a) asam-asam kuat, seperti : HCl, HClO₃, H₂SO₄, HNO₃ dan lain-lain; (b) basa-basa kuat, yaitu basa-basa golongan alkali dan alkali tanah, seperti: NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ dan lain-lain; (c) garam-garam yang mudah larut, seperti: NaCl, KI, Al₂(SO₄)₃ dan lain-lain. Gambar 1 dalam contoh visualisasi struktur molekul senyawa yang tergolong elektrolit kuat (asam sulfat).

Perhatikan Gambar 2 di samping, sepasang elektroda platina dicelupkan ke dalam gelas kimia yang berisi air. Untuk menyalakan bola lampu pijar, arus listrik harus mengalir dari satu elektroda ke elektroda lainnya, sehingga menyempurnakan rangkaian listrik. Jika ditambahkan sedikit natrium klorida (NaCl), maka bola lampu pijar akan menyala segera setelah garam larut dalam air. Padatan NaCl merupakan senyawa ionik, artinya senyawa ini jika di dalam air maka akan terurai sempurna menjadi ion-ion Na⁺ dan Cl⁻. Ion Na⁺ akan tertarik ke elektroda negatif dan ion Cl⁻ akan menuju ke elektroda positif.



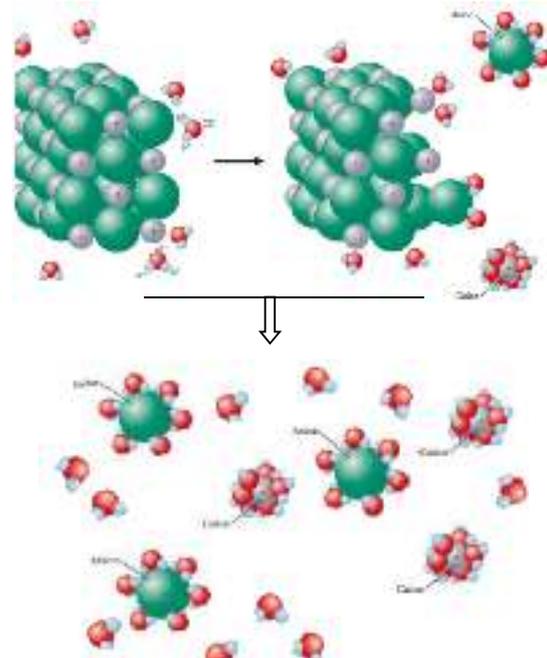
Gambar 1. Struktur molekul asam sulfat (Glencoe, 2008).



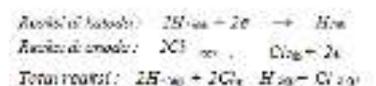
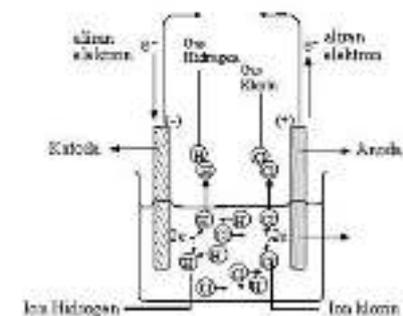
Gambar 2. Visualisasi Cara Kerja NaCl (Chang, 2011).

Pergerakan ion-ion ini akan menghasilkan arus listrik yang setara dengan aliran elektron sepanjang kabel logam. Oleh karena larutan NaCl dapat menghantarkan arus listrik, maka NaCl merupakan elektrolit. Air murni merupakan penghantar arus listrik yang kurang baik. Di sisi lain air berfungsi sebagai pelarut yang sangat efektif untuk senyawa-senyawa ionik. Air memiliki ujung positif (atom H) dan ujung negatif (atom O), atau “kutub” positif dan negatif, karena itulah air sering dianggap sebagai pelarut polar. Ketika senyawa ionik seperti NaCl larut dalam air, jaringan tiga dimensi dari ion-ion dalam padatan akan terurai menjadi ion-ion Na^+ dan ion-ion Cl^- . Di dalam larutan, setiap ion Na^+ dikelilingi oleh sejumlah molekul air yang mengarahkan ujung negatifnya ke arah kation. Hal serupa, setiap ion Cl^- dikelilingi oleh molekul air yang ujung positifnya diarahkan pada anion. Proses di mana suatu ion dikelilingi oleh molekul-molekul air yang tersusun dalam keadaan tertentu disebut hidrasi. Hidrasi membantu menstabilkan ion-ion dalam larutan dan mencegah kation untuk bergabung kembali dengan anion.

Sebagaimana disebutkan di atas, bahwa arus listrik dalam larutan elektrolit dihantarkan oleh partikel-partikel bermuatan (+, dan -). Untuk menjelaskan fakta tersebut, Svante August Arrhenius (1884) mengemukakan teorinya tentang disosiasi atau ionisasi elektrolit. Teori ini menyebutkan bahwa zat elektrolit apabila dilarutkan dalam air, akan berdisosiasi menjadi ion-ionnya. Ion-ion tersebut bermuatan positif (kation) dan bermuatan negatif (anion) serta bergerak menuju elektrode yang muatannya berlawanan (lihat Gambar 2, dan 5). Reaksi ionisasi atau disosiasi elektrolit tersebut merupakan reaksi bolak-balik (reversibel). Untuk menjelaskan kerja partikel perhatikan



Gambar 3. Proses hidrasi larutan elektrolit kuat (NaCl) dalam air (Jespersen, 2011).



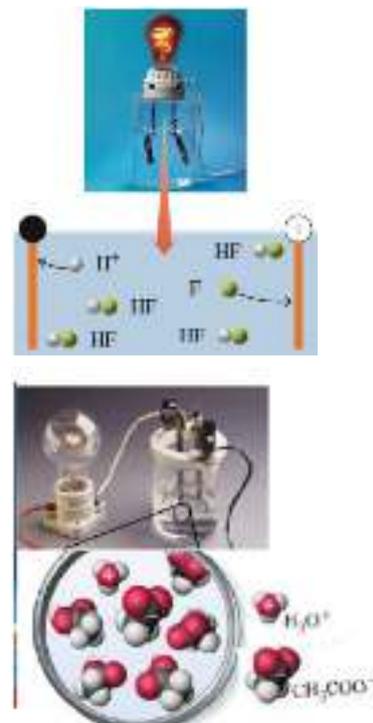
Gambar 4. Aliran listrik melalui larutan HCl

Gambar 4 di samping. Misalnya pada larutan HCl, apabila dilarutkan di dalam air maka akan mengurai menjadi kation (H^+) dan anion (Cl^-). Terjadinya hantaran listrik pada larutan HCl disebabkan ion H^+ menangkap elektron pada katoda dengan membebaskan gas Hidrogen. Sedangkan ion-ion Cl^- melepaskan elektron pada anoda dengan menghasilkan gas klorin. Oleh karena larutan harus bersifat netral, besarnya jumlah total muatan-muatan positif harus sama dengan muatan negatif dalam suatu larutan. Jumlah muatan yang dibawa oleh sebuah ion besarnya sama dengan valensi ion tersebut.

Elektrolit Lemah

Larutan elektrolit lemah adalah larutan yang daya hantar listriknya lemah dengan harga derajat ionisasi sebesar: $0 < \alpha < 1$. Contoh senyawa yang tergolong elektrolit lemah antara lain; (a) asam-asam lemah, seperti : CH_3COOH , HCN , H_2CO_3 , H_2S dan lain-lain, (b) basa-basa lemah seperti : NH_4OH , $\text{Ni}(\text{OH})_2$ dan lain-lain, (c) garam-garam yang sukar larut, seperti : AgCl , CaCrO_4 , PbI_2 dan lain-lain.

Beberapa asam tertentu, seperti asam asetat (CH_3COOH), mengalami ionisasi sebagian. Gambar 5 di samping menjelaskan perilaku ion-ion dari asam asetat (CH_3COOH) setelah dilarutkan ke dalam pelarut air. Ionisasi asam asetat dapat dinyatakan dengan, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$, di mana CH_3COO^- disebut ion asetat. Karena reaksi berlangsung secara **reversibel** maka beberapa ion H^+ dan CH_3COO^- seiring berjalannya waktu bergabung kembali membentuk molekul CH_3COOH . Akhirnya, tercapai suatu keadaan di mana molekul-molekul asam terurai secepat penggabungan kembali ion-ionnya. *Keadaan kimiawi seperti ini, di mana tidak ada perubahan menyeluruh yang dapat teramati* (walaupun aktivitas yang berkesinambungan terus berlangsung dalam tingkat molekul), peristiwa ini disebut kesetimbangan kimia (*chemical equilibrium*) atau disebut **kesetimbangan dinamik**. Oleh karena itu asam asetat



Gambar 5. Visualisasi perilaku ion dari HF (atas) dan ion-ion dari H_3COOH (bawah) (Chang, 2011; McMurry, 2012).

H^+ adalah zat aktif dari H_3O^+

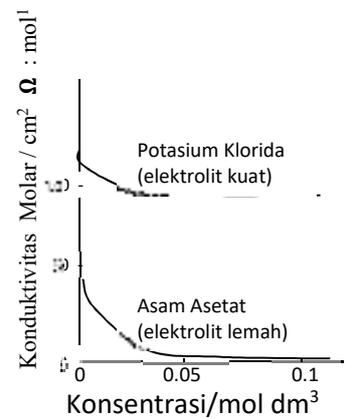
merupakan elektrolit lemah sebab ionisasi yang dialaminya di dalam air tidak sempurna.

Membandingkan cahaya bola lampu pijar dari zat-zat terlarut dengan *jumlah molar yang sama* dapat membantu untuk membedakan antara larutan elektrolit kuat dan elektrolit lemah (lihat Gambar 6). Ciri elektrolit kuat adalah apabila zat terlarut dianggap telah terurai sempurna membentuk ion-ionnya dalam larutan, sedangkan elektrolit lemah terurai sebagian.

LARUTAN NONELEKTROLIT

Larutan nonelektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik, karena zat terlarutnya di dalam pelarut tidak dapat menghasilkan ion-ion (tidak mengion). Beberapa larutan yang tergolong ke dalam jenis ini antara lain; Larutan urea, sukrosa, glukosa, alkohol dan lain-lain.

Air pada umumnya merupakan pelarut (*solvent*) yang baik untuk senyawa ion dan larutan air yang mengandung ion-ion memiliki sifat khas yaitu menghantar arus listrik (dapat dilihat pada Gambar 2 dan 3) di atas. Bila elektroda dicelupkan ke dalam air murni, bola lampu tidak akan menyala karena air merupakan konduktor listrik yang sangat jelek. Tetapi bila suatu senyawa ion yang larut seperti NaCl ditambahkan pada air (setelah NaCl terlarut) bola lampu mulai menyala dengan terang. Sedangkan asam asetat sebagai elektrolit lemah karena terion sebagian. Gambar 7 di samping memvisualisasi molekul $C_6H_{12}O_6$, di mana senyawa ini setelah dilarutkan ke dalam air cenderung membentuk molekul-molekul akibatnya larutan tidak dapat menghantarkan arus listrik atau disebut larutan nonelektrolit (tidak mengalami ionisasi), yaitu suatu larutan di mana kecepatan kerja ion-ion untuk membentuk molekul sama dengan kecepatan molekul membentuk ion-ion disebut **kesetimbangan kimia**. Titik



Gambar 6. Yonisi

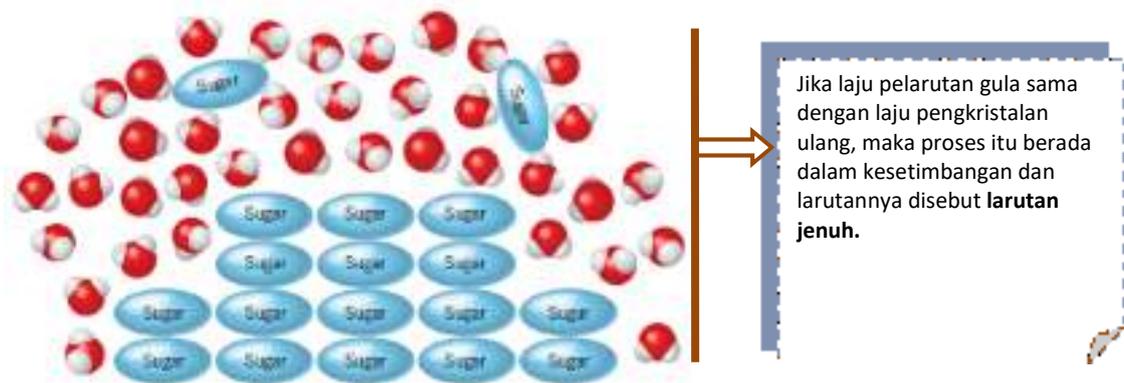
konduktivitas molar terhadap konsentrasi untuk elektrolit kuat dan elektrolit lemah.

Dinamik menunjukkan aktivitas reaksi dalam larutan selalu terjadi perubahan (terjadi dua reaksi), yaitu ion-ion bereaksi membentuk molekul dan molekul bereaksi membentuk ion-ion. Reaksi ditunjukkan dengan tanda panah ⇌. Tanda panah menyatakan kecepatan reaksi dari kiri ke kanan sama dengan kecepatan reaksi dari kanan ke kiri.



Gambar 7. Visualisasi Cara Cara Kerja molekul $C_6H_{12}O_6$. (Chang, 2011)

kesetimbangan kelarutan $C_6H_{12}O_6$ dapat dilampaui untuk menghasilkan suatu larutan yang disebut lewat jenuh (*supersaturated*) yang metastabil. Fenomena kelarutan yang dijelaskan di atas dapat divisualisasikan melalui level makroskopik dan submikroskopik pada kelarutan gula dalam air berikut.



Gambar 8. Visualisasi molekul gula dalam pelarut air (Jespersen, 2011).

Sebagaimana yang divisualisasikan pada Gambar 8 di atas merupakan gabungan dari beberapa molekul gula dalam larutan. Jika kristal gula itu dimasukkan ke dalam air, maka molekul-molekul gula akan memisah dari permukaan kristal gula menuju ke dalam air, fenomena ini disebut melarut. Molekul gula bergerak secara acak seperti gerakan molekul air, sehingga pada suatu saat dapat bertumbukan antara permukaan kristal atau molekul gula yang satu dengan lainnya. Sebagian molekul gula akan terikat kembali dengan kristalnya atau saling bergabung dengan molekul gula yang lain sehingga kembali membentuk kristal (mengkristal ulang). Jika laju pelarutan gula sama dengan laju pengkristalan ulang, maka proses itu berada dalam kesetimbangan dan larutannya disebut **larutan jenuh**.



Larutan gula merupakan larutan jenuh. Larutan jenuh adalah larutan yang mengandung zat terlarut dalam jumlah yang diperlukan untuk adanya



kesetimbangan antara *solute* yang terlarut dan yang tak terlarut. Secara singkat, Gambar 9 di bawah ini memperlihatkan cara kerja untuk membedakan antara larutan elektrolit kuat, elektrolit lemah, dan nonelektrolit.



Gambar 9. Rangkaian alat untuk membedakan antara elektrolit kuat, elektrolit lemah, dan nonelektrolit (Jespersen, 2011).

Penggolongan zat terlarut dalam pelarut air dapat dilihat pada Tabel 1 di bawah ini.

Tabel 1. Penggolongan Zat Terlarut dalam Larutan Air

Elektrolit Kuat	Elektrolit Lemah	Nonelektrolit
HCL	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanol)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glukosa)
NaOH	H ₂ O#	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sukrosa)
Ba(OH) ₂		
Senyawa-senyawa ionic		

* H₂SO₄ memiliki 2 ion H⁺ yang dapat terionisasi
Air merupakan elektrolit yang sangat lemah

Tabel di samping mencantumkan air sebagai larutan elektrolit yang sangat lemah karena air memiliki ujung positif (atom H) dan ujung negatif (atom O), atau "kutub" positif dan negatif.

Proses ionisasi dipengaruhi oleh konsentrasi. Untuk membedakan larutan elektrolit dan nonelektrolit, dapat menggunakan derajat disosiasi (α). Derajat disosiasi dapat dinyatakan dengan rumus:

$$\alpha = \frac{\text{mol zat terionisasi}}{\text{mol zat mula-mula}}$$

Nilai dapat berubah-ubah, antara 0 dan 1, dengan ketentuan sebagai berikut.

Derajat disosiasi adalah fraksi molekul yang benar-benar terdisosiasi, atau dapat juga merupakan perbandingan mol zat terionisasi dengan mol zat mula-mula.

$\alpha = 1$, larutan terdissosiasi sempurna = elektrolit kuat

$0 < \alpha < 1$, larutan terdissosiasi sebagian = elektrolit lemah

$\alpha = 0$, larutan tidak terdissosiasi = nonelektrolit



Latihan memecahkan masalah

Latihan Rutin

Bila diketahui suatu reaksi sebagai berikut



Dari reaksi di atas tentukan derajat ionisasinya, bila mula-mula 2 mol asam asetat dilarutkan ke dalam air dan menghasilkan ion H^+ sebanyak 0,5 mol.

Jawab

CH_3COOH yang terurai adalah $= \frac{1}{1} \times 0,5 \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$

Derajat ionisasinya adalah

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ yang terurai}}{\text{jumlah mol } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ mula-mula}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

Latihan Nonrutin

Masalah

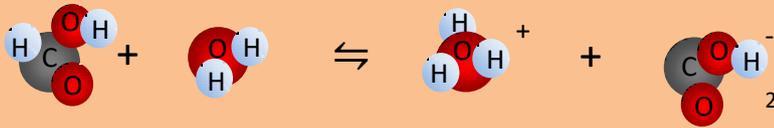
Asam formiat (HCHO_2) adalah zat kimia yang dikeluarkan semut api ke korbannya bila semut menggigit. Asam ini suatu elektrolit lemah yang menghasilkan H_3O^+ dan CHO_2^- dalam air. Tuliskan persamaan ionnya.

Jawab:

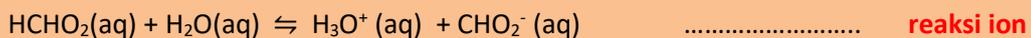
Analisis Masalah

HCHO_2 merupakan elektrolit lemah, berarti reaksi yang terjadi antara molekul asam formiat dengan molekul air berlangsung secara reversibel. Karena salah satu yang dihasilkan dalam larutan adalah H_3O^+ , asam formiat akan bereaksi seperti asam asetat.

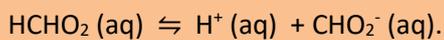
Cara Menyelesaikan Masalah



Reaksi submikroskopik di atas adalah reaksi yang terjadi antara molekul HCHO₂ dan molekul air. Reaksi tersebut dapat ditulis secara simbolik seperti di bawah ini,



persamaan reaksi di atas dapat ditulis dengan menggunakan bentuk singkat ion hidronium, reaksinya adalah



Penjelasan

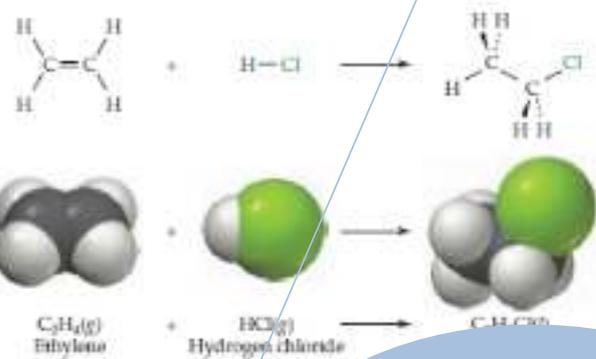
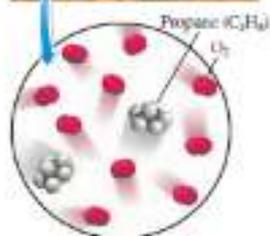
Reaksi yang terjadi antara molekul asam formiat (HCHO₂) dan molekul air (H₂O) secara reversibel (\rightleftharpoons) artinya bahwa reaksi dari kiri ke kanan kecepataannya sama dengan reaksi dari kanan ke kiri atau reaksi antara molekul HCHO₂ dengan H₂O setelah terurai menjadi ion H₃O⁺ dan ion CHO₂⁻ sama dengan kecepatan reaksi pembentukan kembali menjadi molekul HCHO₂. Hal ini menunjukkan bahwa asam formiat merupakan elektrolit lemah, karena terion sebagian.

Daftar Pustaka

- Chang, R. and Overby, J. (2011). *General Chemistry: The Essential Concepts*. New York: McGraw-Hill Companies Inc.
- Glencoe. (2008). *Chemistry Matter and change*. New York: The McGraw-Hill.
- Jespersen, N.D. and Brady, J.E. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter*. New York: John Wiley and Sons Inc.
- Mcmurry John E., Fay Robert C., Fantini Jordan. (2012). *Chemistry Sixth Edition*. New York: Pearson.
- Silberberg, Martin S.. (2010). *Principles of general chemistry*. Second Edition. New York: The McGraw-Hill.
- Zumhdal Steven S., Decoste Donal J. (2010). *Basic Chemistry Seventh Edition*. USA: Brooks/Cole.

BAHAN AJAR 04-06

KONSENTRASI LARUTAN



OLEH

Dr. Mujakir, M.Pd.Si

KONSENTRASI LARUTAN

Sifat larutan sedikit menyimpang dari sifat pelarut, karena adanya zat terlarut. Penyimpangan itu makin besar jika komposisi zat terlarut ditambah. Untuk menyatakan komposisi larutan secara kuantitatif disebut *konsentrasi*. Konsentrasi larutan zat terlarut diasumsikan sebagai suatu zat cair atau padat, sedangkan pelarut diasumsikan sebagai suatu zat cair. Satuan-satuan larutan yang sering digunakan untuk menyatakan konsentrasi zat terlarut dalam larutan; antara lain fraksi mol (x), molar (M), molal (m), normalitas (N), persen massa (% w), persen volum (% v), dan ppm.

Nama	Lambang	Definisi
fraksi mol	X	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{mol zat terlarut} + \text{mol pelarut}}$
Molar	M	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$
Molal	m	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{1000 \text{ g pelarut}}$
Normal	N	$\frac{\text{mol ekivalen zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$
persen massa	% w	$\frac{\text{g zat terlarut}}{\text{g larutan}} \times 100\%$
persen volum	% v	$\frac{\text{liter zat terlarut}}{\text{liter larutan}} \times 100\%$
parts per million	Ppm	$\frac{\text{mg zat terlarut}}{\text{kg larutan}}$

Konsentrasi adalah perbandingan jumlah zat terlarut dengan pelarut.

Perbandingan dapat diungkap dengan dua cara:

1. Jumlah zat terlarut/jumlah pelarut.
2. Jumlah zat terlarut/jumlah larutan.

Fraksi mol (X)

Fraksi mol (X) adalah perbandingan mol satu komponen dengan jumlah mol semua komponen. Jika suatu larutan mengandung zat A, B, dan C dengan jumlah mol masing-masing n_A , n_B , dan n_C , maka fraksi mol masing-masing komponen adalah

$$X_A = \frac{n_A}{n_{total}}, \quad X_B = \frac{n_B}{n_{total}}, \quad X_C = \frac{n_C}{n_{total}}$$

$$n_{total} = n_A + n_B + n_C$$

dalam larutan jumlah fraksi mol total =1 sehingga,

$$X_A + X_B + X_C = 1$$

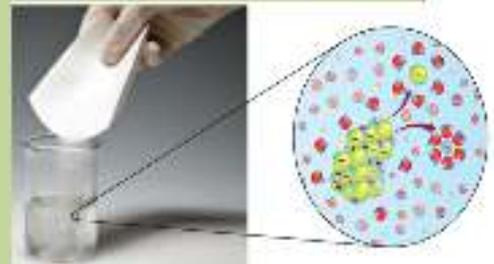


Gambar 10. Kekuatan warna sesuai dengan konsentrasi. Konsentrasi teh pada teko yang di atas lebih besar daripada teko yang di bawah (Silberberg, 2010).

Latihan Memecahkan Masalah

Masalah

Visualisasi submikroskopik di samping menunjukkan suatu zat terlarut (NaCl) sebanyak 117 g dilarutkan ke dalam 3 kg air. Hitunglah fraksi mol zat terlarut.

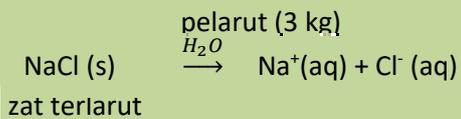


Jawab

Analisis Masalah

Sebelum mencari fraksi mol, pertama harus menghitung mol zat terlarut (NaCl) dan mol pelarut (air). Mol dapat dicari dengan menggunakan persamaan gram zat terlarut dibagi dengan Mr zat terlarut. Hal yang sama juga berlaku pada pelarut, yaitu mol pelarut dapat dicari dengan menggunakan persamaan gram pelarut dibagi dengan Mr pelarut. Setelah memperoleh mol, selanjutnya dihitung farksi mol.

Cara Menyelesaikan Masalah



Mencari mol;

Mol Zat terlarut (NaCl)

$$117 \text{ g NaCl} = \frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{Mr zat terlarut}} \text{ mol}$$

$$= \frac{117}{58,7} \text{ mol}$$

$$= 2 \text{ mol}$$

Mol pelarut (air)

$$3 \text{ kg NaCl} = \frac{\text{gram pelarut}}{\text{Mr pelarut}} \text{ mol}$$

$$= \frac{3000}{18} \text{ mol}$$

$$= 166,6 \text{ mol}$$

Menghitung Fraksi mol zat terlarut (NaCl)

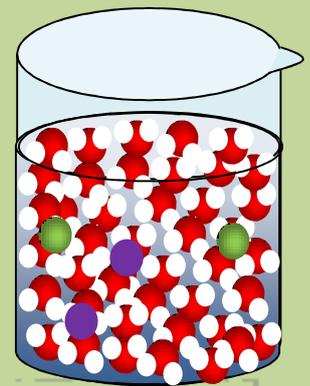
$$\begin{aligned}\text{Fraksi mol NaCl} &= \frac{\text{mol NaCl}}{\text{mol NaCl} + \text{mol H}_2\text{O}} \\ &= \frac{2}{2 + 166,6} \\ &= 0,012 \text{ mol}\end{aligned}$$

Penjelasan

Fraksi mol NaCl 117 g yang dilarutkan dalam air 3 kg adalah 0,012. Hal ini berarti bahwa dalam larutan tersebut mengandung 0,012 mol NaCl dan 0,988 mol air dengan perbandingan jumlah mol NaCl sebanyak 2 mol dan H₂O sebanyak 166,6 mol. Perbandingan mol NaCl dan air secara submikroskopik dapat divisualisasi seperti pada Gambar di samping.

Cek Kembali

Fraksi mol merupakan perbandingan mol zat terlarut dengan mol pelarut. Dengan demikian, jawaban di atas benar, karena fraksi mol NaCl sebesar 0,012. Artinya fraksi mol air sebesar 0,988 sehingga hal ini membuktikan $X_A + X_B = 1$.



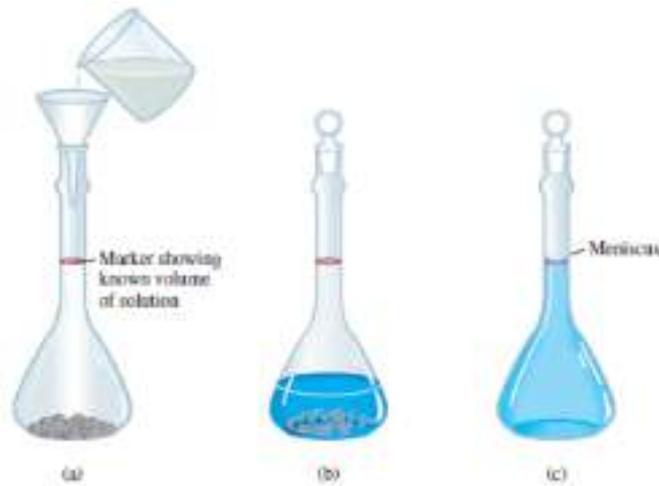
Fraksi mol NaCl dapat juga dihitung dengan cara

$$X_{\text{NaCl}} = 1 - X_{\text{H}_2\text{O}}$$

KEMOLARAN (M)

Molaritas (*molarity*) yang disingkat M atau konsentrasi molar merupakan jumlah mol zat terlarut dalam 1 liter larutan. Kemolaran dapat ditentukan dengan menghitung mol zat terlarut dan volume larutan. Volume larutan adalah volume zat terlarut dan pelarut setelah bercampur. Perhatikan Gambar contoh cara menghitung konsentrasi molar (M) di bawah ini.

Simbol suatu molar, **M** dapat juga dinyatakan ke dalam bentuk simbol lain, yaitu sebagai []. Sebagai contoh H₂C₂O₄ 0,5 M dapat dinyatakan sebagai [H₂C₂O₄] = 0.5.



Gambar 11. Membuat larutan dengan diketahui konsentrasi molar (M) (McMurry, 2012).

Gambar di atas merupakan contoh cara mempersiapkan larutan dengan molaritas sudah diketahui. (a) jumlah zat terlarut (padat) yang telah diketahui dimasukkan ke dalam labu ukur ditambahkan air, (b) padatan perlahan dilarutkan dengan memutar labu ukur secara pelan-pelan, (c) Setelah padatan telah benar-benar larut dengan menambahkan pelarut air sesuai dengan volume yang diinginkan. Dengan mengetahui volume larutan dan jumlah zat terlarut di dalamnya maka dapat dihitung molaritas larutan yang disiapkan.

$$\text{molaritas zat A} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}} = \frac{\text{mmol zat A}}{1 \text{ mL larutan}}$$

Persamaan di atas dapat diubah menjadi,

$$\text{molalitas} = \frac{W_A \times 1000}{M_A \times V}$$

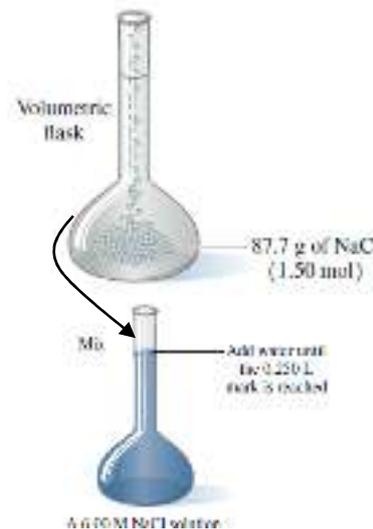
Jadi, 1 molar atau satu M suatu larutan didefinisikan sebagai 1 mol suatu zat terlarut di dalam 1 liter larutan, atau 1 mmol zat terlarut dalam 1 ml larutan.

Ketrangan:

W_A = massa zat A (dalam g)

M_A = Massa molekul relative zat A (dalam g/mol)

V = volume larutan (dalam mL).



Gambar 12. Larutan NaCl 1,50 mol dan ditambahkan air hingga tanda 0,250 L larutan NaCl 6 M

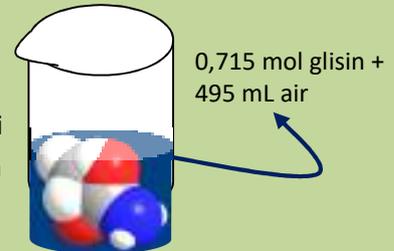
Sebagai Contoh; NaOH 0,1 M mempunyai pengertian bahwa untuk setiap 1 liter (atau 1000 ml) larutan ini mengandung 0,1 mol NaOH.

Latihan Memecahkan Masalah

Latihan Rutin

Masalah

Perhatikan Gambar suatu larutan glisine ($\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$) di samping. Jika suatu larutan mengandung 0,715 mol glisin dalam 495 mL larutan, maka hitung molaritas glisin!.



Jawab

Analisis Masalah

Molaritas adalah jumlah mol zat terlarut di dalam satu liter larutan. Jumlah mol glisin = 0,715 dan volume (495 mL), membagi mol dengan volume, dan mengubah satuan volume dari mL ke liter untuk mencari molar.

Cara Menyelesaikan Masalah

$$\text{Molaritas} = \frac{0,715 \text{ mol glycine}}{495 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,44 \text{ M gliscin.}$$

Penjelasan

Perhitungan di atas menunjukkan bahwa 0,715 mol glisin di dalam 495 mL (0,5 L) larutan mempunyai molaritas 1,4 atau 1,4 mol/L.

Jumlah mol glisin
dibagi dengan volume
(mL)

Konsentrasi glisin
(mol/mL)

$$10^3 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

Molaritas glisin
(mol/mL)

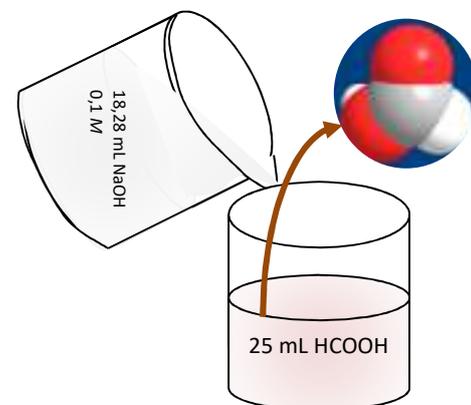
Latihan Nonrutin

Masalah

Gambar di samping menunjukkan 18,28 mL larutan NaOH 0,1 M untuk menetralkan 25 mL larutan HCOOH (asam metanolik). Berdasarkan data tersebut buktikan bahwa molar HCOOH lebih kecil dari 0,1 M.

Analisis Masalah

Diketahui moliras dan volume larutan NaOH dan volume larutan asam metanolik (HCOOH). Volume basa yang digunakan adalah $\frac{1}{4}$ dari volume asam, jadi dapat diprediksi molar larutan asam lebih kecil daripada 0,1 M.



Diketahui

$$V_A = 25,00 \text{ mL HCOOH}$$

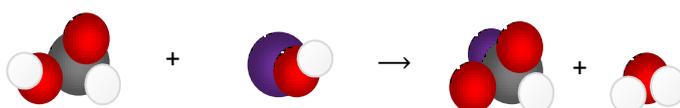
$$V_B = 18,28 \text{ mL NaOH}$$

$$M_B = 0,1000 \text{ M.}$$

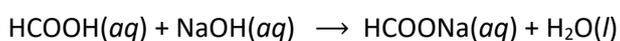
$$\text{Ditanya } M_A = \dots? \text{ Mol/L.}$$

Cara Menyelesaikan Masalah

Menuliskan persamaan kesetimbangan reaksi netralisasi



Visualisasi persamaan reaksi dalam level submikroskopik



1 mol NaOH menetralkan 1 mol HCOOH

$$V_B = 18,28 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,01828 \text{ L}$$

Menghitung mol untuk NaOH

$$\text{Mol NaOH} = (M_B)(V_B)$$

Simbolik

menuliskan hubungan mol asam basa

merubah volume basa dari mL ke L.

menggunakan hubungan antara molal, molar, dan volume basa.

substitusi $M_B = 0,1 \text{ M}$ dan $V_B = 0,01828 \text{ L}$

menggunakan hubungan stoikiometri

menggunakan hubungan antara mol.

$$\begin{aligned} \text{Mol NaOH} &= (0,1 \text{ mol/L})(0,01828 \text{ L}) \\ &= 1,828 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

Menghitung mol untuk HCOOH

$$\begin{aligned} 1,828 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} &\times \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \\ &= 1,828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH} \end{aligned}$$

Menghitung molar HCOOH (Molar Asam atau M_A)

$$1,828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH} = (M_A)(V_A)$$

$$M_A = \frac{1,828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH}}{V_A}$$

$$V_A = 25,00 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} = 0,02500 \text{ L HCOOH}$$

$$M_A = \frac{1,828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH}}{0,02500 \text{ L HCOOH}} = 7,312 \times 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

Penjelasan

Permasalahan di atas memprediksi konsentrasi (molar) larutan asam lebih kecil daripada 0,1 M. untuk membuktikan bahwa 18,28 mL suatu larutan standar 0,1 M NaOH untuk menetralkan 25,00 mL larutan HCOOH (asam metanolik) digunakan persamaan molar, yaitu perbandingan antara mol HCOOH ke dalam satu liter pelarut. Untuk dapat menghitung molar HCOOH dapat dilibatkan hubungan satuan konsentrasi molal, molar, dan volume asam maupun basa.

Cek Kembali

Jawaban benar, yaitu dapat membuktikan prediksi bahwa molaritas HCOOH adalah lebih kecil daripada 0,1 M NaOH.

MOLALITAS (m)

1 molal suatu larutan didefinisikan sebagai zat terlarut di dalam 1000 gram pelarut. Nilai m dapat diketahui jika mol zat dan massa pelarut diketahui.

Secara umum berlaku persamaan,

$$\text{molalitas A} = \frac{\text{mol zat A}}{1000 \text{ g pelarut}}$$

bentuk lain dari persamaan di atas adalah

$$\text{molalitas} = \frac{W_A \times 1000}{M_A \times W_P}$$

di mana W_A = massa zat A (dalam gram); M_A massa molekul relatif zat A (dalam g/mol); dan W_P massa pelarut (dalam gram).



Gambar 13. NaCl dilarutkan ke dalam air (McMurry, 2012).

Latihan Memecahkan Masalah

Latihan Rutin

Masalah

34,2 g gula ($C_{12}H_{22}O_{11}$) $M_r = 342$, dilarutkan ke dalam 500 ml air. Berapa mol gula dalam larutan pada gambar di samping?.

Jawab:

Analisis Masalah

$$M_r (\text{gula}) = M_A = 342$$

$$W (\text{gula}) = 34,2 \text{ g}$$

$W (\text{air}) = 500 \text{ g}$ (massa jenis air ≈ 1), maka molalitas dapat dihitung dengan menggunakan persamaan, molalitas =

$$\frac{W_A \times 1000}{M_A \times W_P}$$

Cara Menyelesaikan Masalah

$$m_{\text{gula}} = \frac{34,2 \text{ g} (1000)}{(342 \text{ g/mol}) (500 \text{ g})} = 0,2 \text{ mol.}$$



Latihan Nonrutin

Masalah

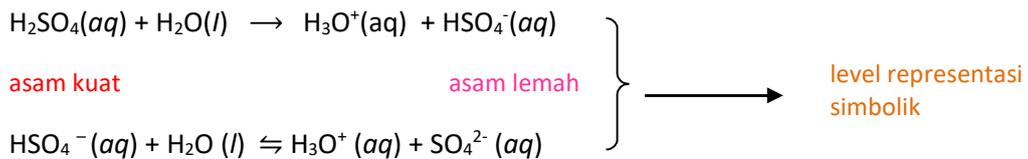
Hitung mol asam sulfat yang mengandung 35,2 g asam sulfat dalam air. Massa molal $H_2SO_4 = 98,09$ g.

Analisis Masalah

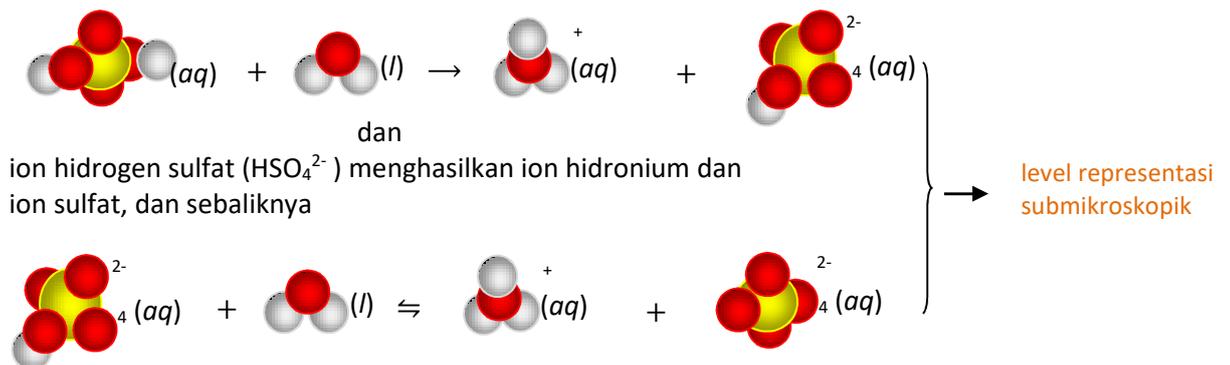
Untuk menghitung molal suatu larutan, dibutuhkan jumlah mol zat terlarut dan massa pelarut dalam kg. Pertama mencari jumlah mol asam sulfat, mengubah faktor dengan menggunakan massa molar. Selanjutnya mencari massa air, kemudian mencari molal dengan menggunakan persamaan; m

$$= \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{massa pelarut}}$$

Cara Menyelesaikan Masalah



persamaan reaksi molekul menghasilkan ion hidronium dan ion hidrogen sulfat



Persamaan molal, $m = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{massa pelarut}}$

Menghitung;

Menghitung mol H_2SO_4

$$\text{mol } H_2SO_4 = 35,2 \text{ g } H_2SO_4 \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,09 \text{ g } H_2SO_4}$$

mol H_2SO_4

$$= 0,359 \text{ mol H}_2\text{SO}_4.$$

Menghitung masa air

Masa H₂O adalah 237 g atau $\frac{237}{1000} = 0,237 \text{ kg}$

oleh karena itu

$$\begin{aligned} \text{mol larutan} &= \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{\text{massa H}_2\text{O}} \\ &= \frac{0,359 \text{ H}_2\text{SO}_4}{0,237 \text{ kg H}_2\text{O}} \\ &= 1,51 \text{ mol} \end{aligned}$$

Penjelasan

Asam sulfat (H₂SO₄) merupakan asam diprotik dan merupakan asam kuat karena terdisosiasi sempurna. Sedangkan produknya HSO₄⁻ dapat terdisosiasi kembali tetapi sangat sedikit sehingga ion HSO₄⁻ merupakan asam lemah. Satu mol didefinisikan sebagai zat terlarut, berarti (35,2 g) H₂SO₄ sama dengan 1 mol H₂SO₄ ke dalam 1000 g (1 kg) air. Hasil perhitungan diperoleh mol H₂SO₄ = 0,359 dan massa H₂O = 0,237 kg untuk memperoleh molal larutan maka mol H₂SO₄ dibagi dengan massa pelarut, sehingga didapatkan 1,51 mol larutan H₂SO₄ dalam 1 kg H₂O.

Cek Kembali

Prosedur dan jawaban di atas benar, karena mol H₂SO₄ lebih kecil daripada mol H₂O.

Daftar Pustaka

- Chang, R. and Overby, J. (2011). *General Chemistry: The Essential Concepts*. New York: McGraw-Hill Companies Inc.
- Glencoe. (2008). *Chemistry Matter and change*. New York: The McGraw-Hill.
- Jespersen, N.D. and Brady, J.E. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter*. New York: John Wiley and Sons Inc.
- Mcmurry John E., Fay Robert C., Fantini Jordan. (2012). *Chemistry Sixth Edition*. New York: Pearson.
- Silberberg, Martin S.. (2010). *Principles of general chemistry*. Second Edition. New York: The McGraw-Hill.
- Zumhdal Steven S., Decoste Donal J. (2010). *Basic Chemistry Seventh Edition*. USA: Brooks/Cole.

BAHAN AJAR 07

ASAM dan BASA

CHAPTER 18 Acids and Bases

18.1 Introduction to Acids and Bases

18.2 Strengths of Acids and Bases

18.3 Hydrogen Ions and pH

18.4 Neutralization

ChemFacts

- The optimal pH for organisms varies widely for different aquatic organisms.
- A pH of 7.2 is generally accepted as the average pH of natural waters, but monitoring that pH is an expensive item and ensure that all the indicators will function.
- The Greek invention (called a bromine kit) requires a pH range of 6.8 to 7.0 whereas the American kit works in water with a pH between 6.8 and 7.2.

Asam dan Basa dalam larutan

Asam dan basa dapat dijelaskan dengan menggunakan teori asam-basa yang dikemukakan oleh Arrhenius, Bronsted-Lowry, dan Lewis.

Asam dan Basa Kuat

Asam dan basa kuat di dalam larutan terionisasi sempurna, tetapi asam dan basa lemah hanya terionisasi sebagian.

Ion Hidrogen dan pH

pH dan pOH merupakan skala algoritma yang menandakan konsentrasi untuk ion hidrogen dan ion hidroksida dalam larutan berair.

Netralisasi

Reaksi netralisasi suatu asam dengan basa menghasilkan garam dan air.



Amonium cair

Oleh
Dr. Mujakir, M.Pd.Si

Asam dan Basa

Sifat asam dan basa tidak hanya terdapat dalam larutan air, tetapi juga dalam larutan lain seperti amonium, eter, dan benzena. Akibatnya cukup sulit mengetahui sifat larutan asam dan basa yang sesungguhnya, oleh karena itu asam dan basa dapat dijelaskan dengan teori asam-basa yang dikemukakan oleh Arrhenius, Bronsted-Lowry, dan Lewis.

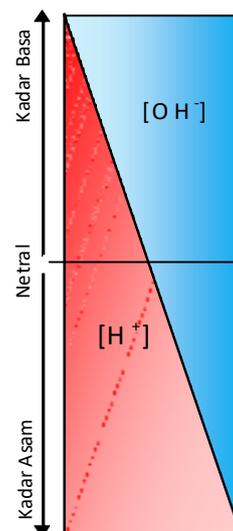
Menurut Arrhenius

Asam adalah zat yang menghasilkan ion H^+ di dalam air, dan basa adalah zat yang menghasilkan ion OH^- di dalam air (lihat Gambar 1). Arrhenius untuk mengelompok zat-zat yang memiliki sifat asam dan basa di dalam larutan sebagai berikut;

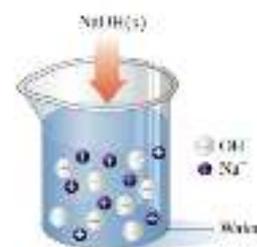
Asam

- Memiliki rasa masam; misalnya, cuka yang mempunyai rasa masam dari asam asetat, dan lemon dari buah jeruk yang mengandung asam sitrat.
- Menyebabkan perubahan warna pada zat pewarna tumbuhan; misalnya mengubah warna lakmus biru menjadi merah.
- Bereaksi dengan logam tertentu seperti seng, magnesium dan besi menghasilkan gas hidrogen .

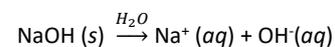
$$2HCl(aq) + Mg(s) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(g)$$
- Bereaksi dengan karbonat dan bikarbonat seperti Na_2CO_3 , $CaCO_3$, dan $NaHCO_3$ menghasilkan gas karbon dioksida.
- Larutan asam dalam air menghasilkan arus listrik (Chang, 2011:105).



Gambar 1. Kadar asam, netral, dan kadar basa suatu larutan. (Glencoe, 2008)



Gambar 2. Basa Arrhenius menghasilkan kation dan anion dalam larutan berair (Chang, 2011).





Asam kuat dan basa kuat merupakan elektrolit kuat.



Asam lemah dan basa lemah merupakan elektrolit lemah.

Gambar 3. (a) Asam kuat dan basa kuat, (b) asam lemah dan basa lemah (McMurry, 2012).

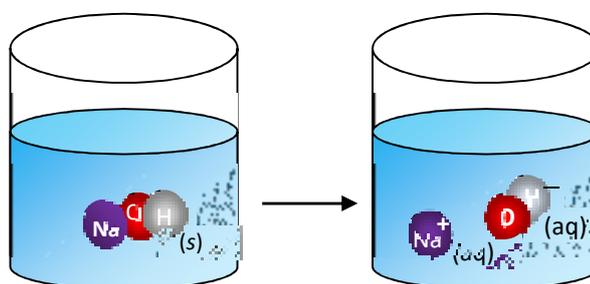
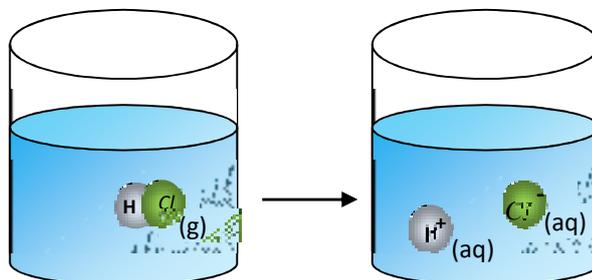
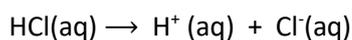
Basa

Beberapa sifat basa

- Memiliki rasa pahit
- Terasa licin; misalnya sabun yang mengandung basa.
- Menyebabkan perubahan warna pada zat pewarna tumbuhan; misalnya mengubah warna lakmus merah menjadi biru.
- Larutan basa di dalam air menghantarkan arus listrik (Chang, 2011:105).

Arrhenius mengatakan asam adalah unsur hidrogen (H^+) dan berionisasi untuk memproduksi ion hidrogen dalam larutan berair. Basa adalah unsur yang mengandung hidroksida dan berdisosiasi untuk menghasilkan ion hidroksida (OH^-) dalam larutan berair.

Contoh, $HCl (g)$ dan $NaOH (s)$ dilarutkan dalam air. Molekul gas HCl terionisasi menjadi ion H^+ dan Cl^- . Molekul $NaOH (s)$ terdisosiasi menjadi ion Na^+ dan OH^- . Fenomena tersebut dapat divisualisasikan secara submikroskopik sebagai berikut.

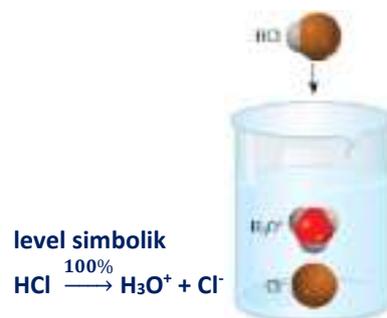


ASAM BASA BRØNSTED-LOWRY

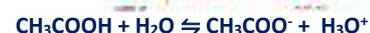
Teori Arrhenius hanya berlaku untuk larutan dalam air. Sedangkan Brønsted-Lowry fokus pada donor proton (melepaskan ion H^+) dan akseptor proton (menerima ion H^+), dalam hal ini asam sebagai *pendonor proton* dan basa sebagai *akseptor proton* (Lihat Gambar 4). Pandangan ini lebih luas dari teori Arrhenius, karena teori Bronsted-Lowry tidak hanya berlaku untuk larutan air, tetapi berlaku juga pada larutan dengan medium gas.

Donor dan Akseptor Ion H^+

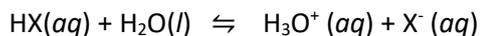
Simbol X dan Y menggambarkan unsur-unsur bukan logam atau ion poliatom negatif. Dengan demikian secara umum persamaan untuk asam dapat direpresentasi sebagai HX dan HY . Bilamana suatu molekul asam HX terlarut dalam air, maka asam menyumbang ion H^+ ke molekul air. Molekul air bertindak sebagai basa dan akseptor ion H^+ (lihat Gambar 5).



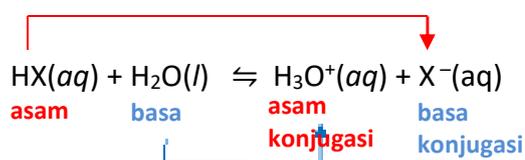
Gambar 4. Level molekuler dan level simbolik HCl dilarutkan ke dalam air membentuk ion H_3O^+ dan Cl^- (Jespersen, 2011).



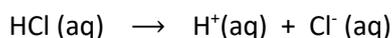
Reaksi serah terima proton asam asetat dan air membentuk ion asetat dan ion hidronium dan sebaliknya (Jespersen, 2011).



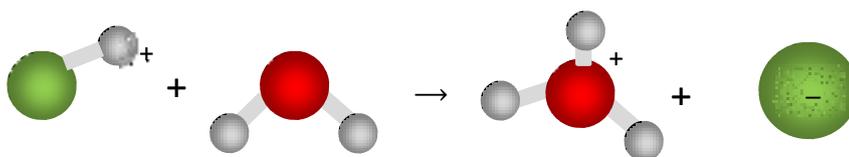
Serah terima ion H^+ di atas, mengakibatkan molekul air menjadi asam H_3O^+ . Ion hidronium menjadi asam karena memiliki penambahan ion H^+ itu dapat disumbangkan. Menyumbangkan ion H^+ , asam HX menjadi basa (X^-). X^- adalah basa karena memiliki muatan negatif dan siap menerima ion hidrogen positif. Dengan demikian reaksi asam basa dapat berlangsung secara reversibel. Asam H_3O^+ dapat bereaksi dengan basa X^- dari air dan HX ,



Suatu asam konjugasi merupakan spesies produk ketika suatu basa menerima satu ion hidrogen. Basa H_2O menerima satu ion hidrogen dari HX menjadi asam konjugasi H_3O^+ . Basa konjugasi adalah spesies produk ketika asam menyumbang satu ion hidrogen. Asam HX menyumbang ion hidrogen dan menjadi basa konjugasi X^- . Dalam reaksi di atas, ion hidronium adalah basa konjugasi dari basa H_2O . Ion X^- adalah basa konjugasi dari asam HX . Suatu pasangan asam basa konjugasi terdiri dari dua unsur yang berhubungan satu sama lain dengan memberi dan menerima ion hidrogen. Gambar 6 di samping menjelaskan level submikroskopik ketika $\text{HCl}(aq)$ dalam air, asam klorida memberikan satu proton pada air:



Ion H^+ adalah atom hidrogen yang telah kehilangan elektronnya, disebut proton. Ukuran proton kira-kira 10^{-15} m, dibandingkan dengan diameter sebuah atom atau ion, yaitu kira-kira 10^{-10} m.

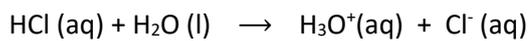


Gambar 5. Amonium cair (Timberlake, 2014).



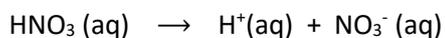
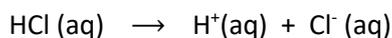
Gambar 6. Asam kuat (HCl) menyumbangkan satu proton pada molekul air (McMurry, 2012).

Partikel bermuatan yang sangat kecil tersebut tidak terdapat sebagai kesatuan yang terpisahkan dalam larutan air karena gaya tariknya yang kuat terhadap kutub negatif (atom O) dalam air, akibatnya proton dalam keadaan terhidrasi. Ionisasi asam klorida dinyatakan sebagai berikut.



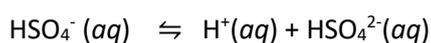
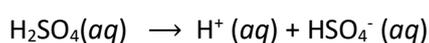
Gambar di samping adalah proses ionisasi HCl ketika dilarutkan ke dalam air terurai menjadi ion H^+ dan Cl^- , Ion H^+ bergabung dengan molekul air murni membentuk H_3O^+ . Proton terhidrasi, H_3O^+ disebut ion hidronium. Persamaan ini menunjukkan reaksi cenderung kekanan di mana asam (HCl) mendonorkan satu protonnya kepada basa (H_2O).

Setiap satuan asam yang menghasilkan satu ion hidrogen dalam ionisasi disebut **asam monoprotik**. Misalnya; asam klorida (HCl), asam nitrat (HNO_3), asam asetat (CH_3COOH), asam sulfat (H_2SO_4), dan asam fosfat (H_3PO_4).

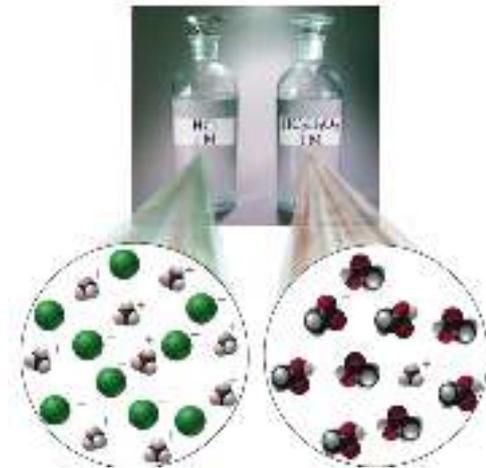


Perlu dicatat bahwa asam asetat (CH_3COOH) terionisasi tidak sempurna dalam larutan (perhatikan panah dua arah), maka merupakan elektrolit lemah sehingga disebut asam lemah. Sementara HCl maupun HNO_3 terionisasi sempurna dalam larutan (perhatikan panah tunggal), maka merupakan elektrolit kuat sehingga disebut asam kuat.

Setiap satuan asam melepaskan dua ion H^+ , **disebut asam diprotik**. Dalam dua tahap terpisah,



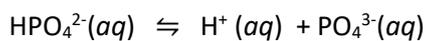
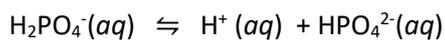
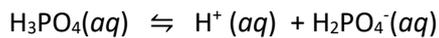
H_2SO_4 adalah elektrolit kuat atau asam kuat (tahap ionisasi pertama berlangsung sempurna), tetapi HSO_4^- merupakan asam lemah atau



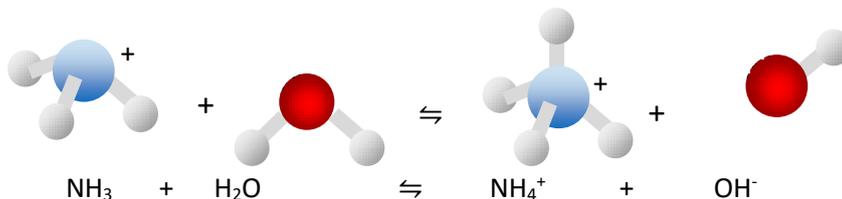
Gambar 7. Asam kuat (HCl) dan asam lemah ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) memberikan satu proton pada air (McMurry, 2012).

elektrolit lemah. Panah dua arah menunjukkan ionisasi tidak sempurna dalam larutan.

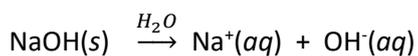
Asam triprotik merupakan setiap satuan asam melepaskan tiga ion H^+ , keberadaannya relatif sedikit. Misalnya asam fosfat (H_3PO_4), proses ionisasinya adalah



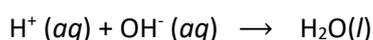
Ketiga spesi (H_3PO_4 , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}) merupakan asam lemah (elektrolit lemah). Panah dua menunjukkan tiap tahap ionisasi. Anion seperti $H_2PO_4^-$, dan HPO_4^{2-} terdapat dalam larutan fosfat seperti NaH_2PO_4 dan Na_2HPO_4 .



Basa natrium hidroksida ($NaOH$) merupakan elektrolit kuat. Hal ini menunjukkan bahwa senyawa tersebut terionisasi sempurna dalam larutan (lihat Gambar 9).

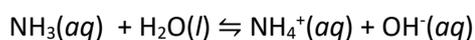


ion OH^- menerima satu proton sebagai berikut:



dengan demikian OH^- merupakan basa.

Ammonia (NH_3) dikelompokkan sebagai basa karena dapat menerima satu ion H^+ .



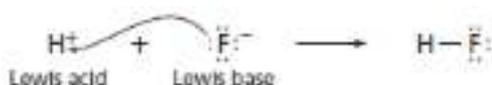
Ammonia merupakan elektrolit lemah karena hanya sebagian kecil dari molekul NH_3 yang larut yang bereaksi dengan air membentuk ion NH_4^+ dan ion OH^- .



Gambar 8. Submikroskopik $NaOH(s)$ dalam air terurai sempurna menghasilkan ion Na^+ dan OH^- .

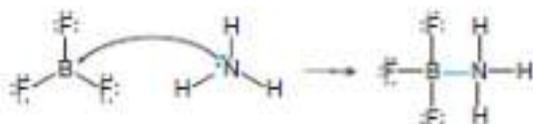
Teori Lewis

Asam adalah pasangan elektron akseptor, dan basa adalah pasangan elektron donor. Model Lewis mencakup semua unsur asam dan basa yang diklasifikasi Brønsted Lowry. Pasangan elektron donor dan akseptor, contohnya reaksi antara ion hidrogen (H^+) dan ion fluorida (F^-) dari molekul HF (lihat Gambar 10). Peran pasangan elektron adalah sebagai berikut.



Reaksi di atas menunjukkan bahwa ion H^+ adalah asam Lewis, memiliki 1 orbital s kosong untuk menerima pasangan elektron dari ion F^- (Ion F^- adalah basa lewis), memberikan satu pasang elektron untuk mengikat HF. Reaksi tersebut juga sama dengan asam dan basa Brønsted-Lowry, karena H^+ dapat memberi (donor) satu ion hidrogen dan F^- akseptor ion hidrogen.

Reaksi gas BF_3 dengan gas ammonia (NH_3) dari BF_3NH_3 adalah reaksi asam-basa Lewis.



Atom Boron dalam BF_3 mempunyai 6 elektron valensi juga satu orbital kosong yang dapat menerima pasang elektron dari basa Lewis. Secara ringkas perbedaan ketiga teori asam dan basa dapat dilihat pada Tabel berikut.

Tabel 1. Tiga Model Teori untuk Asam Basa

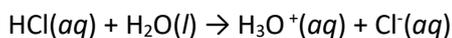
Model Teori	Definisi Asam	Definisi Basa
Arrhenius	menghasilkan H^+	menghasilkan OH^-
Bronsted-Lowry	donor H^+	akseptor H^+
Lewis	akseptor pasang elektron	donor pasang elektron



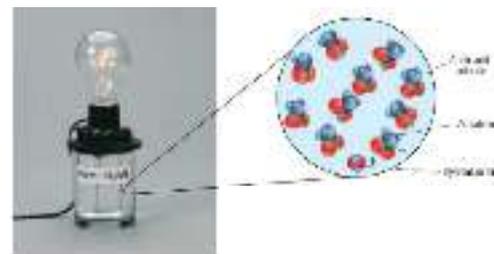
Gambar 9. Visualisasi submikroskopik asam HF ketika direaksikan dengan air (McMurry, 2012).

Kekuatan Asam Basa

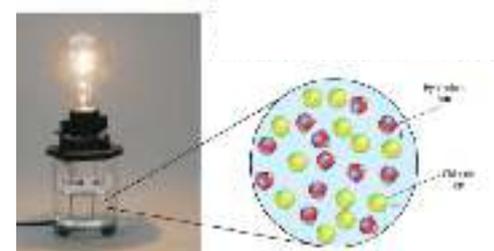
Salah satu sifat dari kadar asam dan basa larutan adalah daya hantar listrik. Apakah ion H^+ dan OH^- dapat menghantar arus listrik dalam larutan berair?. Misalnya menguji daya hantar listrik pada 0,10 M larutan berair pada HCl asam asetat ($HC_2H_3O_2$). Asam yang terionisasi sempurna disebut asam kuat. Karena kekuatan asam menghasilkan jumlah ion yang maksimal, maka bersifat penghantar listrik yang baik. Ionisasi dari HCl di dalam air dapat direpresentasikan dengan persamaan di bawah ini.



Karena asam kuat menghasilkan banyak ion, sehingga larutan menjadi penghantar listrik yang baik. Nama dan persamaan ionisasi untuk beberapa asam kuat ditunjukkan pada Tabel berikut.



Gambar 10. Bola lampu menyala redup ketika elektroda dimasukkan dalam larutan $HC_2H_3O_2$ 0,1 M.



Gambar 11 Bola lampu menyala terang ketika elektroda dimasukkan dalam larutan HCl 0,1 M.

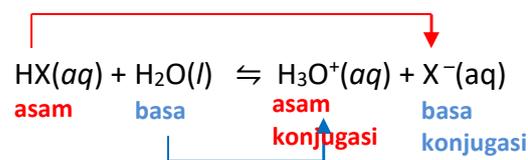
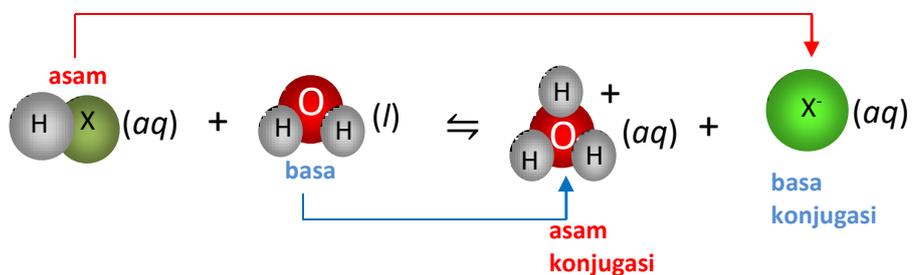
Tabel 2. Persamaan Ionisasi Asam Kuat dan Basa Kuat	
Asam Kuat	Asam Lemah
Persamaan Ion	Persamaan Ion
$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$

Asam Lemah

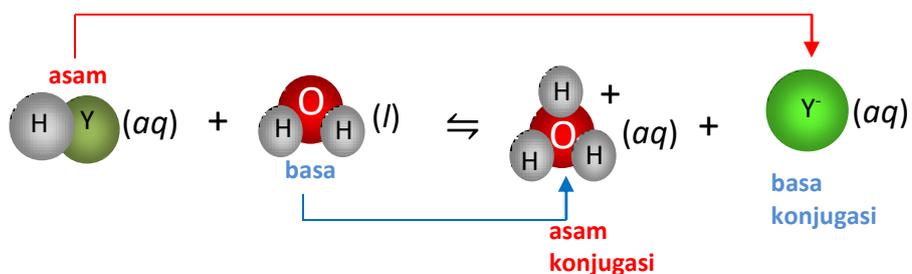
Jika lampu pijar menyala terang pada alat yang mengandung larutan HCl maka HCl terion lebih banyak (penguraian sempurna), namun jika lampu pijar menyala redup, maka dalam unsur/senyawa dalam larutan terion sebagian seperti yang ditunjukkan pada Gambar 10 dan 11 uji pada larutan HCl dan $HC_2H_3O_2$ di atas, dalam hal ini larutan asam asetat memiliki lebih sedikit ion. Karena kedua larutan tersebut memiliki konsentrasi molar sama maka dapat disimpulkan bahwa asam asetat tidak terurai sempurna (tidak terionisasi sempurna). Setiap asam yang hanya terionisasi secara parsial dalam pengenceran larutan berair adalah suatu asam lemah. Asam lemah menghasilkan sedikit

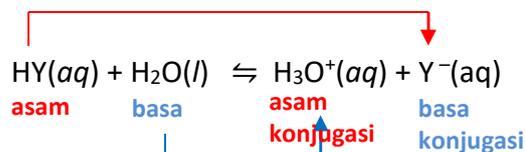
ion dan dengan demikian tidak dapat menghantar listrik seperti asam kuat. Tabel di atas menunjukkan persamaan ion untuk beberapa asam lemah yang lazim.

Brønsted-Lowry menjelaskan mengapa HCl terionisasi sempurna sedangkan $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ hanya membentuk sedikit ion?, dengan mempertimbangkan ionisasi dari satu atau beberapa asam kuat. Mengingat bahwa asam pada sisi reaktan dari produk suatu basa konjugasi pada sisi produk. Dengan cara yang sama, basa dari sisi reaktan dan suatu asam konjugasi dari sisi produk.

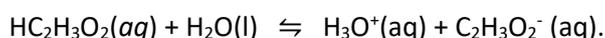


HX direpresentasikan sebagai asam kuat dan mempunyai basa konjugasi X^- . HX hampir 100% berionisasi karena H_2O merupakan basa kuat (reaksi ke kanan) bahwa basa konjugasi adalah X^- (ke kiri). Kestimbangan ionisasi hampir berada sepenuhnya pada reaksi ke kanan karena basa H_2O mempunyai daya tarik yang lebih besar untuk ion H^+ membentuk basa konjugasi X^- . Dalam kasus semua asam kuat, air merupakan basa kuat. Sedangkan persamaan reaksi untuk asam lemah (HY) dapat divisualisasikan sebagai berikut.



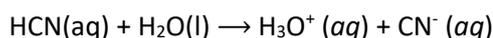


Kesetimbangan ionisasi untuk asam lemah berada pada ujung kiri karena basa konjugasi Y^- mempunyai daya tarik yang lebih kuat untuk ion H^+ daripada basa H_2O . Dalam kasus asam asetat, basa konjugasi $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ (reaksi ke kiri) mempunyai kekuatan daya tarik untuk ion hidrogen dari pada basa H_2O (reaksi ke kanan) merupakan basa lebih kuat. Persamaan reaksi dapat dituliskan sebagai berikut.



Tetapan Ionisasi Asam

Meskipun model Brønsted-Lowry membantu menjelaskan kekuatan asam, model ini tidak menyediakan cara kuantitatif untuk mengungkapkan kekuatan asam atau untuk membandingkan kekuatan dari berbagai asam. Kesetimbangan persamaan konstanta menyediakan ukuran kuantitatif kekuatan asam. Asam lemah menghasilkan suatu campuran kesetimbangan molekul dan ion dalam larutan air. Dengan demikian, konstanta kesetimbangan, K_{eq} , menyediakan pengukuran kuantitatif dari tingkat ionisasi asam. Persamaan ionisasi dan konstanta kesetimbangan untuk asam hidrosianat adalah sebagai berikut.



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Konsentrasi H_2O cair dianggap konstan dalam larutan air encer, sehingga dapat dikombinasikan dengan K_{eq} untuk memberikan keseimbangan baru yang konstan, K_a .

$$K_{\text{eq}} \text{H}_2\text{O} = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}][\text{H}_2\text{O}]} = 6,2 \times 10^{-10}$$

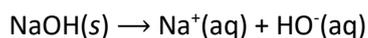
Di mana K_a adalah konstanta ionisasi asam. Konstanta ionisasi asam menunjukkan nilai konstanta kesetimbangan untuk ionisasi asam lemah. Seperti semua konstanta kesetimbangan, nilai K_a menunjukkan apakah reaktan atau produk yang sesuai sehingga kesetimbangan. Untuk asam lemah, konsentrasi ion (produk) dalam pembilang cenderung

kecil dibandingkan dengan konsentrasi molekul (reaktan). Asam lemah memiliki nilai K_a lebih kecil dalam larutan karena memiliki konsentrasi ion lebih kecil dan konsentrasi molekul asam sebelum terionisasi lebih besar. Nilai $K_a = 298\text{ K}$ untuk beberapa asam lemah tercantum dalam Tabel berikut. Perhatikan bahwa asam poliprotik belum tentu asam kuat untuk setiap ionisasi. Setiap ionisasi asam poliprotik memiliki nilai K_a , dan berturut-turut menurun untuk setiap ionisasi.

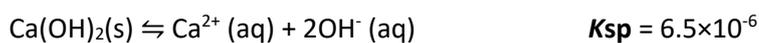
Tabel 3 Konstanta Ionisasi untuk Asam Lemah		
Asam	Persamaan Ionisasi	K_a 298 K
Hidrosulfur ionisasi pertama	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	8.9×10^{-8}
Hidrosulfur ionisasi kedua	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	1×10^{-19}
Hidrosulfur	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	6.3×10^{-4}
Sianida	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	6.2×10^{-10}
Asetat	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1.8×10^{-5}
Karbonik ionisasi pertama	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	4.5×10^{-7}
Karbonik ionisasi kedua	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	4.7×10^{-11}

Basa Kuat

Basa kuat terdisosiasi seluruhnya menjadi **ion logam dan ion hidroksida**. Oleh karena itu, hidroksida logam seperti natrium hidroksida (NaOH) merupakan basa kuat.



Beberapa hidroksida logam, seperti kalsium hidroksida (Ca(OH)_2) memiliki kelarutan yang rendah dan dengan demikian sumber ion OH^- sedikit (lemah). Perhatikan bahwa nilai konstanta kelarutan produk (K_{sp}) kalsium hidroksida (Ca(OH)_2) kecil, menunjukkan bahwa beberapa ion OH^- yang ada di dalam larutan dalam keadaan jenuh.

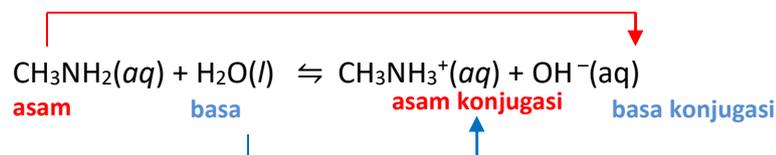


Kalsium hidroksida dan hidroksida logam sedikit larut dan lainnya dianggap basa kuat karena semua senyawa yang larut benar-benar terdisosiasi. Persamaan disosiasi untuk beberapa basa kuat tercantum dalam Tabel di samping. Basa lemah berbeda dengan

Tabel 4 Persamaan Disosiasi Beberapa Basa Kuat

$\text{NaOH(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
$\text{KOH(s)} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
$\text{RbOH(s)} \rightarrow \text{Rb}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
$\text{CsOH(s)} \rightarrow \text{Cs}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
$\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
$\text{Ba(OH)}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$

basa kuat, basa lemah terionisasi sebagian dalam larutan berair. Sebagai contoh, metilamin (CH_3NH_2) bereaksi dengan air untuk menghasilkan sebuah campuran kesetimbangan dari molekul CH_3NH_2 , ion CH_3NH_3^+ , dan ion OH^- .



Keseimbangan ini terletak jauh ke kiri karena basa lemah (CH_3NH_2) dan OH^- (basa konjugat) basa kuat. Ion hidroksida (OH^-) memiliki daya tarik yang lebih besar untuk sebuah ion hidrogen dari molekul metilamin.

Konstanta Ionisasi Basa

Konstanta ionisasi basa, seperti reaksi antara asam dan basa lemah akan menghasilkan kesetimbangan molekul dan ion dalam larutan. Konstanta kesetimbangan memberikan ukuran tingkat ionisasi basa. Untuk ionisasi metilamin dalam air, konstanta kesetimbangan ditentukan dengan:

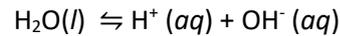
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

Konstanta ionisasi basa (K_b) adalah nilai dari konstanta kesetimbangan untuk ionisasi basa. Semakin kecil nilai K_b , maka tingkat kebasaaan semakin rendah. Nilai K_b dan persamaan reaksi ionisasi beberapa basa lemah tercantum dalam Tabel berikut.

Tabel 5		
Konstanta ionisasi untuk beberapa basa lemah		
Basa	Persamaan Reaksi Ionisasi	K_b
Etilamin	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$	5.0×10^{-4}
Metilamin	$\text{CH}_3\text{NH}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$	4.3×10^{-4}
Amonia	$\text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$	2.5×10^{-5}
Anilin	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$	4.3×10^{-10}

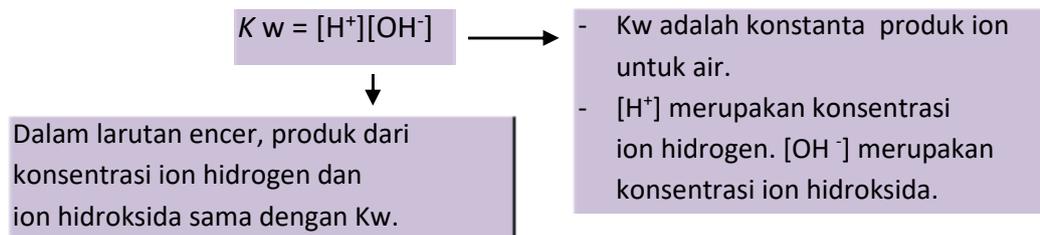
Konstanta Ion Dari Air

Air murni mengandung konsentrasi yang sama antara ion H^+ dan ion OH^- yang dihasilkan dari reaksi ionisasi.



Persamaan untuk kesetimbangan dapat disederhanakan dengan cara berikut.

Penulisan K_w dengan tanda panah ganda menunjukkan kesetimbangan. Konstanta kesetimbangan ditulis dengan menempatkan konsentrasi produk sebagai pembilang dan konsentrasi reaktan sebagai penyebut. Karena konsentrasi air murni adalah konstan, maka $[\text{H}_2\text{O}]$ tidak muncul dalam penyebut.

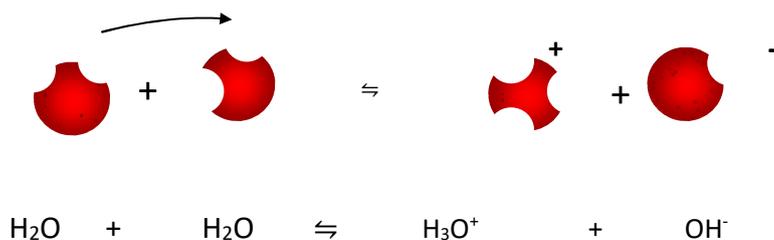


K_w adalah konstanta kesetimbangan yang hanya berlaku khusus untuk air atau disebut konstanta produk ion untuk air. K_w menunjukkan nilai konstanta kesetimbangan ionisasi dalam air. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa air murni pada suhu 298 K, $[\text{H}^+]$ dan $[\text{OH}^-]$ keduanya bernilai sama, yaitu $1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (1,0 \times 10^{-7})(1,0 \times 10^{-7})$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

Oleh karena itu, pada 298 K nilai K_w adalah $1,0 \times 10^{-14}$.



Latihan Pemecahan Masalah

Masalah

Jika diketahui konsentrasi ion H^+ dalam satu cangkir kopi adalah $1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$. Berapa konsentrasi ion OH^- dalam kopi? Apakah kopi merupakan asam, basa, atau netral?. $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$



Jawab:**Analisis masalah**

Konsentrasi ion H^+ dan $K_w = 1 \times 10^{-14}$ diketahui, untuk memecahkan masalah $[OH^-]$ dapat menggunakan tetapan produk ion. Karena $[H^+]$ lebih besar daripada 1×10^{-7} , sehingga dapat diprediksi konsentrasi $[OH^-]$ kurang dari $1,0 \times 10^{-7}$

Diketahui

$$[H^+] = 1,0 \times 10^{-5} M$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

Ditanya

$$[OH^-] = \dots? \text{ Mol/L}$$

Cara Penyelesaian Masalah

Menggunakan tetapan produk ion

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-5}} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

saat produk ion

menyelesaikan masalah untuk $[OH^-]$

substitusi $K_w = 1 \times 10^{-14}$, substitusi $[H^+] = 1 \times 10^{-5} M$

Penjelasan

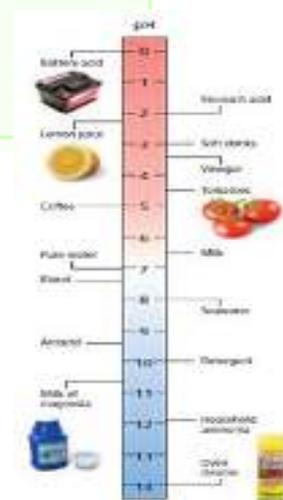
Karena $[H^+] > [OH^-]$, maka kopi adalah asam.

Cek Kembali

Jawaban sudah benar karena $[H^+]$ dan K_w mempunyai nilai yang signifikan. Diprediksikan bahwa nilai $[OH^-]$ ($1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$) lebih kecil dari $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

pH dan POH**pH**

$pH = -\log [H^+]$, pada 298 K, larutan asam memiliki nilai pH di bawah 7, sedangkan larutan basa mempunyai pH di atas 7. Dengan demikian, suatu larutan dengan pH 0,0 merupakan asam kuat, dan suatu larutan dengan pH 14,0 merupakan basa kuat. Sifat dasar suatu logaritma pada skala pH dimaknai dengan perubahan pada satu satuan pH. Perubahan tersebut direpresentasikan sebagai sepuluh kali perubahan dalam



Gambar 13 Perbandingan nilai pH untuk beberapa bahan dalam kehidupan sehari-hari (Glencoe, 2008).

konsentrasi ion. Suatu larutan yang mempunyai pH 3,0 adalah sepuluh kali konsentrasi pada larutan dengan pH 4,0. Skala pH dan hasil pH untuk beberapa unsur ditunjukkan pada Gambar 26.

pH pada larutan sama dengan negatif logaritma dari konsentrasi ion H^+ .

pOH

pOH suatu larutan merupakan negatif logaritma dari konsentrasi ion OH^- . Pada suhu 298 K, suatu larutan dengan pOH kurang dari 7 adalah basa, dan suatu larutan yang memiliki pOH lebih besar dari 7 adalah asam. Perubahan satu satuan pOH diekspresikan sebagai sepuluh kali lipat perubahan di dalam konsentrasi ion OH^- . Secara sederhana hubungan antara pH dan pOH adalah sebagai berikut.

$$pH = -\log [H^+], \text{ dan } pOH = -\log [OH^-]$$

jumlah pH dan pOH adalah 14,00.

$$pOH = -\log [OH^-]$$

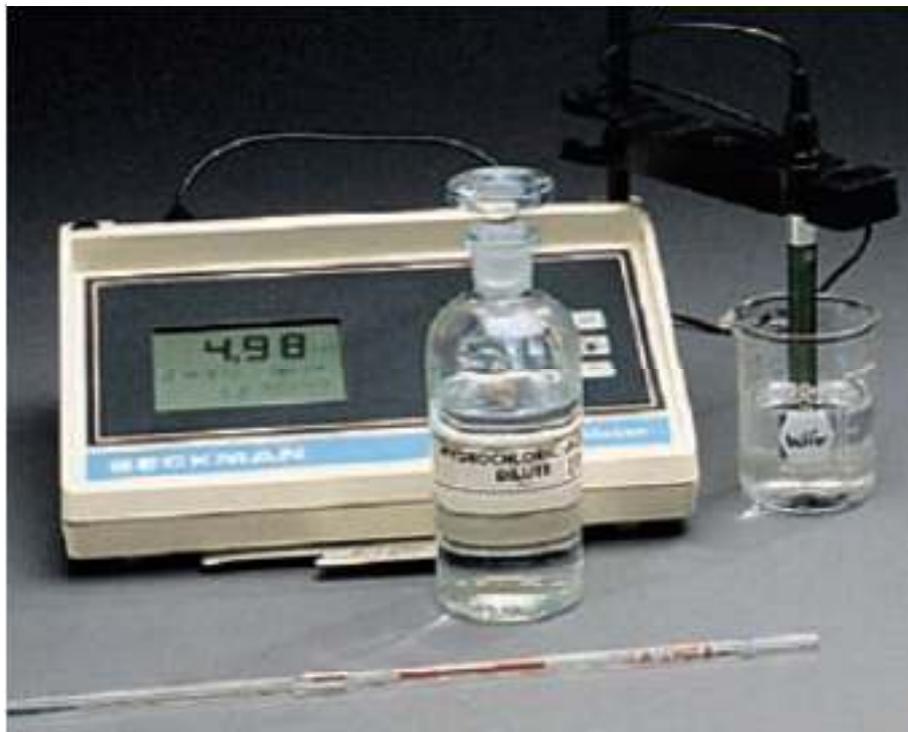
$$pH + pOH = 14,00$$

Daftar Pustaka

- Chang, R. and Overby, J. (2011). *General Chemistry: The Essential Concepts*. New York: McGraw-Hill Companies Inc.
- Glencoe. (2008). *Chemistry Matter and change*. New York: The McGraw-Hill.
- Jespersen, N.D. and Brady, J.E. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter*. New York: John Wiley and Sons Inc.
- Mcmurry John E., Fay Robert C., Fantini Jordan. (2012). *Chemistry Sixth Edition*. New York: Pearson.
- Silberberg, Martin S.. (2010). *Principles of general chemistry*. Second Edition. New York: The McGraw-Hill.
- Zumhdal Steven S., Decoste Donal J. (2010). *Basic Chemistry Seventh Edition*. USA: Brooks/Cole.

BAHAN AJAR 06

LARUTAN PENYANGGA

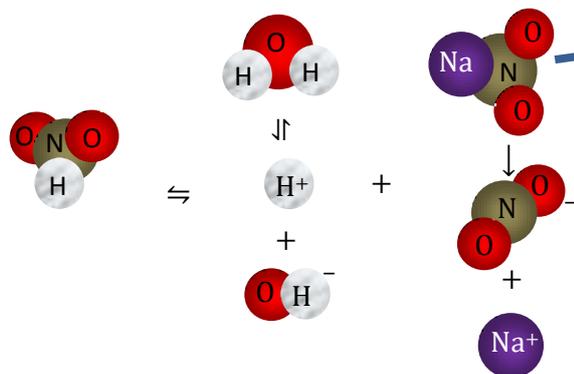


OLEH

Dr. MUJAKIR, M.Pd.Si

Larutan Penyangga

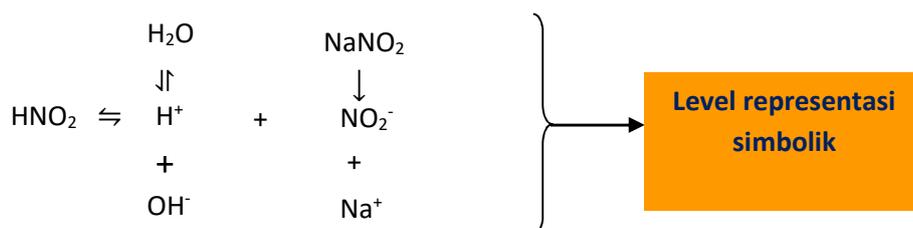
Suatu larutan bila ditambahkan asam maka pH-nya akan menurun karena konsentrasi H^+ meningkat. Sebaliknya, bila ditambah basa maka pH-nya akan meningkat karena konsentrasi OH^- menurun. Larutan asam atau basa bila ditambahkan air akan mengubah pH, karena konsentrasi asam atau basa menurun (seperti yang telah diuraikan pada larutan elektrolit dan nonelektrolit, konsentrasi larutan dan asam basa). Terdapat beberapa larutan yang bila ditambahkan sedikit asam, basa, atau air tidak mengubah pH secara berarti. Larutan seperti itu disebut larutan penyangga. Larutan penyangga dapat mempertahankan pH-nya karena mengandung ion garam, kesetimbangan asam lemah, dan kesetimbangan air yang membentuk suatu sistem. Fenomena tersebut dapat divisualisasi secara submikroskopik sebagai berikut;



Asas Le Chatelier

Apabila suatu sistem kesetimbangan dinamis mendapat gangguan dari luar, sistem akan bergeser sedemikian rupa sehingga pengaruh gangguan itu sekecil mungkin, dan jika memungkinkan maka sistem setimbang kembali.

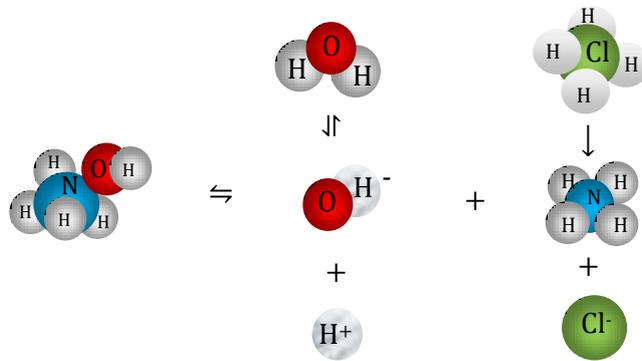
atau



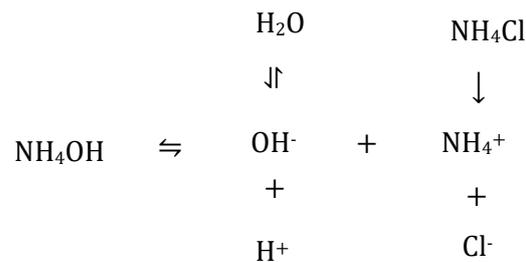
Penambahan Sedikit Asam, Basa atau Air

Penambahan asam dalam suatu larutan sesuai dengan asas Le Chatelier, maka kesetimbangan asam akan bergeser ke kiri sehingga kesetimbangan air tidak mengganggu $[H^+]$ dari H_3O^+ (larutan akan tetap seperti semula). Bila ditambah basa atau OH^- , kesetimbangan akan bergeser ke atas, akibatnya $[H^+]$ berkurang. Kekurangan ini akan

menyebabkan kesetimbangan asam bergeser ke kanan sehingga akhirnya $[H^+]$ relatif sama dengan semula. Larutan penyangga basa lemah dengan garamnya dapat dijelaskan sebagai berikut.

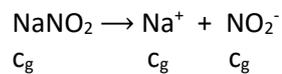


atau secara simbolik,

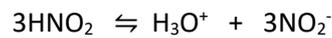


Jika ditambahkan asam atau H^+ , maka kesetimbangan air bergeser ke atas akibatnya kesetimbangan asam bergeser ke kanan sehingga (OH^-) relatif konstan. Jika ditambahkan suatu **basa** atau OH^- maka kesetimbangan basa bergeser ke kiri sehingga konsentrasinya seperti semula. Cara menghitung pH larutan penyangga pada sistemnya sebagai berikut.

Reaksi pengionan garam dan asam beserta konsentrasinya.



$$c_g \quad \quad c_g \quad \quad c_g$$



$$c_a (1-\alpha) \quad \alpha c_a \quad \alpha c_a$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{[HNO_2]}{[NO_2^-]} = K_a \frac{[c_a][1-\alpha]}{c_g + \alpha c_a}$$

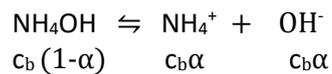
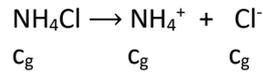
Keterangan

c_g = konsentrasi garam

c_a = konsentrasi asam

Karena α lebih kecil maka $(1 - \alpha) \cong 1$ sehingga $[\text{HNO}_2] = c_a$, sedangkan $(\text{NO}_2^-) = c_g + \alpha c_a \cong c_g$, akibatnya, $[\text{H}^+] = K_a \frac{c_a}{c_g}$.

Reaksi penyangga dengan sistem basa lemah dengan garamnya



$$[\text{NH}_4\text{OH}] \cong c_b \text{ dan } [\text{NH}_4^+] \cong c_g$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_g}$$

Latihan Memecahkan Masalah

Masalah



Gambar makroskopik disamping merupakan suatu larutan dengan volume 2 L larutan dan mengandung 0,1 mol CH_3COONa dan 0,05 mol CH_3COOH . Jika diketahui K_a larutan = $1,8 \times 10^{-5}$ maka berapa pH larutan tersebut?.

Jawab:

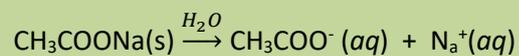
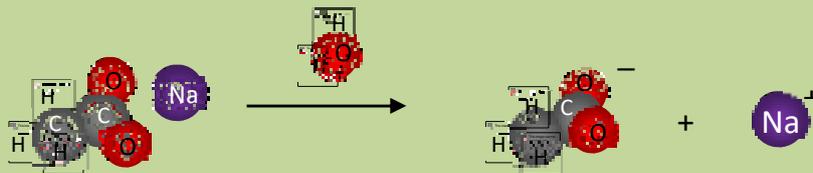
Analisis Masalah

Suatu larutan mengandung dua unsur yang memiliki kemampuan untuk menetralkan salah satu dari asam atau basa yang ditambahkan. Sodium asetat merupakan elektrolit kuat yang terdisosiasi sempurna dalam air sehingga menghasilkan ion CH_3COO^- dan ion Na^+ . Jika asam ditambahkan, maka ion H^+ akan menetralkan basa konjugasi (CH_3COO^-) dalam penyangga. 0,05 mol asam asetat (CH_3COOH) dengan ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) sebagai asam lemah dan 0,1 CH_3COONa basa kuat dalam 2 liter larutan.

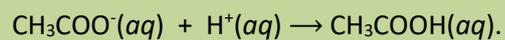
Berdasarkan informasi di atas, maka dapat membantu untuk menentukan konsentrasi H^+ dengan menggunakan pernyataan $[H^+]$ sama dengan K_a dikali konsentrasi asam dibagi dengan konsentrasi garam. Perlu diperhatikan bahwa konsentrasi asam sama dengan mol asam di bagi dengan 2 liter larutan, hal yang sama juga dilakukan pada konsentrasi garam.

Cara Penyelesaian Masalah

persamaan reaksi CH_3COONa dapat dijelaskan secara submikroskopik,



Jika asam ditambahkan, maka ion H^+ akan menetralkan basa konjugasi (CH_3COO^-) dalam penyangga, sehingga persamaannya adalah,



$$\begin{aligned} C_a &= \frac{\text{mol asam asetat}}{\text{liter larutan}} \\ &= \frac{0,05}{2} \\ &= 0,025 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} C_g &= \frac{\text{mol garam}}{\text{liter larutan}} \\ &= \frac{0,1}{2} \\ &= 0,05 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [H^+] &= K_a \frac{C_a}{C_g} \\ &= 1,8 \times 10^{-5} \left(\frac{0,025}{0,05} \right) \\ &= 0,9 \times 10^{-5} \\ &= -\log(0,9 \times 10^{-5}) \end{aligned}$$

$$pH = 5,05.$$

Penjelasan

Persamaan reaksi yang terjadi adalah $\text{CH}_3\text{COONa}(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3\text{COO}^-(aq) + \text{Na}^+(aq)$

CH_3COO^- sebagai basa konjugasi dari natrium asetat. Jika asam ditambahkan, maka ion H^+ akan menetralkan basa konjugasi (CH_3COO^-) dalam penyangga sehingga persamaan reaksinya adalah $\text{CH}_3\text{COO}^-(aq) + \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(aq)$.

Hasil perhitungan pH untuk 0,1 mol CH_3COONa dan 0,05 mol CH_3COOH dalam 2 liter larutan adalah 5,05.

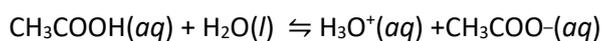
Cek Kembali

Prosedur dan jawaban di atas benar, karena berdasarkan asas Le Chatelier “kesetimbangan asam akan bergeser ke kiri sehingga kesetimbangan air tidak mengganggu $[\text{H}^+]$ dari H_3O^+ (larutan akan tetap seperti semula).

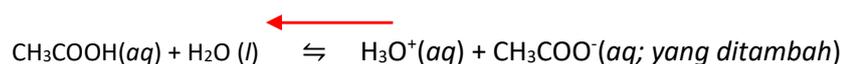
Cara Kerja Penyangga

Pengaruh penambahan asam atau basa pada larutan penyangga. 100 mL suatu sampel pada larutan penyangga, dibuat dengan mencampurkan 1 M CH_3COOH dengan 1 M CH_3COONa , neraca menunjukkan pH 5,02 (Gambar 1).

Larutan penyangga bekerja melalui sebuah fenomena yang dikenal sebagai pengaruh ion senama. Contoh dari pengaruh ini terjadi ketika asam asetat dalam pelarut air dan ditambahkan beberapa natrium asetat. Asam asetat hanya terurai sedikit dalam air:



dari prinsip Le Chatelier, diketahui bahwa jika beberapa ion CH_3COO^- ditambahkan (dari larutan natrium asetat), posisi kesetimbangan bergeser ke kiri; dengan demikian $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menurun, pada dasarnya menurunkan tingkat disosiasi asam:



sebaliknya, ion CH_3COO^- ditambah ion H_3O^+ maka menghasilkan $\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$ dan H_2O . Ion asetat sudah ada dalam larutan asam dan tidak banyak yang terurai di dalam air murni, sehingga menurunkan



Gambar 1. Setelah penambahan 1 mL pada 1 M CH_3COOH (semula pH 4,98 gambar atas), perubahan pH sedikit sekali 5,02 (Gambar bawah) (Silberberg, 2010).

$[H_3O^+]$. Ion asetat disebut sebagai ion senama karena "senama" untuk asam asetat dan larutan natrium asetat. Pengaruh ion senama terjadi ketika ion yang ditambahkan ke campuran kesetimbangan yang sudah berisi ion itu, dan posisi kesetimbangan bergeser ke kiri untuk membentuk CH_3COOH .

Contoh di atas mengungkapkan ciri penting larutan penyangga dari campuran asam lemah (CH_3COOH) dan basa konjugasinya (CH_3COO^-), yang terdiri dari asam (HA) dan komponen dasar (A^-) yang berkonsentrasi tinggi. Bagaimana perubahan pH ketika ditambahkan H_3O^+ atau OH^- ? Ketika ditambahkan sedikit ion H_3O^+ atau ion OH^- ke dalam penyangga, maka akan menyebabkan sebagian komponen penyangga bertemu dengan komponen yang lain sehingga dapat mengubah konsentrasi relatif dari kedua komponen. Pada saat sejumlah H_3O^+ atau OH^- ditambahkan pada HA dan A^- , ion H_3O^+ dan OH^- sedikit berpengaruh pada pH karena ion yang ditambahkan bereaksi dengan satu komponen atau komponen penyangga lainnya. Artinya A^- bereaksi lebih kuat ketika ditambahkan H_3O^+ , dan HA bereaksi lebih kuat ketika OH^- .

Secara kuantitatif dapat diketahui fenomena yang terjadi dalam larutan yang mengandung $[CH_3COOH]$ dan $[CH_3COO^-]$ tinggi ketika ditambahkan sedikit asam kuat atau basa kuat. Hal ini dapat dicari dengan menggunakan formula untuk HA pada kesetimbangan disosiasi berikut:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

untuk $[H_3O^+]$ dapat dihitung dengan formula,

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

karena K_a konstanta, maka $[H_3O^+]$ larutan tergantung langsung pada rasio konsentrasi komponen penyangga, $\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$



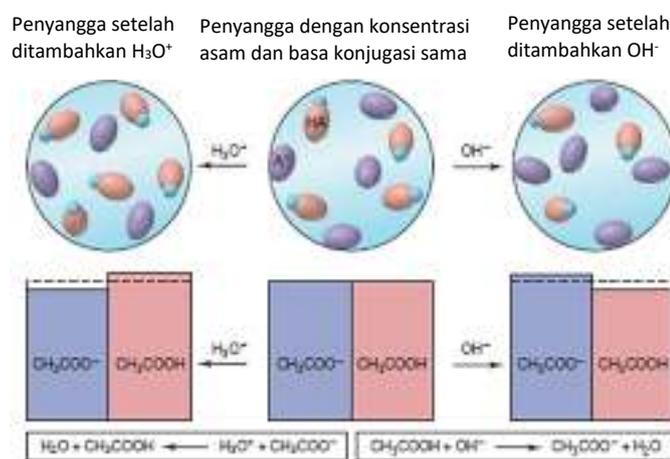
Gambar 2. Netralisasi asam lemah – basa kuat $CH_3CO_2(aq) + OH^- \rightleftharpoons H_2O(l) + CH_3COO^-(aq)$ (McMurry, 2012).

Ketika $NaOH(aq)$ ditambahkan ke dalam $CH_3COOH(aq)$ yang mengandung asam-basa, maka berubah warna menjadi merah muda (Gambar 2) dengan pH antara 8,2-9,8 karena untuk menetralkan asam asetat.

Jika rasio $[HA]/[A^-]$ meningkat, maka $[H_3O^+]$ juga meningkat (naik). Jika rasio $[HA]/[A^-]$ menurun, maka $[H_3O^+]$ juga menurun. Ketika ditambahkan sedikit asam kuat, maka jumlah ion H_3O^+ yang bereaksi dengan ion asetat pada penyangga meningkat (naik) dan membentuk asam asetat.



Akibatnya, $[CH_3COO^-]$ turun dan $[CH_3COOH]$ naik, sehingga rasio konsentrasi komponen penyangga meningkat. Gambar berikut memvisualisasikan kenaikan konsentrasi H_3O^+ sangat kecil.



Gambar 3. Cara Kerja Penyangga (Silberberg, 2010).

Cara kerja larutan penyangga ditunjukkan pada Gambar 3. Suatu penyangga dengan konsentrasi tinggi pada pasangan asam basa konjugasi, yaitu asam asetat (CH_3COOH) dan ion asetat (CH_3COO^-). Ketika ditambahkan sedikit H_3O^+ , ion CH_3COO^- dan CH_3COOH sedikit meningkat. Dengan cara yang sama, ketika ditambahkan sedikit OH^- , maka CH_3COOH dan CH_3COO^- sedikit meningkat. Perubahan jumlah komponen penyangga relatif kecil, sehingga perubahan pH juga sangat kecil. Bentuk persamaan reaksi yang menggambarkan cara kerja larutan penyangga adalah:



Penambahan sedikit asam atau basa ke dalam penyangga dapat merubah konsentrasi penyangga, akibatnya $[H_3O^+]$ dan pH mengalami perubahan kecil.

Persamaan Henderson – Hasselbalch

Kebanyakan asam lemah (HA), persamaan disosiasi dan K_a diekspresikan sebagai berikut.



variabel kunci untuk menentukan $[H_3O^+]$ adalah rasio konsentrasi pada spesies asam ke spesies basa,

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Kemudian menggunakan $-\log [H_3O^+]$

$$-\log [H_3O^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

sehingga didapatkan,

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \text{ atau } pH = pK_a + \log \frac{[basa]}{[asam]}$$

hubungan ini digunakan dengan dua alasan. *Pertama*, dapat digunakan secara langsung untuk pH dalam menghitung $[H_3O^+]$, mencari pH pada penyangga setelah penambahan NaOH seperti berikut,

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right) = 4,74 + \log \left(\frac{[0,52]}{[0,48]} \right) = 4,77$$

Kedua digunakan dalam membuat suatu penyangga pada pH yang diinginkan dengan mencampur sejumlah A^- dan HA secara tepat.

Kapasitas Penyangga (*Buffer Capacity*)

Suatu larutan penyangga mempertahankan perubahan pH selama konsentrasi pada komponen penyangga lebih besar dibandingkan dengan jumlah asam kuat atau basa kuat yang ditambahkan. Kapasitas penyangga adalah ukuran kemampuan mempertahankan perubahan pH dan tergantung pada kedua komponen konsentrasi absolut dan relatif. Secara terminologi, ketika ditambahkan komponen penyangga dalam larutan kapasitas tinggi maka kapasitas penyangga lebih tinggi bila dibandingkan pada saat penambahan komponen penyangga dalam larutan kapasitas rendah untuk memperoleh perubahan pH yang sama. Sebaliknya, menambahkan H_3O^+ atau OH^- yang sama pada penyangga akan menghasilkan sedikit perubahan pH penyangga dengan kapasitas tinggi. Penting untuk diperhatikan bahwa pH pada penyangga berbeda dengan kapasitas penyangga. Misalnya,

membuat suatu penyangga dengan volume yang sama pada 0,1 M CH₃COOH dan 1,0 M CH₃COO⁻ mempunyai pH sebesar 4,74, sama seperti membuat suatu penyangga dengan volume dan konsentrasi yang sama (0,10 M CH₃COOH dan 0,10 M CH₃COO⁻) juga mempunyai pH sebesar 4,74, tetapi lebih banyak penyangga yang mempunyai *kapasitas lebih besar* untuk mempertahankan perubahan pH.

Kapasitas penyangga juga dibuat dengan konsentrasi relatif dari komponen penyangga. Hal ini disebabkan oleh rasio konsentrasi dalam menentukan pH, sehingga perubahan rasio dan perubahan pH-nya relatif kecil. Untuk penambahan asam atau basa, perubahan rasio konsentrasi komponen berkurang ketika konsentrasi sama, tetapi tidak berkurang ketika konsentrasinya tidak sama. Misalkan penyangga mempunyai [HA] dan [A⁻] sebesar 1.000 M, ketika ditambahkan 0,010 mol OH⁻ dalam 1 L penyangga, maka [A⁻] menjadi 1.010 M dan [HA] menjadi 0,990 M.

$$\frac{[A^-]_{awal}}{[HA]_{awal}} = \frac{1.000 M}{1.000 M} = 1.000$$

$$\frac{[A^-]_{awal}}{[HA]_{awal}} = \frac{1.010 M}{1.990 M} = 1.02$$

$$\text{Persentase perubahan} = \frac{1,02-1,000}{1\,000} \times 100 = 2\%$$

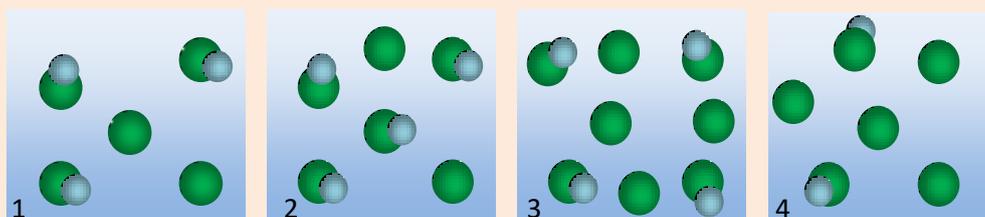
terlihat bahwa perubahan rasio konsentrasi komponen penyangga lebih banyak ketika konsentrasi awal pada komponen yang sangat berbeda. Di bawah ini diberikan persamaan untuk suatu penyangga yang mempunyai kapasitas lebih tinggi ketika konsentrasi komponen [A⁻]/[AH] = 1;

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right) = \text{pK}_a + \log 1 = \text{pK}_a + 0 = \text{pK}_a$$

Latihan Memecahkan Masalah

Masalah

Visualisasi submikroskopik di bawah ini menggambarkan contoh pada larutan penyangga untuk HA dan A⁻. (warna biru dan hijau digambarkan sebagai HA, warna hijau sebagai A⁻ sedangkan ion lain dan air tidak diperlihatkan).



- (a) penyangga mana yang mempunyai pH paling tinggi?
 (b) penyangga mana yang mempunyai kapasitas paling besar?
 (c) ditambahkan sedikit asam kuat dan basa kuat merubah sampel 1 ke sampel 2 (asumsikan perubahan volume).

Jawab:

Analisis Masalah

Visualisasi ke empat gambar di atas menggambarkan jumlah molekul asam lemah (HA) dan anion basa konjugasi yang berbeda. Jumlah mol dapat disamakan karena volumenya sama, gambar di atas sebaiknya direpresentasikan dalam konsentrasi molar. (a) meningkatnya pH disebabkan HA lebih banyak menyumbang H^+ dan menghasilkan A^- sehingga perbandingan $[A^-]/[HA]$ meningkat. Pertanyaannya; tentukan gambar penyangga mana yang mempunyai rasio tinggi?. (b) kapasitas penyangga tergantung pada konsentrasi dan rasio komponen penyangga, sehingga untuk menentukan gambar penyangga mana yang memiliki kapasitas lebih besar, maka dapat dilihat satu persatu penyangga mana yang memiliki konsentrasi dan rasio sama dengan 1. Pertanyaan (c) penambahan asam kuat mengubah A^- untuk HA, dan penambahan basa kuat adalah sebaliknya. Perbandingan $[A^-]/[HA]$ dalam sampel 1 dan 2 dapat memberikan informasi untuk menjawab pertanyaan poin "c".

Cara Menyelesaikan Masalah

- (a) perbandingan $[A^-]/[HA]$. Untuk sampel 1, $[A^-]/[HA] = 2/3 = 0,66$. Cara yang sama sampel 2 = 0,5 ; sampel 3 = 1; dan sampel 4 = 2. Sampel 4 memiliki pH paling tinggi karena mempunyai perbandingan $[A^-]/[HA]$ paling tinggi.
 (b) sampel 3 mempunyai rasio $[A^-]/[HA] = 1$
 (c) sampel 2 mempunyai perbandingan $[A^-]/[HA]$ lebih rendah daripada sampel 1, penambahan asam kuat pada sampel 1 sedikit merubah A^- untuk HA.

Penjelasan

Perbandingan ionisasi pada empat gambar di atas dapat dijelaskan sebagai berikut:

Perbandingan konsentrasi A^- dan HA sampel satu 2:3 artinya bahwa pergeseran dari kiri ke kanan atau dari kanan ke kiri memiliki kecepatan yang tidak sama, sehingga ion yang terbentuk sama lebih sedikit dari asam. Sampel dua perbandingannya 2:4, berarti hanya sedikit yang terion. Sampel tiga 4:4, sama dengan penjelasan pada sampel satu. Sampel empat 4:2, perbandingan ini menunjukkan bahwa lebih banyak yang terion daripada yang tidak terion, hal ini menjawab pertanyaan poin "a". Sampel 1 dan 3 sama-sama mempunyai kapasitas untuk mempertahankan pH, karena yang diminta penyangga yang memiliki kapasitas tinggi maka untuk jawaban poin "b" adalah sampel 3 karena mempunyai konsentrasi lebih tinggi dari pada sampel 1, sehingga kapasitas sampel 3 lebih besar daripada sampel 1. Jawaban untuk poin "c" adalah antara sampel 1 dan sampel 2, tetapi jika diperhatikan secara teliti, maka sampel 2 mempunyai perbandingan lebih rendah daripada sampel 1, penambahan asam kuat pada sampel 1 sedikit merubah A^- untuk HA.

Cek Kembali

Prosedur dan jawaban di atas benar.

Daftar Pustaka

- Chang, R. and Overby, J. (2011). *General Chemistry: The Essential Concepts*. New York: McGraw-Hill Companies Inc.
- Glencoe. (2008). *Chemistry Matter and change*. New York: The McGraw-Hill.
- Jespersen, N.D. and Brady, J.E. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter*. New York: John Wiley and Sons Inc.
- Mcmurry John E., Fay Robert C., Fantini Jordan. (2012). *Chemistry Sixth Edition*. New York: Pearson.
- Silberberg, Martin S.. (2010). *Principles of general chemistry*. Second Edition. New York: The McGraw-Hill.

BAB VII HIDROLISIS GARAM

Saat kita mempelajari larutan garam, kita tahu bahwa banyak garam yang memiliki pH netral. Contohnya NaCl dan KNO₃. Namun, tidak semua larutan garam mempunyai pH netral, misalnya NaC₂H₃O₂ dengan pH larutan basa. Selain itu, ada juga garam lain seperti NHCl yang mempunyai pH asam.

Pada Bab sebelumnya kita sudah pernah membahas bahwa asam dan basa lemah tidak hanya terbatas pada molekul saja, namun ion juga bisa bersifat asam atau basa. Misalnya NH₄⁺ sebagai salah satu contoh asam lemah, dan C₂H₃O₂⁻ merupakan salah satu basa lemah. Ion-ion seperti itu akan diperoleh dalam larutan jika ke dalamnya dilarutkan senyawa yang terdiri dari kation dan anion. Sehingga untuk mendapatkan ion NH₄⁺ dalam air, kita memerlukan garam seperti NH₄Cl. Begitu juga kalau kita ingin menemukan ion C₂H₃O₂⁻ dalam larutan, kita harus memasukkan garam NaC₂H₃O₂ ke dalam air. Karena larutan garam terdiri dari dua ion, maka pH dari larutannya juga dipengaruhi oleh kation atau anionnya, atau juga keduanya. Oleh karena itu, kita harus mempertimbangkan kehadiran kedua ion itu dalam memprediksi pengaruh garam terhadap pH larutan.

Kation yang bersifat asam

Asam konjugasi dari molekul basa

Ion ammonium, NH₄⁺, adalah asam konjugasi dari molekul basa, NH₃. Seperti yang telah kita pelajari sebelumnya, bahwa NH₄⁺ dihasilkan oleh garam NH₄Cl dalam larutan, merupakan asam lemah. Saat larutan ini diukur pH nya dengan pH meter, pH larutannya lebih kecil dari 7 (Gambar 1). Sebagai asam, reaksi dalam air adalah sebagai berikut:



Bentuk lebih sederhana dari persamaan reaksi di atas dapat ditulis:



Maka, konstanta kesetimbangan ionisasi asam, K_a , dapat ditulis sebagai berikut:

$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]}$$

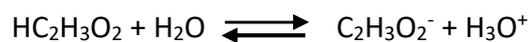
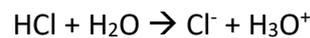
Kemudian kita bisa menghitung K_a untuk ion NH_4^+ dengan menggunakan hubungan $K_a \times K_b = K_w$. Nilai K_b untuk NH_3 adalah $1,8 \times 10^{-5}$, sehingga nilai K_a dapat dihitung:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Kation-kation yang tidak termasuk ke dalam kelompok asam konjugasi dari molekul basa umumnya adalah ion logam, seperti Na^+ , K^+ , dan Ca^{2+} .

Anion yang bersifat basa

Saat asam Bronsted melepaskan suatu elektron, maka akan terbentuk basa konjugasi. Makanya Cl^- merupakan basa konjugasi dari HCl , dan $C_2H_3O_2^-$ adalah basa konjugasi dari $HC_2H_3O_2$.



Meskipun kedua ion Cl^- dan $C_2H_3O_2^-$ tergolong basa, namun hanya $C_2H_3O_2^-$ yang mempengaruhi pH dari larutan.

Seperti yang sudah kita pelajari sebelumnya, tentang hubungan kebalikan dari kekuatan asam dan basa konjugasinya. **Semakin kuat sifat asamnya, maka semakin lemah basa konjugasinya.** Oleh karena itu, HCl yang merupakan asam kuat akan memiliki basa konjugasi yang lemah – yang tidak akan memberi efek ke perubahan pH larutan. Sehingga, secara umum kita bisa tarik dua kesimpulan:

Semakin kuat sifat asamnya, maka semakin lemah basa konjugasinya

1. Anion dari asam kuat merupakan basa yang terlalu lemah untuk mempengaruhi pH larutan

Asam asetat lebih lemah dari HCl, terbukti dari nilai K_a ($1,8 \times 10^{-5}$). Karena asam asetat bersifat asam lemah, maka basa konjugasinya lebih kuat dari Cl^- dan akan memberikan pengaruh terhadap pH larutan (Gambar 2). Kita bisa hitung nilai untuk K_b untuk $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ dari nilai K_a $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, dengan menggunakan persamaan $K_a \times K_b = K_w$.

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

2. Anion dari asam lemah merupakan basa lemah yang dapat mempengaruhi pH larutan dan akan membuat pH larutan cenderung basa.



Gambar 7.1. Ion amonium sebagai asam lemah dalam air



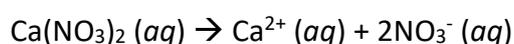
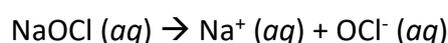
Gambar 7. 2. Ion asetat sebagai basa lemah dalam air

Untuk memastikan apakah suatu garam memberikan pengaruh terhadap pH larutan, kita harus menguji pengaruh dari tiap ion penyusunnya. Secara umum, ada empat kemungkinan yang bisa terjadi, yaitu:

1. Jika kation maupun anion tidak berpengaruh terhadap pH, maka larutan akan netral
2. Jika hanya kation yang bersifat asam, maka larutan akan bersifat asam
3. Jika hanya anion yang bersifat basa, maka larutan akan bersifat basa

4. Jika suatu garam mempunyai kation yang bersifat asam sekaligus anion yang bersifat basa, maka pH larutan ditentukan oleh kekuatan relatif dari asam basa yang ditinjau dari nilai K_a dan K_b .

Sekarang kita coba bandingkan dua garam, natrium hipoklorit, NaOCl, dan kalsium nitrat, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, apakah kedua garam ini akan bersifat asam, basa atau netral. Namun, sebelumnya kita harus tulis dulu persamaan reaksi untuk kedua garam tersebut.



Kita bisa mulai dengan menggabungkan ion H^+ kepada dua anion, maka akan terbentuk HOCl dan HNO_3 . Karena HNO_3 termasuk ke dalam asam kuat, maka ion NO_3^- tidak akan berpengaruh ke pH larutan. Sedangkan HOCl merupakan asam lemah, maka ion OCl^- merupakan basa konjugasi yang akan memberi pengaruh terhadap pH larutan. Selain itu, kita juga harus menganalisis pengaruh kedua kation, karena kedua kation berasal dari golongan IA dan IIA, berturut-turut, maka keduanya adalah asam lemah yang tidak berpengaruh terhadap pH larutan. Sehingga, larutan akan bersifat basa, karena ion OCl^- merupakan basa konjugasi. Sedangkan larutan $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ bersifat netral, $\text{pH}=7$, karena kedua ion tidak mempengaruhi pH larutan.

Perhitungan pH larutan garam

Contoh 1.

Pemutih pakaian mengandung natrium hipoklorit, NaOCl. Berapa pH dari 0,1 M larutan NaOCl? ($K_a = 3,0 \times 10^{-8}$).

Analisis

Contoh di atas seperti persoalan kesetimbangan asam-basa yang sudah kita pelajari. Langkah-langkah penyelesaiannya adalah sebagai berikut: (1) kita harus menentukan sifat dari larutan: apakah asam lemah, basa lemah, atau sekaligus asam lemah dan basa lemah?; (2) kita harus

menulis persamaan ionisasi yang tepat dan persamaan kesetimbangan; dan (3) menghitung pH larutan.

Penyelesaian

Karena natrium berada pada golongan 1A, maka ion Na^+ tidak berpengaruh terhadap pH larutan. Sedangkan ion OCl^- merupakan basa konjugasi dari asam lemah, HOCl, yang mempengaruhi pH larutan. Oleh karena itu, OCl^- dapat bereaksi dengan air menurut reaksi:



Maka, persamaan kesetimbangan basa dapat kita tulis sebagai:

$$K_b = \frac{[\text{HOCl}][\text{OH}^-]}{[\text{OCl}^-]}$$

Kita tidak tahu berapa nilai K_b untuk OCl^- , tapi kita sudah tahu nilai K_a untuk HOCl, yaitu $3,0 \times 10^{-8}$. Untuk itu, kita bisa menggunakan persamaan di bawah ini untuk menghitung nilai K_b .

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,0 \times 10^{-8}} = 3,3 \times 10^{-7}$$

Sekarang kita bisa menghitung konsentrasi tiap spesi yang terlibat dalam reaksi. Dari persamaan reaksi terlihat bahwa dari reaksi ion OCl^- dengan air menghasilkan HOCl dan ion OH^- . Sehingga, konsentrasi ion OCl^- akan berkurang sejumlah x , sedangkan konsentrasi HOCl dan OH^- akan bertambah sejumlah x .

	H_2O	OCl^-	HOCl	OH^-
Awal		0,10	0	0
Reaksi		- x	+ x	+ x
Kesetimbangan		(0,1 - x)	x	x

Karena OCl^- yang bereaksi sangat kecil (nilai K_b sangat kecil), maka konsentrasi saat kesetimbangan dianggap sama dengan konsentrasi awal = 0,1 M. sedangkan untuk konsentrasi HOCl dan OH^- sama pada kesetimbangan.

$$[\text{HOCl}] = [\text{OH}^-] = x$$

Konsentrasi dari masing-masing spesi disubstitusikan ke dalam persamaan kesetimbangan, K_b , sehingga diperoleh:

$$\frac{(x)(x)}{(0,1-x)} = \frac{(x)(x)}{(0,1)} = 3,3 \times 10^{-7}$$

$$x = 1,8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Jika kita perhatikan Kembali reaksi di atas, bahwa konsentrasi OH^- diwakili oleh x , sehingga dari nilai x kita bisa hitung $p\text{OH}$ dan $p\text{H}$.

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= 1,8 \times 10^{-4} \\ p\text{OH} &= -\log(1,8 \times 10^{-4}) = 3,74 \\ p\text{H} &= 14,00 - p\text{OH} \\ &= 14,00 - 3,74 \\ &= 10,26 \end{aligned}$$

Daftar Rujukan

Achmad, H. 2001. Kimia Larutan. Bandung: Citra aditya Bakti.

Bissonnette, C., F., Herring, G., Madura, J.D., & Petrucci., R.H. 2020. General Chemistry: Principles and Modern Application Eleventh Edition. Upper Saddle River, N.J. : Prentice Hall.

Chang, R., & Overby, J. 2019. Chemistry 13th Edition. New York: McGraw-Hill Education.

Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2012. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 6th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.

Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2014. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 7th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.

Silberberg, M S. 2010. Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, Fifth Edition. New York: McGraw-Hill.

BAB VIII SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

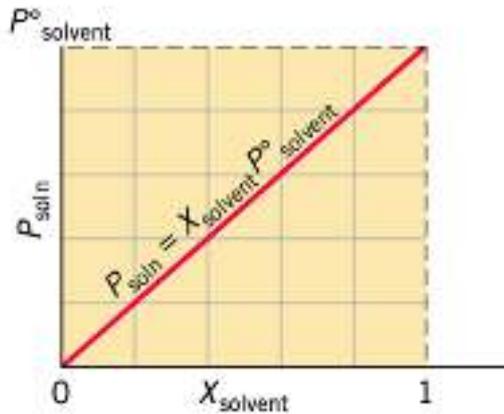
Sifat koligatif larutan merupakan salah satu sifat fisik dari larutan. Sifat ini bergantung pada konsentrasi (jumlah) partikel dalam larutan, bukan dari jenis larutannya. Seperti yang sudah kita pelajari pada bab sebelumnya bahwa berdasarkan daya hantar listriknya, larutan terbagi menjadi larutan elektrolit dan nonelektrolit. Jenis pembagian ini tidak akan membedakan sifat koligatif dari kedua larutan tersebut, melainkan dari jumlah partikel yang terdapat dalam kedua larutan tersebut. Pertama, kita akan mulai membahas pengaruh zat terlarut terhadap tekanan uap pelarut.

Hukum Raoult

Di awal kita perlu membedakan dua istilah untuk zat terlarut dan pelarut, dimana ada zat yang bersifat volatil dan ada yang bersifat nonvolatil. Volatil artinya zat tersebut mudah menguap, sebaliknya zat yang tidak mudah menguap disebut nonvolatil. Semua larutan cair dari zat terlarut nonvolatil memiliki tekanan uap yang lebih rendah dari pelarut murni. Tekanan uap dari suatu larutan sebanding dengan banyaknya jumlah partikel pelarutnya. Perbandingan itu dinyatakan sebagai Hukum Raoult, yang menyebutkan bahwa tekanan uap larutan, P_{larutan} , sebanding dengan fraksi mol pelarut, X_{pelarut} , dikalikan dengan tekanan uap pelarut, $P^{\circ}_{\text{pelarut}}$. Persamannya dapat ditulis seperti di bawah ini:

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} P^{\circ}_{\text{pelarut}} \quad (1)$$

Bentuk dari persamaan ini bisa kita plot menjadi garis lurus dari P_{larutan} (P_{soln}) versus X_{pelarut} (X_{solvent}) pada berbagai variasi konsentrasi selama sistem masih mengikuti hukum Raoult (lihat Gambar 1).



Gambar 1. Hukum Raoult pada berbagai konsentrasi

Perlu diingat bahwa fraksi mol dalam hukum Raoult menggunakan fraksi mol pelarut, bukan zat terlarut. Namun, yang lebih banyak dikaji adalah pengaruh dari zat terlarut (fraksi mol zat terlarut), $X_{\text{zat terlarut}}$, terhadap tekanan uap. Kita bisa menunjukkan bahwa perubahan (kenaikan) tekanan uap, ΔP , berbanding lurus dengan besarnya fraksi mol zat terlarut, $X_{\text{zat terlarut}}$, seperti persamaan 2 di bawah ini.

$$\Delta P = X_{\text{zat terlarut}} P^{\circ}_{\text{pelarut}} \quad (2)$$

Latihan Nonrutin

Karbon tetraklorida mempunyai tekanan uap 150 torr pada suhu 20 °C. Pelarut ini dapat melarutkan lilin (zat nonvolatil). Rumus molekul lilin adalah $C_{22}H_{46}$ (Massa molar = 311 g mol⁻¹). Berapa tekanan uap larutan setelah ditambahkan 10 gram lilin ke dalam 40 gram CCl_4 (massa molar = 154 g mol⁻¹)?

Analisis

Untuk menghitung besar tekanan uap larutan setelah zat terlarut masuk ke dalam suatu pelarut untuk membentuk suatu larutan, maka kita perlu hitung besar perubahan tekanan uap, ΔP , terlebih dahulu. Seperti yang kita bahas sebelumnya bahwa untuk zat nonvolatil (contohnya lilin pada persoalan ini), maka tekanan uap zat terlarutnya akan lebih rendah dari pelarut. Sehingga kita bisa mendapat kesimpulan bahwa tekanan uap larutan akan lebih rendah dari tekanan uap pelarut. Jadi, perubahan (kenaikan) tekanan uap dapat juga kita tuliskan ke dalam persamaan di bawah ini.

$$\Delta P = P^{\circ}_{\text{pelarut}} - P_{\text{larutan}} \quad (3)$$

Penyelesaian

Untuk menghitung tekanan uap larutan, P_{larutan} , kita harus menghitung fraksi mol zat pelarutnya terlebih dahulu.

$$X_{\text{pelarut}} = \frac{n_{\text{pelarut}}}{n_{\text{pelarut}} + n_{\text{zat terlarut}}}$$

$$X_{\text{pelarut}} = \frac{\frac{m}{Mr}}{\frac{m}{Mr} + \frac{m}{Mr}}$$

$$X_{\text{pelarut}} = \frac{\frac{40 \text{ g}}{154 \text{ g mol}^{-1}}}{\frac{10 \text{ g}}{311 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{40 \text{ g}}{154 \text{ g mol}^{-1}}}$$

$$X_{\text{pelarut}} = 0,89$$

Sehingga kita bisa menghitung tekanan uap larutan, P_{larutan} , dengan menggunakan persamaan:

$$P = X_{\text{pelarut}} P^{\circ}_{\text{pelarut}}$$

$$P = 0,89 \cdot 150 \text{ torr}$$

$$P = 133 \text{ torr}$$

Dari nilai tekanan uap ini, kita bisa menyimpulkan bahwa zat terlarut nonvolatil dapat menurunkan tekanan uap pelarut, yang awalnya 150 torr, turun menjadi 133 torr.

Hukum Raoult untuk dua zat terlarut volatil

Jika larutan terdiri dari dua atau lebih komponen yang mudah menguap, uap larutan tersebut terdiri dari komponen-komponen yang mudah larut itu. Inilah bedanya dengan larutan dari zat nonelektrolit di mana uapnya hanya mengandung partikel pelarut saja. Tiap zat volatile akan menyumbangkan tekanan parsialnya terhadap tekanan total. Dengan mengikuti hukum Dalton, tekanan uap total adalah jumlah dari semua tekanan uap parsial. Untuk menghitung tekanan uap parsial, kita bisa gunakan persamaan hukum Raoult dari tiap komponen.

Jika banyaknya komponen A dinyatakan sebagai fraksi mol, X_A , tekanan uap parsialnya (P_A) adalah bagian dari tekanan uap jenuh murni, P_A^0 .

$$P_A = X_A P_A^0$$

Begitu juga untuk tekanan uap parsial komponen B, dapat ditulis:

$$P_B = X_B P_B^0$$

Sehingga, tekanan uap larutan yang terdiri dari cairan A dan B, dapat ditulis sebagai:

$$P_{\text{larutan}} = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$

Latihan Nonrutin

Aseton merupakan pelarut untuk air sekaligus molekul-molekul lain yang tidak larut dalam air, seperti benzena. Pada suhu 22 °C, tekanan uap aseton adalah 164 torr. Sedangkan tekanan uap air ialah 18,5 torr pada suhu yang sama. Jika campuran mengikuti hukum Raoult, berapa tekanan uap larutan dari campuran aseton dan air dengan persentase mol masing-masing 50%?

Analisis

Untuk menghitung nilai P_{larutan} , kita harus menghitung tekanan uap parsial dari tiap cairan menggunakan persamaan di bawah ini:

$$P_A = X_A P_A^0$$

di mana A bisa mewakili aseton dan air.

Jawaban

Karena persentase mol tiap cairan masing-masing 50%, maka fraksi mol masing-masing cairan 0,5. Sehingga tekanan uap parsial tiap cairannya dapat ditulis:

$$P_{\text{aseton}} = X_{\text{aseton}} P_{\text{aseton}}^0$$

$$P_{\text{aseton}} = 0,5 \cdot 164 \text{ torr}$$

$$P_{\text{aseton}} = 82 \text{ torr}$$

$$P_{\text{air}} = X_{\text{air}} P_{\text{air}}^0$$

$$P_{\text{air}} = 0,5 \cdot 18,5 \text{ torr}$$

$$P_{\text{air}} = 9,25 \text{ torr}$$

Maka, tekanan uap larutan dari campuran aseton dan air dapat dihitung:

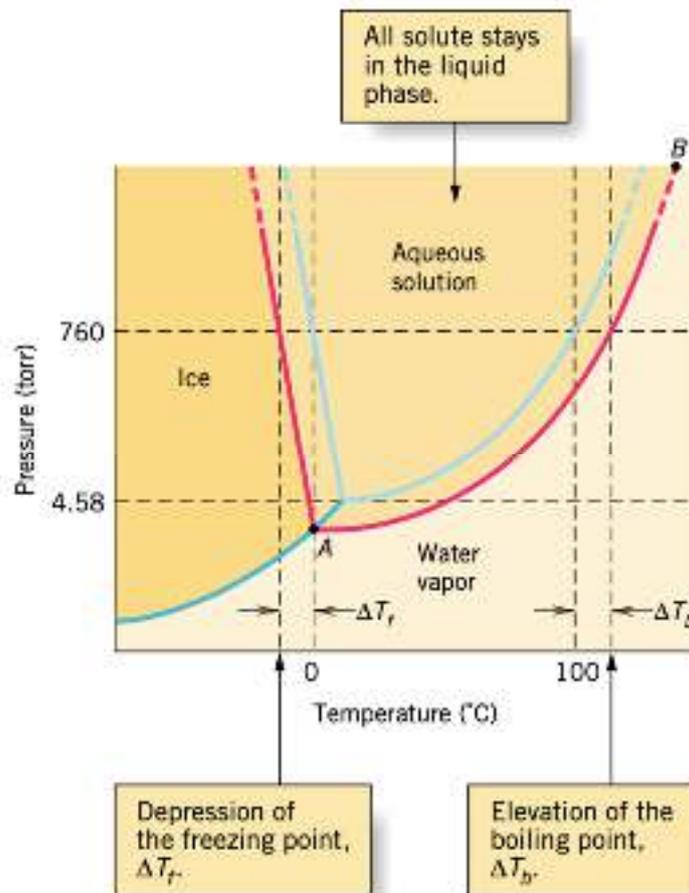
$$P_{\text{larutan}} = P_{\text{aseton}} + P_{\text{air}}$$

$$P_{\text{larutan}} = 82 \text{ torr} + 9,25 \text{ torr}$$

$$P_{\text{larutan}} = 91,25 \text{ torr}$$

Penurunan Titik Beku dan Kenaikan Titik Didih

Penurunan tekanan uap yang diakibatkan oleh zat nonvolatil juga turut memberikan efek terhadap titik didih dan titik beku suatu larutan. Fenomena ini dapat dilihat pada Gambar 2 yang mengilustrasikan diagram fasa. Garis biru menunjukkan garis kesetimbangan fase untuk air sebagai pelarut murni. Penambahan zat nonvolatil menurunkan tekanan uap larutan, sehingga menghasilkan garis kesetimbangan baru (warna merah) untuk larutan.



Gambar 2. Diagram fasa untuk air dan larutan

Saat larutan membeku, padatan yang terbentuk adalah es, jadi tidak ada zat terlarut dalam kristal es. Hal ini disebabkan oleh struktur padat dari molekul air tidak membolehkan adanya zat terlarut dalam kristal molekul air tersebut. Sehingga, hasilnya baik air dan larutan mempunyai garis kesetimbangan fasa padat-uap yang sama seperti yang digambarkan pada diagram di atas.

Jika kita lihat garis yang berpotongan untuk fasa padat-cair dan cair-uap pada tekanan 1 atm (760 torr), terlihat titik beku dan titik didih normal dari air, dimana titik beku dan titik didihnya berturut-turut 0 °C dan 100 °C. Lalu, jika kita perhatikan lagi, garis potong padat-cair untuk larutan dengan garis 760 torr justru terjadi di bawah suhu 0 °C. Jadi, kita bisa katakan bahwa titik beku larutan lebih rendah dari air murni. Besarnya selisih titik beku larutan dan pelarut murni disebut dengan **penurunan titik beku** yang disimbolkan dengan ΔT_f . Dengan cara yang sama, kita bisa lihat titik potong garis cair-uap dengan tekanan 760 torr di atas suhu 100 °C, artinya larutan akan mendidih pada suhu di atas titik didih air murni. Besarnya selisih titik

didih larutan dengan titik didih pelarut disebut sebagai kenaikan titik didih, atau sering dilambangkan dengan ΔT_b .

Kenaikan titik didih dan penurunan titik beku merupakan sifat koligatif larutan. Besarnya nilai dari kedua sifat ini sebanding dengan konsentrasi zat terlarut dan molekul pelarut. Karena behubungan dengan jumlah pelarut murni, maka konsentrasi zat yang digunakan adalah dalam satuan molalitas (m). Untuk larutan encer, persamaan yang digunakan untuk menghitung kedua sifat tersebut adalah sebagai berikut.

$$\Delta T_f = K_f m \quad (4)$$

$$\Delta T_b = K_b m \quad (5)$$

K_f dan K_b merupakan konstanta, berturut-turut, konstanta penurunan titik beku molal pelarut dan konstanta kenaikan titik didih molal pelarut. Nilai K_f dan K_b untuk tiap pelarut dapat dilihat pada Tabel 1. Satuan dari konstanta ini adalah $^{\circ}\text{C } m^{-1}$. Nilai K_f untuk air adalah $1,86^{\circ}\text{C } m^{-1}$, artinya 1 molal larutan dengan pelarut air akan membeku pada $1,86^{\circ}\text{C}$ lebih rendah dari titik beku air, yaitu 0°C , atau pada suhu $-1,86^{\circ}\text{C}$. Jika konsentrasi larutan adalah 2 molal, maka akan membeku pada suhu $-3,72^{\circ}\text{C}$. Sedangkan nilai K_b untuk air adalah $0,51^{\circ}\text{C } m^{-1}$, larutan 1 molal pada tekanan 1 atm akan mendidih pada suhu $(100 + 0,51)^{\circ}\text{C}$, dan jika konsentrasi 2 molal, maka akan mendidih pada suhu $101,02^{\circ}\text{C}$.

Tabel 1. Konstanta kenaikan titik didih molal dan penurunan titik beku molal

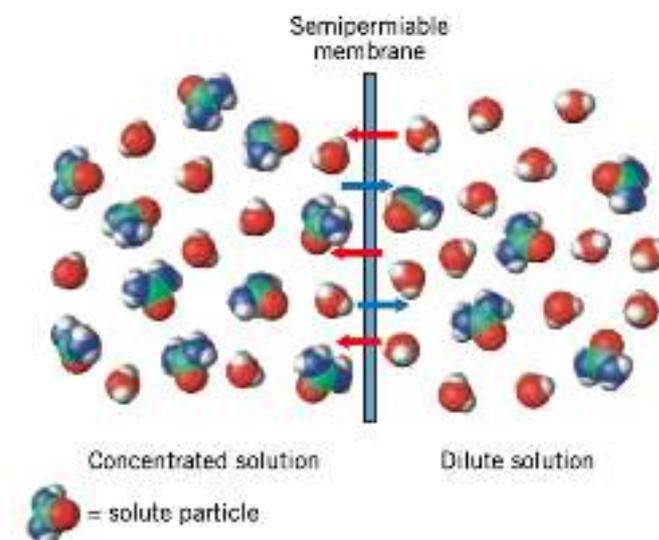
Pelarut	Titik didih ($^{\circ}\text{C}$)	K_b ($^{\circ}\text{C } m^{-1}$)	Titik beku ($^{\circ}\text{C}$)	K_f ($^{\circ}\text{C } m^{-1}$)
Air	100	0,51	0	1,86
Asam asetat	118,3	3,07	16,6	3,90
Benzena	80,2	2,53	5,45	5,07
Kloroform	61,2	3,63	-63,5	4,68
Kamfer	-	-	178,4	39,7
Sikloheksana	80,7	2,69	6,5	20,2

Tekanan Osmosis

Sebelum belajar tentang tekanan osmosis, kita perlu lebih dahulu tau tentang peristiwa osmosis. Peristiwa osmosis terjadi dengan melibatkan membran. Membran adalah media yang digunakan untuk memisahkan zat yang terlarut dalam suatu campuran homogen atau heterogen. Tiap membran memiliki permeabilitas yang selektif, artinya hanya partikel yang berukuran lebih kecil dari pori membran yang bisa lewat saat penyaringan, sedangkan sisanya akan tertahan di permukaan membran. Beberapa membran, misalnya untuk proses osmosis bersifat semipermeabel.

Berdasarkan selektifitas terhadap partikel zat terlarut dan pelarut yang dapat dilewatkan, membran dibagi menjadi membran dialisis dan membran osmosis. Jika yang dilewatkan melalui pori-pori membran adalah partikel-partikel kecil dari zat terlarut, maka membran ini disebut **membran dialisis**. Sedangkan membran yang dapat melewatkan zat pelarut dinamakan **membran osmosis**.

Saat terjadi **osmosis** (Gambar 3), maka akan ada perpindahan molekul pelarut dari larutan yang lebih encer ke larutan yang lebih pekat. Hal ini terjadi karena adanya kecenderungan untuk menyeimbangkan konsentrasi antara kedua larutan yang dipisahkan oleh membran. Laju berpindahkan molekul pelarut ke larutan dengan konsentrasi tinggi lebih cepat dibandingkan laju sebaliknya. Hal itu diakibatkan oleh permukaan membran yang lebih dipenuhi oleh pelarut dari larutan yang encer.



Gambar 3. Peristiwa osmosis

Percobaan cara kerja osmosis diilustrasikan pada Gambar 4. Awalnya (Gambar 4a) kita punya larutan (B) dalam suatu tabung yang ditutup dengan membran osmosis, kemudian dicelupkan ke dalam gelas yang sudah diisi dengan air. Seiring dengan ~~bertambah~~ waktu (Gambar 4b), volume cairan dalam tabung makin meningkat karena molekul air dari gelas berpindah ke tabung larutan (A). Pada Gambar 4c diberikan piston dengan tambahan beban, beban ini akan memberikan tolakan atau tekanan balik agar molekul air sulit masuk menembus membran osmosis. Tekanan balik ini cukup untuk menghentikan tekanan osmosis. Besarnya tekanan yang dibutuhkan untuk mencegah terjadinya osmosis ini disebut **tekanan osmosis**. Jika kita memberikan tekanan balik yang cukup, maka larutan (A) akan Kembali seperti kondisi awal (Gambar 4a).

Tekanan osmosis disimbolkan dengan pi, π . Dalam larutan encer, nilai π sebanding dengan suhu, T, dan konsentrasi dalam molar, M, dari larutan tersebut. Kemudian, perbandingan ini sama dengan konstanta yang sama dengan tetapan gas ideal, R, sehingga dapat ditulis:

$$\pi = MRT \quad (6)$$

Lambang M menunjukkan perbandingan mol/L, dimana bisa juga kita tulis sebagai n/V , dengan n sebagai jumlah mol dan V adalah volume dalam satuan liter. Jika kita mengganti M dengan n/V , maka persamaan 6 dapat kita susun ulang menjadi bentuk hukum gas ideal.

$$\pi V = nRT \quad (7)$$

Aplikasi Tekanan Osmosis

Tekanan osmosis sangat penting dalam bidang biologi dan kedokteran. Sel-sel yang dikelilingi oleh membran ini membatasi aliran garam, tetapi tetap membiarkan air melewatinya dengan bebas. Untuk mempertahankan jumlah air agar konstan, tekanan osmosis larutan di kedua sisi membran sel harus sama. Contohnya, larutan yang mengandung persen massa 0,85% NaCl, dimana larutan ini punya tekanan osmosis dengan larutan dengan sel darah merah. Larutan ini dikatakan isotonis dengan sel darah merah. Plasma darah merupakan larutan isotonis.

Jika sel diletakkan dalam larutan dengan kandungan konsentrasi garam yang lebih tinggi, osmosis menyebabkan air dalam sel keluar dari sel. Larutan seperti ini disebut hipertonis. Selnya akan mengkerut dan tedehidrasi, bahkan akan mati. Proses ini akan menyebabkan terbunuhnya ikan air tawar dan tanaman yang terbawa ke laut.



Gambar 4. Efek larutan isotonis, hipetonis, dan hipotonis terhadap sel darah merah. (a) sel darah merah dalam larutan isotonis yang mengandung 0,85% NaCl; (b) sel darah merah dalam larutan hipertonis yang mengandung 5% NaCl; dan (c) sel darah merah dalam larutan hipotonis yang mengandung 0,1 % NaCl.

Sebaliknya, jika sel darah merah diletakkan dalam larutan hipertonis, yang memiliki tekanan osmosis lebih rendah, maka air akan masuk ke dalam sel. Semakin banyak air yang masuk ke dalam sel, sel akan semakin mengembang dan bisa pecah. Jadi, sangat jelas bahwa tekanan osmosis penting diterapkan dalam teknologi kultur jaringan dan pembuatan obat medis lainnya.

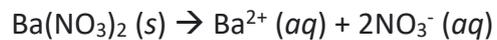
Sifat koligatif larutan untuk zat terlarut ionik

Seperti yang sudah kita pelajari bahwa konstanta penurunan titik beku molal air adalah $1,86 \text{ } ^\circ\text{C } m^{-1}$. Jadi, kita pasti berpikir bahwa 1 molal larutan NaCl akan membeku pada suhu $-1,86 \text{ } ^\circ\text{C}$. Namun, ternyata larutan NaCl 1 molal ini membeku pada suhu $-3,37 \text{ } ^\circ\text{C}$. Suhu membeku ini menunjukkan penurunan hampir dua kali lipat dari $1,86 \text{ } ^\circ\text{C}$. Sebenarnya, hal ini sangat mungkin terjadi karena sifat koligatif larutan itu dipengaruhi oleh konsentrasi partikel zat terlarutnya. Saat NaCl dilarutkan ke dalam air, maka reaksi diosiasinya dapat kita tulis:



Karena ion-ion dalam kristal NaCl semuanya terpisah menjadi ion-ion bebas, maka 1 molal NaCl akan memiliki konsentrasi ion sebesar 2 molal, dua kali dari konsentrasi larutannya. Maka, secara teoritis, larutan 1 molal NaCl harusnya membeku pada suhu $2 \times 1 \text{ molal} \times (-1,86 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1})$, atau setara dengan $-3,72 \text{ }^\circ\text{C}$, dimana suhu ini lebih rendah dari titik beku secara eksperimen, yaitu $-3,37 \text{ }^\circ\text{C}$. Perbedaan ini akan kita bahas pada bagian selanjutnya.

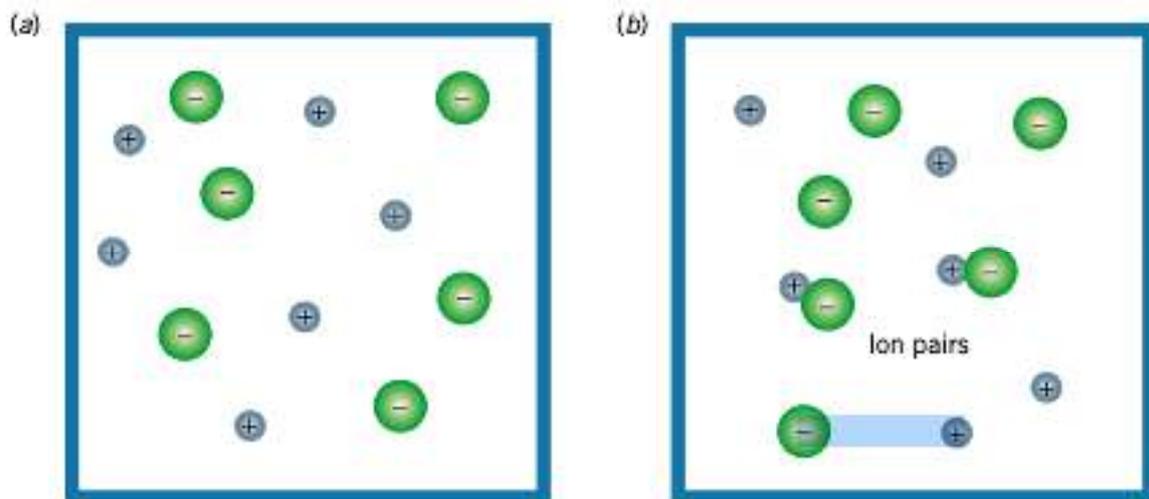
Contoh lain, misal kita punya larutan 1,5 molal $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, jika kita tulis reaksi disosiasinya sebagai berikut.



Satu mol $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dapat menghasilkan total 3 mol ion (1 mol ion Ba^{2+} dan 2 mol ion NO_3^-). Sehingga kita bisa memperkirakan bahwa titik beku larutan 1 molal $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ akan setara dengan $3 \times 1 \text{ molal} \times (-1,86 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1}) = -5,58 \text{ }^\circ\text{C}$.

Faktor Van't Hoff

Eksperimen yang menunjukkan bahwa titik beku NaCl lebih besar dari yang seharusnya secara perhitungan. Berarti, asumsi kita terkait larutan elektrolit yang dapat terpisah sempurna menjadi ion-ion bebas tidak sepenuhnya benar. Beberapa ion yang berbeda muatan memiliki peluang untuk membentuk pasangan ion akibat jarak yang terlalu dekat, sehingga perilakunya seperti molekul, bukan ion (Gambar 5b). Pembentukan pasangan ion menyebabkan konsentrasi partikel ion dari larutan NaCl 1 molal lebih kecil dari 2 molal. Sehingga, titik beku larutan NaCl 1 molal tidak sama persis seperti perhitungan jika diasumsikan 100% terdisosiasi.



Gambar 5. (a) NaCl yang terdisosiasi sempurna menjadi ion-ion bebas; (b) interaksi antar ion yang membentuk pasangan ion

Semakin encer larutan, maka titik beku secara eksperimen dan perhitungan akan semakin dekat. Saat konsentrasi larutan menjadi sangat kecil (encer), interaksi antar ion makin lemah, sehingga makin sedikit pasangan ion yang terbentuk. Umumnya, larutan yang semakin kecil konsentrasinya, sifat larutannya akan semakin mirip dengan larutan yang terionisasi sempurna atau 100% terpisah menjadi ion-ion bebas.

Kemudian, para ahli kimia membandingkan derajat disosiasi larutan elektrolit konsentrasi yang berbeda dengan menggunakan **faktor van't hoff, i** . Faktor ini menyatakan perbandingan penurunan titik beku yang terukur pada eksperimen dengan penurunan titik beku hasil perhitungan dengan asumsi larutannya bersifat non elektrolit.

$$i = \frac{(\Delta T_f)_{\text{hasil pengukuran}}}{(\Delta T_f)_{\text{hasil perhitungan sebagai nonelektrolit}}}$$

Menurut hasil prediksi, nilai faktor van't hoff untuk NaCl adalah 2, begitupun untuk KCl dan MgSO_4 , karena jika senyawa ini terurai sempurna 100% akan menghasilkan dua ion. Contoh lain, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, nilai i adalah 3, karena terurai menjadi tiga ion. Nilai asli faktor van't hoff untuk beberapa larutan elektrolit dengan variasi konsentrasi tertentu dapat dilihat pada Tabel 2.

Semakin kecil konsentrasi, maka nilai faktor van't Hoff makin dekat dengan nilai faktor van't Hoff jika diasumsikan larutan mengalami disosiasi sempurna 100%.

Tabel 2. Pengaruh konsentrasi terhadap faktor van't Hoff

Garam	Faktor van't Hoff, i			Faktor van't Hoff jika 100% mengalami disosiasi
	Konsentrasi (molal)			
	0,1	0,01	0,001	
NaCl	1,87	1,94	1,97	2,00
KCl	1,85	1,94	1,98	2,00
K ₂ SO ₄	2,32	2,70	2,84	3,00
MgSO ₄	1,21	1,53	1,82	2,00

Daftar Rujukan

- Achmad, H. 2001. Kimia Larutan. Bandung: Citra aditya Bakti.
- Bissonnette, C., F., Herring, G., Madura, J.D., & Petrucci., R.H. 2020. General Chemistry: Principles and Modern Application Eleventh Edition. Upper Saddle River, N.J. : Prentice Hall.
- Chang, R., & Overby, J. 2019. Chemistry 13th Edition. New York: McGraw-Hill Education.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2012. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 6th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. 2014. Chemistry: The Molecular Nature of Matter 7th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- Silberberg, M S. 2010. Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, Fifth Edition. New York: McGraw-Hill.

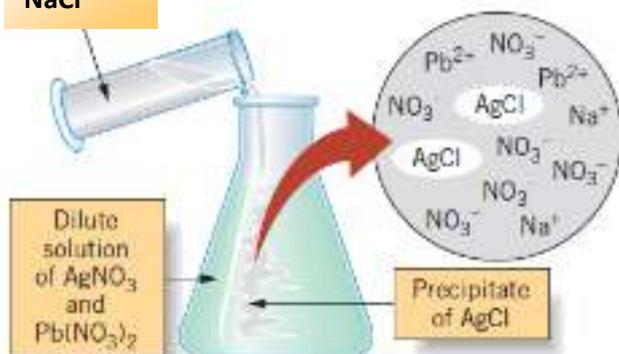
BAHAN AJAR 07

Kelarutan (s) dan Hasilkali Kelarutan (K_{sp})

Larutan encer AgNO_3 dan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Endapan AgCl

Larutan NaCl



Oleh

Dr. Mujakir, M.Pd.Si

Kelarutan dan Hasilkali Kelarutan

Istilah kelarutan digunakan untuk menyatakan jumlah maksimum zat terlarut dalam pelarut/larutan pada suhu tertentu. Istilah kelarutan diberi simbol s (*solubility*). Jika suatu zat sukar larut dalam air maka akan membentuk kesetimbangan dinamis antara ion-ion yang terlarut dengan zat padat yang mengendap. Kesetimbangan ini disebut kesetimbangan larutan.

Satuan Kelarutan

Kelarutan dinyatakan dalam mol/liter. Jadi, kelarutan sama dengan kemolaran dalam larutan jenuhnya. Contohnya, kelarutan AgCl dalam air sebesar $1 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.

Contoh; Sebanyak 4,35 mg Ag_2CrO_4 dapat larut dalam 100 mL air. Nyatakan kelarutan Ag_2CrO_4 tersebut dalam mol L^{-1} . (Ar O = 16; Cr = 52; Ag = 108)

Jawab :

Kelarutan = Molaritas larutan jenuh ; $s = n/V$

Mol $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 = \text{Massa } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 / \text{Mr } \text{Ag}_2\text{CrO}_4$

$= 4,35 \times 10^{-3} \text{ gram} / 332 \text{ gram/mol}$

$= 1,31 \times 10^{-5} \text{ mol}$

Kelarutan (s) = mol / volume

$= 1,31 \times 10^{-5} \text{ mol} / 0,1 \text{ L}$

$= 1,31 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$

Tetapan Hasil Kali Kelarutan (Ksp)

Perak kromat Ag_2CrO_4 merupakan contoh garam yang sangat sukar larut dalam air. Jika memasukan sedikit saja kristal garam itu ke dalam segelas air kemudian diaduk, kita akan melihat bahwa sebagian besar dari garam itu tidak larut (mengendap di dasar gelas), lihat fenomena pada Gambar 1 di samping. Larutan perak kromat mudah sekali jenuh. Apakah setelah mencapai keadaan jenuh, proses melarut berhenti? ternyata tidak. Melalui percobaan telah diketahui bahwa dalam larutan jenuh tetap terjadi proses melarut, tetapi pada saat yang sama terjadi pula proses pengkristalan dengan laju yang sama. Dengan kata lain, dalam keadaan jenuh terdapat kesetimbangan antara zat padat tak larut dengan larutannya.

Persamaan reaksi kesetimbangan dalam larutan jenuh perak kromat adalah:



Gambar 1. Sodium kromat ditambahkan ke dalam larutan perak nitrat menghasilkan endapan Ag_2CrO_4 (Jespersen, 2011).

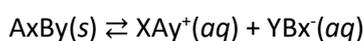


Berdasarkan reaksi tersebut dapat ditentukan persamaan tetapan kesetimbangan Ag_2CrO_4 yaitu : $K_c = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]/[\text{Ag}_2\text{CrO}_4]$

Tetapan kesetimbangan antara garam atau basa yang sedikit larut disebut tetapan hasil kali kelarutan (*solubility product constant*) yang dinyatakan dengan lambang **Ksp**.

Karena $[\text{Ag}_2\text{CrO}_4]$ konstan, maka dapat menuliskan persamaan tetapan hasil kali kelarutan untuk Ag_2CrO_4 , yaitu : $K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$

Secara umum , persamaan kesetimbangan larutan garam A_xB_y dengan kelarutan s adalah

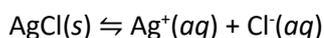


Maka $K_{sp} = [\text{A}^{y+}]^x[\text{B}^{x-}]^y$ karena $[\text{A}_x\text{B}_y]$ konstan

Keterangan:

X dan Y adalah koefisien x⁻ dan y⁺ adalah muatan dari ion A dan B.

Perak klorida (AgCl) larutan jenuh berhubungan dengan perak klorida padat seperti yang divisualisasikan pada Gambar 2. Persamaan reaksi kesetimbangan kelarutan dapat dinyatakan sebagai berikut.



Karena garam seperti AgCl merupakan elektrolit kuat, semua AgCl terurai dalam air atau terdisosiasi sempurna menjadi ion Ag^+ dan ion Cl^- . Konsentrasi senyawa padat adalah konstan, jadi dapat ditulis konstanta kesetimbangan untuk disosiasi AgCl sebagai berikut.

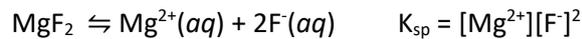
$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

K_{sp} disebut sebagai konstanta hasil kali kelarutan atau disingkat hasil kelarutan. Secara umum hasil kelarutan untuk suatu senyawa adalah hasil dari konsentrasi ion-ion dalam satuan molar untuk setiap pangkat koefisien stoikiometri dalam persamaan kesetimbangan.

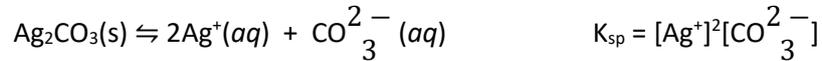
Karena setiap unit AgCl selalu mengandung suatu ion Ag^+ dan ion Cl^- , persamaan reaksi hasil kali kelarutan dapat ditulis secara singkat seperti berikut.



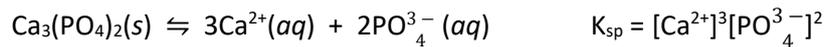
Gambar 2. Larutan NaCl dimasukkan ke dalam larutan AgNO_3 dan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ encer menghasilkan Endapan AgCl (Jespersen, 2011).



Ag₂CO₃



Ca₃(PO₄)₂



Kelarutan garam seperti NaCl dan KNO₃ mempunyai hasil K_{sp} yang sangat tinggi. Untuk memutuskan ikatan ion padat di dalam larutan berair digunakan istilah larutan tak jenuh, larutan jenuh dan larutan lewat jenuh. Q disebut sebagai produk ion untuk menyatakan konsentrasi ion-ion. Misalnya suatu larutan mengandung ion Ag⁺ dan Cl⁻ pada suhu 25°C. Formulasnya adalah:

$$Q = [\text{Ag}^{+}]_0[\text{Cl}^{-}]_0$$

₀ = konsentrasi awal

Hubungan antara Q dan K_{sp} adalah:

Q < K_{sp} larutan tak jenuh

$$[\text{Ag}^{+}]_0[\text{Cl}^{-}]_0 < 1,6 \times 10^{-10}$$

Q = K_{sp} larutan jenuh

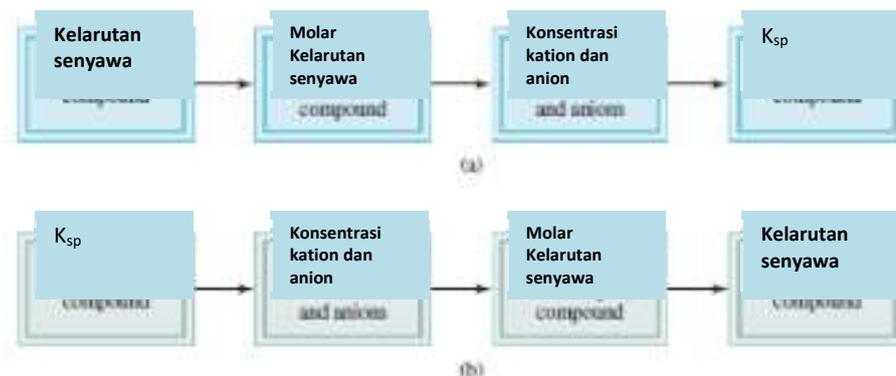
$$[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}] = 1,6 \times 10^{-10}$$

Q > K_{sp} larutan lewat jenuh, AgCl akan mengendap

$$[\text{Ag}^{+}]_0[\text{Cl}^{-}]_0 > 1,6 \times 10^{-10}$$

K_{sp} menunjukkan hasil kelarutan senyawa ion, tetapi sisa senyawa yang dapat larut dalam air hasilnya sangat kecil. K_{sp} digunakan untuk membandingkan hasil kelarutan, oleh karena itu, dipilih senyawa yang mempunyai formula sama seperti AgCl dan ZnS, CaF₂ dan Fe(OH)₂. Dua hal yang paling penting dalam kelarutan adalah molar dan kelarutan itu sendiri. Molar kelarutan menyatakan jumlah **mol** dalam 1 L larutan (larutan jenuh dalam mol/L), dan kelarutan (*solubility*) menyatakan jumlah **gram** dalam 1 L larutan (larutan jenuh dalam gram/L). Berikut dapat digambarkan tahap untuk menghitung K_{sp} dan kelarutan.

Tergantung bagaimana larutan dibuat, mungkin [Ag⁺] tidak sama dengan [Cl⁻].



Gambar 3. Urutan tahap (a) untuk menghitung K_{sp} dari data kelarutan, dan (b) untuk menghitung kelarutan dari data K_{sp} . (sumber, Chang, 2011).

Contoh cara menuliskan persamaan tetapan hasilkali kelarutan (K_{sp})

Tuliskan persamaan tetapan hasilkali kelarutan dari senyawa :

a. AgCl dan

b. Al(OH)₃

Jawab :

a. $\text{AgCl (s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$

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

b. $\text{Al(OH)}_3 \text{(s)} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} \text{(aq)} + 3\text{OH}^- \text{(aq)}$

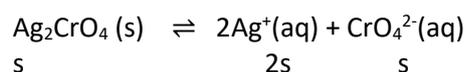
$$K_{sp} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3.$$

Hubungan Kelarutan dan Hasilkali Kelarutan

Perhatikan kembali kesetimbangan yang terjadi dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 berikut,



konsentrasi kesetimbangan ion Ag^+ dan ion CrO_4^{2-} dalam larutan jenuh dapat dikaitkan dengan kelarutan Ag_2CrO_4 , yaitu sesuai dengan perbandingan koefisien stoikiometri reaksinya. Jika kelarutan Ag_2CrO_4 dinyatakan dengan s maka konsentrasi ion Ag^+ dalam larutan itu sama dengan $2s$ dan konsentrasi ion CrO_4^{2-} sama dengan s :



dengan demikian, nilai tetapan hasilkali kelarutan (K_{sp}) Ag_2CrO_4 dapat dikaitkan dengan nilai kelarutannya (s), sebagai berikut:

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]_2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$= (2s)_2 (s) = 4s^3.$$

Keterangan :

X dan Y adalah koefisien

x^- dan y^+ adalah muatan dari ion

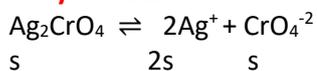
s = kelarutan

Latihan Memecahkan Masalah

Latihan Rutin

Jika diketahui $K_{sp} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 4 \cdot 10^{-12}$, maka hitung konsentrasi CrO_4 dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 .

Penyelesaian:



$$K_{sp} = (\text{Ag}^+)^2(\text{CrO}_4^{2-})$$

$$4 \cdot 10^{-12} = (2s)^2(s)$$

$$4 \cdot 10^{-12} = 4s^3$$

$$10^{-12} = s^3$$

$$s = 10^{-4}(\text{CrO}_4^{2-})$$

$$s = 10^{-4}$$

Latihan Nonrutin

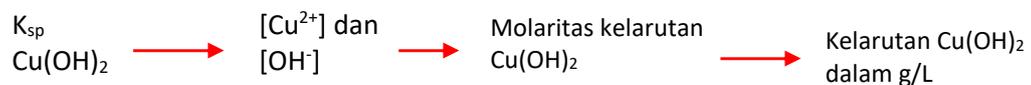


Hitung kelarutan tembaga (II) hidroksida $\text{Cu}(\text{OH})_2$ dalam g/L. $K_{sp} = 2,2 \times 10^{-20}$.

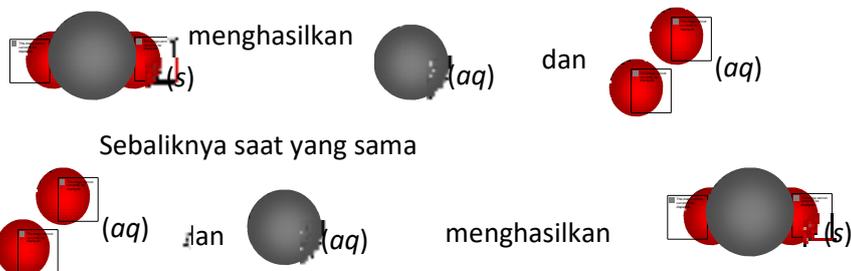
Jawab

Analisis Masalah

Diketahui $K_{sp} \text{Cu}(\text{OH})_2 = 2,2 \times 10^{-20}$, pertanyaan hitung kelarutan $\text{Cu}(\text{OH})_2$ dalam g/L. Oleh karena itu urutan tahap perubahan untuk menyelesaikan permasalahan ini adalah;



Cara Menyelesaikan Masalah



Persamaan di atas dapat ditulis secara simbolik, $\text{Cu(OH)}_2(s) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{OH}^-(aq)$

	$\text{Cu(OH)}_2(s) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{OH}^-(aq)$		
<i>M</i> awal	:	0	0
<i>M</i> perubahan	:	-s	+s
<i>M</i> Kesetimbangan	:	s	2s

Konsentrasi molar OH^- dua kali konsentrasi Cu^{2+} hasil kelarutan Cu(OH)_2 adalah,

$$K_{sp} = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$$= (s)(2s)^2$$

$K_{sp} \text{ Cu(OH)}_2$

$$= 4s^3$$

Substitusi nilai K_{sp}

$$2,2 \times 10^{-20} = 4s^3$$

$$s^3 = \frac{2,2 \times 10^{-20}}{4}$$

$$= 5,5 \times 10^{-21}$$

$$s = 1,8 \times 10^{-7} M$$

dari masa molar Cu(OH)_2 dan molar kelarutan dapat dihitung kelarutan dalam g/L.

$$\begin{aligned} \text{kelarutan Cu(OH)}_2 &= \frac{1,8 \times 10^{-7} \text{ mol Cu(OH)}_2}{1 \text{ L larutan}} \times \frac{97,57 \text{ g Cu(OH)}_2}{1 \text{ mol Cu(OH)}_2} \\ &= 1,8 \times 10^{-5} \text{ g/L.} \end{aligned}$$

Penjelasan

Karena yang diminta adalah kelarutan dalam g/L maka penyelesaian masalah diawali dengan K_{sp} ($3,2 \times 10^{-8}$), data ini digunakan untuk menghitung konsentrasi Cu(OH)_2 pada saat terdisosiasi menjadi ion Cu^+ dan ion $(\text{OH}^-)_2$ dan pada saat larutan konstan zat padat Cu(OH)_2 dalam larutan terjadi kesetimbangan dengan ion-ionnya. Selanjutnya dihitung molar kelarutan Cu(OH)_2 dengan memasukan nilai K_{sp} dalam persamaan hasil kelarutan ($K_{sp} = [\text{Cu}^+][\text{OH}^-]$). Setelah memperoleh nilai *molar kelarutan*, maka nilai kelarutan dapat dihitung dengan menggunakan Masa relatif ($M_r \text{ Cu(OH)}_2 = 97,57$), dengan demikian kelarutan dalam g/L didapatkan dari molar kelarutan per 1 liter larutan dikalikan $M_r \text{ Cu(OH)}_2$ per 1 mol Cu(OH)_2 .

Cek Kembali

Permasalahan di atas dapat dijawab melalui beberapa tahap, yaitu dimulai dari data K_{sp} , konsentrasi kation dan konsentrasi anion, dan kemolaran. Hal tersebut merupakan prosedur untuk menghitung kelarutan $\text{Cu}(\text{OH})_2$ dalam 1 liter larutan, dengan demikian prosedur dan jawaban benar.

Daftar Pustaka

- Chang, R. and Overby, J. (2011). *General Chemistry: The Essential Concepts*. New York: McGraw-Hill Companies Inc.
- Glencoe. (2008). *Chemistry Matter and change*. New York: The McGraw-Hill.
- Jespersen, N.D. and Brady, J.E. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter*. New York: John Wiley and Sons Inc.
- Mcmurry John E., Fay Robert C., Fantini Jordan. (2012). *Chemistry Sixth Edition*. New York: Pearson.
- Silberberg, Martin S.. (2010). *Principles of general chemistry. Second Edition*. New York: The McGraw-Hill.
- Zumhdal Steven S., Decoste Donal J. (2010). *Basic Chemistry Seventh Edition*. USA: Brooks/Cole.

KONSEP SISTEM KOLOID

Oleh:

Dr. Mujakir, M.Pd.Si

2021

A. Sistem Koloid

Kebanyakan zat dapat berada dalam keadaan koloid, Birdi, (2010) mengatakan banyak reaksi kimia kompleks yang ditafsirkan secara kimia koloid dalam kehidupan. Misalnya dalam bidang industri sangat penting misalnya, dalam industri cat, keramik, plastik, tekstil, kertas dan film foto, lem, tinta, semen, karet, kulit, bumbu selada, mentega, keju dan makanan lain, pelumas, sabun, obat, kosmetik, semprot pertanian dan insektisida, detergen, gel dan selai, perekat, dan sejumlah besar produk lainnya. Proses seperti memutihkan, menghilangkan bau, menyamak, mewarnai dan pemurnian serta pengapungan bahan galian, melibatkan adsorpsi pada permukaan materi koloid dan karena itu berkepentingan dengan kimia koloid (Lemay, 1981), bahkan bagian kerak bumi yang dikatakan sebagai tanah yang bisa dicangkul juga terdiri dari bagian-bagian yang bersifat koloid.

Peristiwa adsorpsi berperan penting pada sistem koloid. Drew Myers, (1999) mengatakan secara umum peristiwa adsorpsi yang terjadi pada larutan terbagi atas dua bagian yaitu **adsorpsi fisika** dan **adsorpsi kimia**. Adsorpsi fisika merupakan adsorpsi yang disebabkan oleh gaya Van Der Waals yang ada pada permukaan adsorben, dalam suhu panas adsorben biasanya rendah dan terjadi pada lapisan permukaan adsorben yang konsentrasinya lebih besar dari satu mol. Berdasarkan penjelasan di atas, maka akan dibahas beberapa fenomena penting yang menjadi fokus kajian dalam system koloid;

1. Terbentuknya Efek Tyndall dan Gerak Brown
2. Gerakan Partikel dalam cairan
3. Difusi dan translasi

4. Adsorpsi

5. Mekanisme dan Kinetika Koagulasi Koloid

Sebelum membicarakan fokus dari pada tulisan ini maka, sebaiknya kita memahami koloid secara mendasar, yakni berkaitan dengan pengertian, dan pengelompokkan sistem koloid. Menurut Duncan (2003:2) Sistem koloid adalah suatu bentuk campuran yang keadaannya terletak antara larutan dan suspensi (campuran kasar). Sistem koloid ini mempunyai sifat-sifat khas yang berbeda dari sifat larutan atau suspensi. Keadaan koloid bukan ciri dari zat tertentu karena semua zat, baik padat, cair, maupun gas, dapat dibuat dalam keadaan koloid. Koloid merupakan suatu sistem campuran “metastabil” (seolah-olah stabil, tapi akan memisah setelah waktu tertentu). Koloid berbeda dengan larutan, larutan bersifat stabil.

Sistem koloid terdiri atas fase terdispersi dengan ukuran tertentu dalam medium pendispersi. Zat yang terlarut di dalam larutan koloid disebut *zat terdispersi*. Sedangkan zat pelarut di dalam larutan koloid disebut *zat pendispersi*. Berdasarkan perbedaan ukuran zat yang didispersikan, sistem dispersi dapat dibedakan menjadi:

1. Dispersi kasar (suspensi) adalah partikel-partikel zat yang didispersikan lebih besar daripada 100 milimikron.
2. Dispersi halus (koloid) adalah partikel-partikel zat yang didispersikan berukuran antara 1 sampai dengan 100 milimikron.
3. Dispersi molekular (larutan sejati) adalah partikel-partikel zat yang didispersikan lebih kecil daripada 1 milimikron (Duncan, 2003:3)

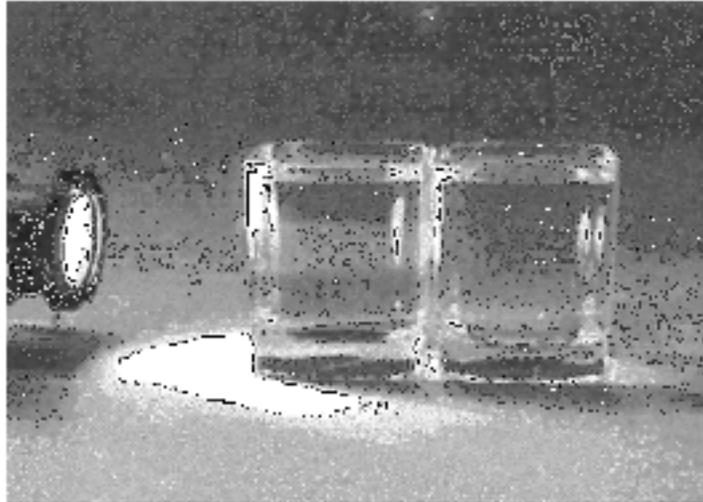
Sebagaimana halnya larutan yang tersusun dari zat terlarut dan pelarut, maka sistem koloid juga tersusun dari dua komponen, yaitu fase terdispersi, yaitu zat yang tersebar merata, serta fase pendispersi, yaitu zat medium tempat partikel-partikel koloid itu tersebar. Fase terdispersi bersifat diskontinu (terputus-putus), sedangkan medium dispersi bersifat kontinu. (Keenan, 1990).

1. EFEK TYNDALL DAN GERAK BROWN

a. Efek Tyndall

Sifat penghamburan cahaya oleh koloid di temukan oleh John Tyndall, oleh karena itu sifat ini dinamakan Tyndall. Efek dari Tyndall digunakan untuk membedakan sistem koloid dari larutan sejati, contoh dalam kehidupan sehari-hari dapat diamati dari langit yang tampak berwarna biru atau terkandung merah/oranye.

Selain itu contoh lainnya adalah pada koloid kanji dan larutan $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, maka sinar dihamburkan oleh sistem koloid tetapi tidak dihamburkan oleh larutan sejati hal ini dapat dilihat terdapat berkas sinar pada larutan. Larutan koloid kanji memiliki partikel-partikel koloid relatif besar untuk dapat menghamburkan sinar dan sebaliknya $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ memiliki partikel-partikel yang relatif kecil sehingga hamburan yang terjadi sedikit kecil dan sulit diamati (Wikipedia, 2012).



Gambar a. (larutan tembus cahaya)



Gambar b. model Efek Tyndall

Gambar di atas menjelaskan bahwa ada larutan yang dapat ditembus oleh cahaya. Disamping itu, ada juga yang tidak dapat ditembus cahaya, tetapi menghamburkan cahaya sehingga berkas cahaya tampak dalam medium (Lemay, 1981). Mengapa berkas cahaya dapat terlihat di dalam koloid? Perhatikan **Gambar a**, hal ini berkaitan dengan ukuran partikel yang terdispersi di dalam medium koloid. Ukuran partikel koloid relatif besar dibandingkan larutan sejati sehingga dapat memantulkan cahaya yang jatuh padanya. Ketika cahaya senter dilewatkan ke dalam sistem koloid maka cahaya tersebut akan dipantulkan oleh partikel-partikel koloid ke segala arah sehingga tampak sebagai hamburan cahaya (lihat Gambar b). *Gejala*

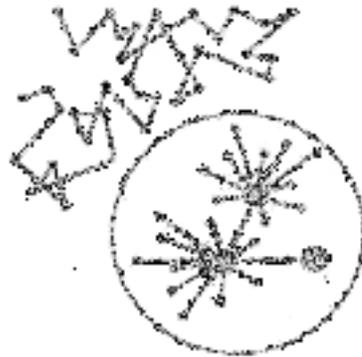
pemantulan cahaya oleh partikel koloid dinamakan efek Tyndall. Dengan demikian, efek Tyndall dapat digunakan sebagai petunjuk untuk membedakan sistem koloid dan larutan sejati. Air dan minyak zaitun, masing-masing dapat tembus cahaya, tetapi jika keduanya dicampurkan akan terbentuk sistem koloid seperti susu. Campuran ini dapat menghamburkan cahaya.

b. Gerak Brown

Sifat kinetik koloid ada dua, yaitu gerakan termal dan gerakan akibat gaya grafitasi. Partikel koloid senantiasa bergerak terus menerus dengan gerakan patah-patah (zig-zag) yang kemudian dikenal dengan Gerak Brown (Drew Myers, 1999). Gerak Brown ini pertama kali dikemukakan oleh Robert Brown, pada waktu mempelajari gerak serbuk tepung sari di atas air. *Gerak brown adalah gerakan dengan patah-patah disebabkan oleh partikel dispersi halus dalam medium pendispersinya.*

Di bawah mikroskop ultra, partikel koloid akan tampak sebagai titik cahaya. Jika pergerakan titik cahaya atau partikel tersebut diikuti, partikel itu bergerak terus-menerus dengan gerakan zig-zag. Partikel koloid dalam medium pendispersinya disebut gerak Brown. Jika mikroskop optik diarahkan pada suatu dispersi koloid dengan arah tegak lurus terhadap berkas cahaya yang dilewatkan maka akan tampak partikel-partikel koloid. Akan tetapi, partikel yang tampak bukan sebagai partikel dengan bentuk yang tegas melainkan bintik-bintik terang. Dengan mengikuti gerakan bintik-bintik cahaya, dapat dilihat bahwa partikel koloid bergerak terus menerus secara acak

menurut jalan yang zig-zag. *Gerakan acak partikel koloid dalam suatu medium* disebut gerak Brown (Horozov, 2010).



Gambar. Gerak Brown terjadi akibat tumbukan antarpartikel koloid dengan partikel pelarut atau dengan partikel koloid lain.

Robert Brown tidak dapat menjelaskan mengapa partikel koloid dapat bergerak acak dan berliku. Akhirnya, pada 1905, gerakan seperti itu dijelaskan secara matematika oleh **Albert Einstein**. Einstein menunjukkan bahwa partikel yang bergerak dalam suatu medium akan menunjukkan suatu gerakan acak seperti gerak Brown akibat tumbukan antarpartikel yang tidak merata.

Gerak Brown terjadi akibat adanya tumbukan yang tidak seimbang antara partikel-partikel koloid dengan molekul-molekul fase pendispersinya. Gerak Brown koloid akan terjadi semakin cepat jika ukuran partikel-partikel koloid semakin kecil. Akibat gerak Brown yang terus-menerus akan menyebabkan berkurangnya efek gaya gravitasi bumi terhadap partikel fase terdispersi sehingga partikel-partikel terdispersi tidak dapat mengendap. Jadi gerak *Gerak Brown* terjadi

sebagai akibat tumbukan yang tidak seimbang dari molekul-molekul medium terhadap partikel koloid (Lemay, 1981).

Konsekuensi dasar teori kinetik adalah bahwa tidak adanya kekuatan eksternal semua partikel, terlepas dari ukurannya, memiliki rata-rata energi kinetik translasi yang sama. Rata-rata energi kinetik translasi untuk partikel apapun adalah $\frac{3}{2} kT$, atau $\frac{1}{2} kT$ sepanjang sumbu tertentu yaitu $\frac{1}{2} m (\frac{dx}{dt})^2 = \frac{1}{2} kT$, dll, dalam kata lain, rata-rata partikel kecepatan meningkat dengan berkurangnya massa partikel (Duncan, 2003:23).

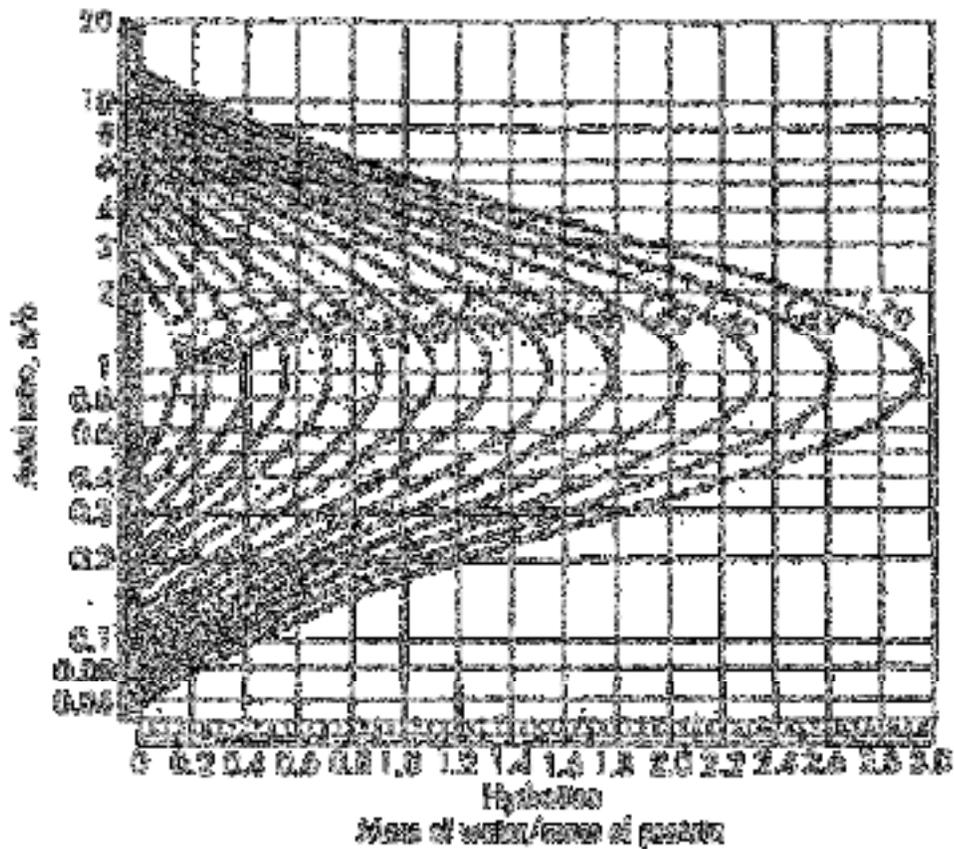


Figure 2.1 Values of solid ratio and hydration compatible with water. Maximum ratio (water base) (28 days) (by courtesy of the authors¹² and Michael Phillips (Cambridge))

Gerak partikel terus berubah arah akibat tabrakan acak dengan molekul medium, partikel lain dan mengandung dinding. Setiap partikel mengejar rumit dan tidak teratur zig-zag jalan. Ketika partikel cukup besar untuk observasi, gerak acak ini disebut sebagai gerak Brown, setelah botani yang pertama kali mengamati fenomena ini dengan serbuk sari tersuspensi dalam air. Semakin kecil partikel, semakin jelas adalah gerak Brown yang terjadi.

Perlakuan gerak Brown sebagai tiga dimensi 'random Walk', rata-rata Brown perpindahan \bar{x} untuk partikel dari posisi semula

sepanjang sumbu diberikan setelah waktu t , persamaan ini diberikan oleh Einstein:

$$\bar{x} = (2Dt)^{1/2} \quad (4)$$

di mana D adalah koefisien difusi.

Teori gerak acak membantu menuju pemahaman perilaku polimer linier dalam larutan. Berbagai segmen molekul polimer linier fleksibel dikenakan agitasi termal independen, sehingga molekul secara keseluruhan akan mengambil konfigurasi agak acak dan terus berubah. Rata-rata jarak antara ujung rantai benar-benar fleksibel dan acak terdiri dari segmen n masing-masing panjang l sama dengan $l(n)^{1/2}$ (persamaan Einstein di atas). Ini rata-rata jarak menjadi $l(2n)^{1/2}$ jika sudut $109^\circ 28'$ (sudut tetrahedral) ditentukan antara segmen yang berdekatan.

Koefisien difusi berkaitan dengan koefisien gesekan dari partikel oleh hukum Einstein:

$$Df = kT \quad (5)$$

Oleh karena itu, untuk partikel bulat,

$$D = \frac{kT}{6\pi\eta\rho} = \frac{RT}{6\pi\rho a N_A} \quad (6)$$

di mana N_A adalah konstanta Avogadro, dan

$$\bar{x} = \left(\frac{RTt}{3\pi\eta a N_A} \right)^{1/2} \quad (7)$$

Perrin (1908) mempelajari perpindahan Brown untuk difraksinasi suspensi diketahui dari ukuran partikel, dan dihitung nilai konstan Avogadro bervariasi antara $5,5 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ dan $8 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1. Setelah percobaan ini telah menghasilkan nilai NA dekat dengan diterima $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, misalnya, Svedberg (1911) dihitung $NA = 6,09 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ dari pengamatan pada sol emas monodispersi yang diketahui ukuran partikel dalam ultra mikroskop tersebut. Penentuan konstan Avogadro dari pengamatan gerak Brown memberikan bukti yang mendukung teori kinetik. Bronian

Tabel koefisien difusi dan menghitung gerak Brown untuk tidak membebaskan bola partikel dalam air pada 20°C

Tabel. Diffusion coefficients and Brownian displacements calculated for uncharged sphere in water at 20°C

Radius	$D_{20^\circ\text{C}}/\text{m}^2\text{s}^{-1}$	\bar{x} after 1 h
10^{-9} m (1 nm)	2.1×10^{-10}	$1.23 \times 10^{-3} \text{ m}$ (1.23 mm)
10^{-6} m (1 μm)	2.1×10^{-11}	$3.90 \times 10^{-6} \text{ m}$ (390 μm)
10^{-7} m (100 nm)	2.1×10^{-12}	$1.23 \times 10^{-6} \text{ m}$ (123 μm)
10^{-6} m (1 μm)	2.1×10^{-13}	$3.90 \times 10^{-5} \text{ m}$ (39 μm)

Sebagai hasil dari gerak Brown, fluktuasi terus-menerus konsentrasi terjadi pada skala molekul atau partikel-kecil. Untuk alasan ini, hukum kedua termodinamika hanya berlaku pada skala makroskopis.

2. GERAKAN PARTIKEL DALAM MEDIUM CAIR

Gerakan partikel dalam media cair yang dibahas adalah gerak termal makromolekul terlarut dan penyebaran partikel koloid, yaitu gerakan di bawah pengaruh medan gravitasi dan sentrifugal. Gerak termal memanifestasikan dirinya pada skala mikroskopis dalam bentuk gerak Brown, dan pada skala makroskopis dalam bentuk

difusi dan osmosis. Gravitasi (atau bidang sentrifugal) memberikan kekuatan pendorong dalam pengendapan. Diantara teknik untuk menentukan ukuran molekul atau partikel dan bentuk adalah mereka yang melibatkan pengukuran sifat-sifat sederhana. Sebelum sifat kinetik dibahas secara rinci, beberapa komentar umum tentang hukum yang mengatur gerakan partikel melalui cairan sesuai.

- **Tingkat Pengendapan**

Pertimbangkan pengendapan dari partikel bermuatan dengan massa m dan v volume spesifik dalam cairan dengan density ρ . Berlaku pada pengendapan partikel, yang independen dari bentuk partikel atau solvasi, adalah $m(1 - v\rho)g$, di mana g adalah percepatan gravitasi lokal (atau bidang sentrifugal). Faktor $(1 - v\rho)$ memungkinkan untuk daya apung dari cairan. Media cair memberikan perlawanan terhadap peningkatan gerakan partikel dengan peningkatan kecepatan. Asalkan kecepatan tidak terlalu besar, yang selalu terjadi untuk partikel koloid (dan agak lebih besar), adalah resistensi cairan, untuk pendekatan pertama, sebanding dengan kecepatan dari partikel pengendapan. Dalam waktu yang sangat singkat, pusat kecepatan, dx / dt , dicapai, jika kekuatan pendorong pada partikel dan resistensi cairan adalah sama:

$$m(1-v\rho)g=f \quad (1)$$

di mana f adalah koefisien gesekan partikel dalam medium. Untuk partikel berbentuk bola koefisien gesek diberikan oleh hukum Stokes '

$$f = 6\pi\eta r \quad (2)$$

di mana η adalah viskositas medium dan jari-jari partikel. Oleh karena itu, jika ρ_2 adalah densitas partikel bola (dalam keadaan terlarut atau terdispersi (yaitu $\rho_2 = 1/v$), maka

$$\frac{4}{3}\pi r^3(\rho_2 - \rho_1)g = 6\pi\eta r \frac{dx}{dt}$$

$$\text{atau } \frac{dx}{dt} = \frac{2r^2(\rho_2 - \rho_1)g}{9\eta} \quad (3)$$

3. DIFUSI TRANSLASI

Difusi adalah kecenderungan molekul untuk bermigrasi dari daerah konsentrasi tinggi ke daerah konsentrasi rendah dan merupakan akibat langsung dari gerak Brown (Duncan, 2010:26). Hukum pertama Fick untuk difusi menyatakan bahwa massa zat dm menyebar dalam arah x dalam waktu dt pada seluruh daerah A adalah sebanding dengan gradien konsentrasi dc/dx pada bidang tersebut:

$$dm = -DA \frac{dc}{dx} dt \quad (8)$$

(tanda minus menunjukkan bahwa difusi terjadi di arah penurunan konsentrasi). Laju perubahan konsentrasi pada suatu titik tertentu sama dengan hukum kedua Fick:

$$\frac{dc}{dx} = D \frac{d^2c}{dx^2} \quad (9)$$

Proporsionalitas faktor D disebut koefisien difusi. Hal ini tidak sepenuhnya konstan, karena sedikit tergantung konsentrasi. Persamaan (4) dan (5) dapat diturunkan dengan menggunakan persamaan (8), sebagai berikut.

- **Persamaan (4)**

Pertimbangkan sebuah bidang AB (Gambar 2.2) melewati dispersi dan memisahkan daerah konsentrasi c_1 dan c_2 , di mana $c_1 > c_2$. Rata-rata berat partikel Brown tegak lurus diberikan kepada AB menjadi x pada waktu t . Untuk setiap partikel, memiliki probabilitas yang sama 'kiri ke kanan' atau 'kanan ke kiri'. Massa bersih partikel bergerak dari kiri ke kanan di satuan luas AB dalam waktu t , karena itu diberikan oleh

$$m = \frac{(c_1 - c_2)R}{2} = \frac{(c_1 - c_2)R^2}{2\bar{x}}$$

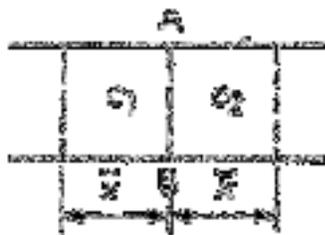
jika \bar{x} adalah kecil, $\frac{c_1 - c_2}{\bar{x}} = - \frac{dc}{dx}$

oleh karena itu,

$$m = - \frac{1}{2} \frac{dc}{dx} R^2 \quad (10)$$

dari persamaan 8

$$m = -D \frac{dc}{dx} t \quad (11)$$



Gambar. 2

Oleh karena itu kombinasi persamaan 10 dan 11 menghasilkan persamaan 4

$$\bar{x} = (2Dt)^{1/2}$$

- **Difusi Persamaan (5)**

gerakan partikel melalui dx berlawanan dengan gesekan terhadap gerakan $f(dx/dt)$ bisa disamakan dengan yang dihasilkan perubahan potensial kimia yang menghasilkan

$$-d\mu = kT d \ln c$$

yaitu; $f \frac{dx}{dt} = kT \frac{dc}{c}$

oleh karena itu $\frac{dx}{dt} = \frac{kT}{f} \frac{dc}{c}$ (12)

saat $\frac{dx}{dt} = D \frac{dc}{dx}$

dikombinasi dengan persamaan 8 menghasilkan;

$$D \frac{dc}{dx} = f \frac{dc}{c}$$

oleh karena itu persamaan 12 dan 13 menghasilkan persamaan 5 berikut;

$$Df = kT$$

untuk sistem yang mengandung partikel berbentuk sferik, $D = RT/6\pi\eta a N_A$ - yaitu $D \propto 1 / m^{1/3}$ di mana m adalah massa partikel. Untuk sistem yang mengandung partikel asimetris. Saat $D = kT/f$, rasio D / D_0 (di mana D adalah koefisien difusi eksperimental dan D_0 adalah koefisien difusi suatu sistem yang mengandung bola unsolvated setara) adalah sama dengan kebalikan dari rasio gesekan f/f_0 . (Duncan, 2003:27-28).

Selain translasi gerak Brown, molekul atau partikel menjalani gerak rotasi acak, sehingga berada dalam keadaan orientasi acak. Koefisien rotasi difusi dapat didefinisikan (ellipsoids memiliki dua koefisien yang mewakili rotasi pada setiap sumbu utama) yang tergantung pada ukuran dan bentuk molekul atau partikel tersebut (Johnson, 1949).

4. ADSORPSI

Absorpsi merupakan suatu proses dimana suatu partikel terperangkap ke dalam suatu media dan seolah-olah menjadi bagian dari keseluruhan media tersebut. Absorpsi terdiri dari dua jenis yaitu: Absorpsi fisika (*physical absorbtion*) dan Absorpsi kimia (*chemosorbtion*).

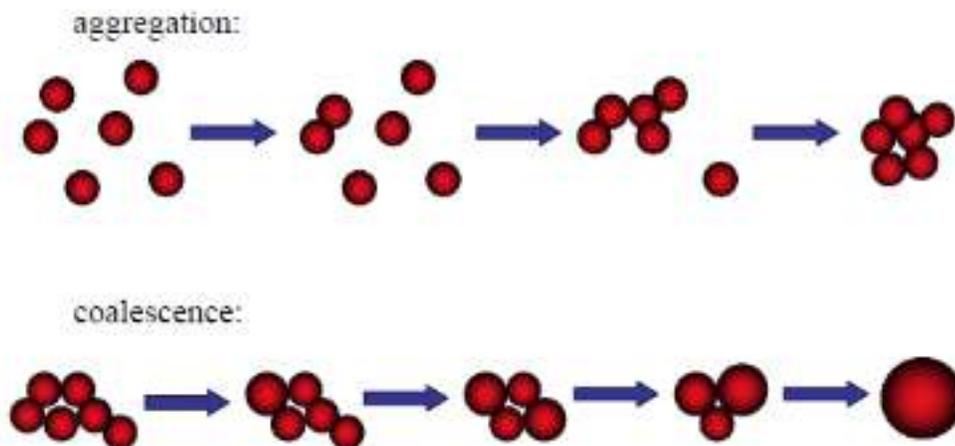
a. Absorpsi Fisika (*physical absorbtion*)

Absorpsi fisika dicirikan dengan tarik menarik antara adsorbat dan adsorben sangat lemah dengan energi kurang dari 40 KJ/mol dan

antar keduanya tidak membentuk senyawa kimia. Absorpsi fisika umumnya *reversible* dan *irreversible*. Sifat ini ditemukan dalam batas antar muka kimia dengan medium gas, dimana ikatan yang terjadi diakibatkan dari gaya Van Der Waals dan gaya London (Birdi, 2010).

b. Absorpsi kimia (*chemisorbtion*).

Absorpsi kimia (*chemisorbtion*) ditandai dengan pertukaran elektron/*electron exchange* antara adsorbat dengan adsorben. Interaksi yang terjadi sangat kuat sehingga terbentuk senyawa kimia dengan energi ikatnya sekitar 300 KJ/mol (Drew Myers, 1999).



Akibat dari berbagai sebab/perlakuan, ikatan dalam absorpsi fisik dan kimia dapat lepas, proses ini disebut desorpsi. Adsorben adalah padatan berpori dengan berbagai ukuran. Contoh adsorben yang sudah banyak digunakan diantaranya: bentonit, zeolit, tanah diatomea dan arang aktif. Suatu adsorben dapat memisahkan molekul berdasarkan ukurannya. Proses absorpsi molekul dipengaruhi oleh beberapa hal antara lain:

- a. Ukuran molekul: ukuran pori suatu adsorben menentukan ukuran molekul yang melewatinya.

- b. Efek pertukaran ion: pasangan rangka kation membentuk ukuran efektif tertentu dengan menyatukan kation melalui proses pertukaran kation.
- c. Efek suhu: baik molekul adsorbat maupun kisi *host* menjadi tidak rigid, dan dapat terpolarisasi, keduanya bergetar secara kontinu sehingga ikatan yang menjaga keduanya melentur oleh pengaruh suhu.
- d. Konsep pori-efektif : molekul terbesar yang dapat lolos atau masuk secara efektif terhadap adsorben melalui efek difusi dan faktor lain.

Pertukaran ion merupakan suatu proses di mana ion-ion yang terserap pada suatu media polar ditukar dengan ion-ion lain yang berada dalam air. Proses ini dimungkinkan melalui fenomena tarik menarik antara permukaan media bermuatan dengan molekul-molekul bersifat polar (Horozov, 2006). Apabila suatu molekul bermuatan menyentuh suatu permukaan yang memiliki muatan berlawanan, maka molekul tersebut akan terikat secara kimiawi pada permukaan tersebut. Pada kondisi tertentu molekul-molekul ini dapat ditukar posisinya dengan molekul lain yang memiliki kecenderungan lebih tinggi untuk diikat, dengan demikian maka proses pertukaran dapat terjadi (Birdi, 2010).

c. Adsorpsi dari Larutan

Adsorpsi dari larutan adalah penting dalam banyak situasi praktis, yang melibatkan pertukaran atau pemindahan bahan yang tidak diinginkan dari larutan (misalnya adsorpsi larutan gula dengan

arang aktif). Adsorpsi ion dari larutan elektrolit dan kasus khusus dari ion adsorpsi, yaitu pertukaran ion. Proses adsorpsi, tentu saja, yang paling penting dalam kromatografi, namun kromatografi tidak termasuk dalam makalah ini (a) karena lain proses, seperti partisi dan / atau pengayak molekul, juga mungkin terlibat dengan tingkat yang lebih besar atau lebih kecil, tergantung pada jenis pemisahan kromatografi sedang dipertimbangkan dan (b) karena subjek kromatografi terlalu luas dan dalam waktu yang relatif singkat.

Adsorpsi dari larutan jauh lebih sederhana dibandingkan dengan adsorpsi gas. Massa yang dikenal padat adsorben dengan volume larutan pada suhu tertentu sampai tidak ada lagi perubahan pada konsentrasi larutan. Konsentrasi ini dapat ditentukan dengan berbagai metode yang melibatkan bahan kimia atau analisis radiokimia, kolorimetri, indeks bias. Data eksperimen biasanya dinyatakan dalam sebuah adsorpsi isotherm di mana jumlah zat terlarut teradsorpsi pada suhu tertentu per satuan massa adsorben - dihitung dari penurunan (atau kenaikan) konsentrasi larutan - diplot terhadap konsentrasi kesetimbangan.

Perlakuan teoritis adsorpsi dari larutan, bagaimanapun, adalah, pada umumnya, lebih rumit daripada adsorpsi gas, karena adsorpsi dari larutan selalu melibatkan persaingan antara zat terlarut dan pelarut atau antara komponen campuran cairan ke tempat adsorpsi. Perhatikan, misalnya, campuran cairan biner dengan solid. Adsorpsi mengacu pada campuran komposisi yang seragam sampai ke permukaan padat, meskipun (seperti adsorpsi gas) kedua komponen, pada kenyataannya, ada pada permukaan padat. Jika proporsi salah

satu komponen di permukaan lebih besar dari proporsi dalam jumlah besar, maka komponen yang teradsorpsi positif dan, akibatnya, komponen lain teradsorpsi negatif. Jelas, bukan benar, adsorpsi isoterm, oleh karena itu, dihitung dari perubahan konsentrasi larutan. Contoh adsorpsi isoterm untuk campuran cair biner dapat dilihat pada Gambar berikut.

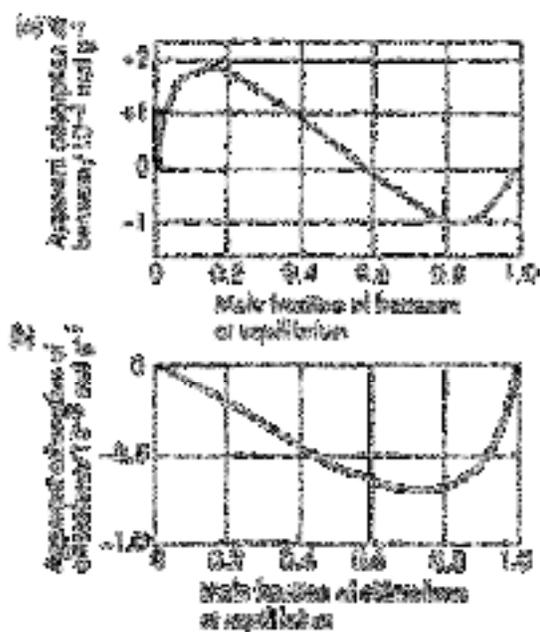


Figure 10.11. Apparent adsorption of component 1 in a binary liquid mixture. The curves are calculated from the data of Figure 10.10. The curves are calculated from the data of Figure 10.10. The curves are calculated from the data of Figure 10.10.

5. Mekanisme dan Kinetika Koagulasi Koloid

a. Mekanisme Koagulasi

Koagulasi adalah penggumpalan partikel koloid dan membentuk endapan dengan terjadinya koagulasi, berarti zat

terdispersi tidak lagi membentuk koloid. Ada beberapa cara untuk melakukan koagulasi, diantaranya adalah sebagai berikut.

- 1) Cara mekanik, yaitu dengan cara pengadukan, pemanasan, atau pendinginan.
- 2) Cara penambahan zat elektrolit, seperti asam asetat dapat mengkoagulasikan partikel-partikel karet alam dalam lateks.

Pencampuran dua jenis sistem koloid yang bermuatan berlawanan, seperti campuran $\text{Fe}(\text{OH})_3$ yang bermuatan positif dengan As_2S_3 yang bermuatan negatif akan menggumpal. Selain itu mekanisme koagulasi juga dapat terjadi secara fisika dan kimia

- **Secara Fisika**

Koagulasi dapat terjadi secara fisik seperti :

- 1) Pemanasan, Kenaikan suhu sistem koloid menyebabkan tumbukan antar partikel-partikel sol dengan molekul-molekul air bertambah banyak. Hal ini melepaskan elektrolit yang teradsorpsi pada permukaan koloid. Akibatnya partikel tidak bermuatan. contoh: darah
- 2) Pengadukan, contoh: tepung kanji
- 3) Pendinginan, contoh: agar-agar

- **Secara kimia**

Secara kimia seperti penambahan elektrolit, pencampuran koloid yang berbeda muatan, dan penambahan zat kimia koagulan (Horozov, 2010). Ada beberapa hal yang dapat menyebabkan koloid bersifat netral, yaitu:

- 1) Menggunakan Prinsip Elektroforesis. Proses elektroforesis adalah pergerakan partikel-partikel koloid yang bermuatan ke elektrode

dengan muatan yang berlawanan. Ketika partikel ini mencapai elektrode, maka sistem koloid akan kehilangan muatannya dan bersifat netral.

- 2) Penambahan koloid, dapat terjadi sebagai berikut: Koloid yang bermuatan negatif akan menarik ion positif (kation), sedangkan koloid yang bermuatan positif akan menarik ion negatif (anion). Ion-ion tersebut akan membentuk selubung lapisan kedua. Apabila selubung lapisan kedua itu terlalu dekat maka selubung itu akan menetralkan muatan koloid sehingga terjadi koagulasi. Makin besar muatan ion makin kuat daya tariknya dengan partikel koloid, sehingga makin cepat terjadi koagulasi. (Sudarmo, 2004)

Penambahan Elektrolit. Jika suatu elektrolit ditambahkan pada sistem koloid, maka partikel koloid yang bermuatan negatif akan mengadsorpsi koloid dengan muatan positif (kation) dari elektrolit. Begitu juga sebaliknya, partikel positif akan mengadsorpsi partikel negatif (anion) dari elektrolit. Dari adsorpsi di atas, maka terjadi koagulasi. Dalam proses koagulasi, stabilitas koloid sangat berpengaruh. Stabilitas merupakan daya tolak koloid karena partikel-partikel mempunyai muatan permukaan sejenis (negatif).

b. Kinetika Koagulasi Koloid

Larutan koloid dicirikan oleh tingkat stabilitas atau instabilitas. Hal ini terkait dengan fakta bahwa kedua jenis sifat fenomena dalam kehidupan sehari-hari perlu dipahami. Kinetika koagulasi dipelajari dengan menggunakan metode yang berbeda.

Jumlah partikel, N_p , pada waktu tertentu tergantung pada proses difusi-dikendalikan.

$$-d N_p/dt = 8 \pi D R N_p^2 \quad (1)$$

di mana D adalah koefisien difusi, R adalah radius partikel. Laju dapat ditulis ulang sebagai berikut,

$$-dN_p/dt = 4k_B T/3 v N_p^2 = k_o N_p^2 \quad (2)$$

di mana $D = k_B T/6\pi v R$, diterapkan persamaan Einstein, dan k_o adalah difusi- konstan dikendalikan. Dalam sistem nyata, kedua sistem koloid yang stabil (seperti pada cat, krim) dan sistem tidak stabil (seperti dalam pengolahan air limbah). Dengan demikian terlihat bahwa, dari pertimbangan DLVO, tingkat stabilitas koloid akan tergantung pada faktor-faktor berikut:

1. Ukuran partikel, partikel yang lebih besar akan kurang stabil.
2. Besarnya potensi permukaan.
3. Konstan Hamaker (H).
4. Kekuatan ion.
5. Suhu. (Birdi, 2010: 153)

Daya tarik antara dua partikel sebanding dengan jarak pemisahan dan konstan Hamaker (khusus untuk sistem). Besarnya H adalah urutan 10^{-12} erg (Adamson dan Gast, 1997; Birdi, 2002). Teori DLVO berguna untuk memprediksi dan memperkirakan perilaku stabilitas koloid. Tentu saja, dalam sistem tersebut dengan banyak variabel, teori disederhanakan diharapkan untuk cocok semua jenis sistem. Akhir dekade, banyak

perkembangan telah terjadi dalam hal mengukur kekuatan yang terlibat dalam sistem koloid. Salah satu metode yang digunakan adalah untuk mengukur kekuatan antara dua permukaan yang solid pada jarak yang sangat rendah (kurang dari mikrometer). Sistem ini dapat beroperasi di bawah air, untuk meneliti efek adiktif. Data ini telah memberikan verifikasi berbagai aspek teori DLVO. Baru-baru ini, *atomic force microscope* (AFM) telah digunakan untuk mengukur langsung kekuatan-kekuatan koloid (Birdi, 2002). Dua partikel didekatkan, dan gaya (nanoNewton) diukur. Bahkan, kekuatan yang tersedia secara komersial yang dirancang untuk melakukan analisis tersebut. Pengukuran dapat dilakukan dalam cairan dan di bawah berbagai kondisi eksperimental (seperti ditambahkan elektrolit, pH, dll).

c. Flokulasi dan Coagulasi Pada Suspensi Dalam Koloid

Hal ini diketahui bahwa dispersi koloid dengan partikel yang lebih kecil lebih stabil dari satu dengan partikel yang lebih besar. Fenomena partikel yang lebih kecil membentuk agregat dengan partikel yang lebih besar disebut flokulasi atau koagulasi. Misalnya, untuk menghilangkan logam larut dan koloid yang diendapkan, flokulasi digunakan. Hal ini umumnya dicapai dengan mengurangi biaya permukaan yang menimbulkan kekuatan tolakan muatan-muatan lemah. Koagulasi terjadi, setelah daya tarik menjadi lebih besar daripada gaya elektrostatik. Hal ini diprakarsai oleh partikel muatan netralisasi (dengan mengubah pH atau metode lainnya [seperti muatan polielektrolit]), yang

menyebabkan agregasi partikel untuk membentuk ukuran yang lebih besar. Pendekatan ini didasarkan pada mengubah partikel awalnya dibebankan pada partikel netral:

Keadaan awal: Biaya-biaya tolakan

Keadaan akhir: Netral-netral (tarik)

Koagulasi juga dapat dibawa dengan menambahkan zat yang sesuai (koagulan) yang khusus untuk sistem tertentu. Metode ini mengurangi radius efektif dari partikel koloid dan menyebabkan koagulasi. Flokulasi adalah proses sekunder setelah koagulasi, dan ini menyebabkan bentuk partikel yang sangat besar (*floc*s). Koagulan seperti besi dan garam anorganik aluminium efektif dalam banyak kasus. Dalam pabrik pengolahan air limbah, fenomena potensi zeta digunakan untuk menentukan koagulasi dan flokulasi. Sebagian besar bahan padat dalam air limbah bermuatan negative (Birdi, 2010: 154).

d. Dispersi Partikel Padat dalam Cairan

Seperti penjelasan sebelumnya, ketika sebuah partikel padat atau setetes cairan dipecah dalam ukuran energi bebas dari sistem meningkat (karena besarnya luas permukaan partikel padat pergram meningkat). Hal ini terjadi karena molekul-molekul dalam fase padat dibawa ke permukaan, yang membutuhkan energy. Perubahan energi bebas pada permukaan adalah produk dari luas permukaan yang dihasilkan (peningkatan luas permukaan) dan terjadi gaya permukaan antarmuka. Dengan mengubah gaya permukaan, dapat menghasilkan partikel berukuran berbeda pada jumlah energi yang diberikan (seperti menggiling, bergulir,

gemetar). Dalam proses penggilingan, untuk memecah partikel membutuhkan energi mekanik. Jika gaya permukaan berkurang (dengan menambahkan zat aktif permukaan yang sesuai), kemudian, untuk input yang sama dari energi mekanik, maka ukuran partikel akan berkurang dengan penurunan gaya permukaan. Apalagi jika grinding dilakukan di bawah kondisi kering, akan ada kecenderungan kuat untuk partikel dibentuk untuk menempel satu sama lain dan menciptakan masalah caking terkenal. Sebagai contoh terkait, ukuran kristal berkurang ketika larutan garam jenuh didinginkan dan surfaktan yang ditambahkan (sehingga mengurangi kristal-solusi gaya permukaan antarmuka) (Birdi, 2010:154).

Gaya permukaan sistem juga dapat diubah dengan menggiling dengan cairan, sehingga menurunkan gaya antar muka. Hal ini menimbulkan berbagai parameter karena, dengan menambahkan bahan kimia yang sesuai (elektrolit atau bahan aktif permukaan), seseorang dapat mengubah sifat produk akhir. Sebaliknya, ukuran kristal yang terbentuk dari larutan jenuh zat berhubungan dengan gaya permukaan (pada antarmuka padat-cair). Jadi, untuk mendapatkan kristal halus, deterjen yang cocok ditambahkan, dan dengan demikian, kristal halus diperoleh. Sebuah contoh yang khas ini adalah produksi serat kaca yang digunakan untuk isolasi. Dalam rangka untuk menjaga serat kaca bermuatan negatif dari adhesi yang kuat, permukaan bermuatan kation disemprot dengan agen aktif, yang meningkatkan isolasi dengan menjaga serat dari pembentukan struktur kompak. Dalam

beberapa dekade terakhir, jenis tertentu dari sistem koloid berdasarkan ukuran mono dispersi telah dikembangkan untuk berbagai aplikasi industri. Berbagai oksida logam dan hidroksida dan kisi polimer telah diproduksi. Sistem monodisperse jelas disukai karena sifat mereka dapat dengan mudah diprediksi. Di sisi lain, sistem poly dispersi akan menunjukkan karakteristik yang berbeda-beda, tergantung pada tingkat poli dispersi.

B. PENUTUP

Berdasarkan ukuran, sistem koloid memiliki ukuran partikel terdispersi lebih kecil dari suspensi kasar tetapi lebih besar dari larutan sejati. Sifat untuk membedakan antara koloid dengan non koloid adalah efek Tyndall. Efek Tyndall adalah peristiwa penghamburan cahaya oleh partikel koloid. Gerak brown adalah gerakan acak dari partikel-partikel koloid dalam mediumnya. Adsorpsi adalah kemampuan partikel koloid untuk menyerap ion pada permukaan membentuk partikel bermuatan. Akibat adanya muatan listrik pada partikel koloid, partikel koloid dapat bergerak dalam medan listrik ke arah kutub yang muatannya berlawanan. Migrasi partikel koloid dalam medan listrik dikenal dengan elektroforesis. Dialisis adalah suatu teknik pemurnian koloid berdasarkan perbedaan ukuran partikelnya. Kestabilan koloid disebabkan oleh adanya muatan listrik pada permukaan partikel koloid. Muatan listrik pada partikel koloid berasal dari ion atau medium yang teradsorpsi pada permukaan partikel koloid. Kestabilan koloid dapat dihilangkan dengan cara menetralkan muatan partikel koloid. Peristiwa ini

dinamakan koagulasi atau penggumpalan disperse koloid. Sistem koloid dapat dibuat melalui dua cara, yaitu:

- a. Pemecahan partikel-partikel besar menjadi partikel berukuran koloid. Cara ini disebut cara dispersi.
- b. Pembentukan agregat dari molekul-molekul kecil pembentuk larutan menjadi berukuran koloid. Cara ini disebut sebagai cara kondensasi.

DAFTAR PUSTAKA

- Alexander, A.E. and Johnson, P., (1949). *Colloid Science*, Oxford University Press.
- Brown, T. L. And Lemay, H. E.. 1981. *Chemistry, The Central Science, 2nd edition*. New Jersey: Prentice-Hall.
- Drew Myers 1999. *Surfaces, Interfaces, and Colloids: Principles and Applications, Second Edition*. New York. John Wiley & Sons, Inc.
- Horozov Bernard P. Binks And Tommy. 2006. *Colloidal Particles At Liquid Interfaces*. New York. Cambridge University Press.
- K. S. Birdi. 2010. *Surface and Colloid Chemistry: Principles and Applications*. USA. Taylor and Francis Group, LLC.
- Shaw D. J. 2010. *Introduction to Colloid and Surface Chemistry Fourth Edition*. New York. Elsevier Science Ltd.
- W. Keenan, Charles.Donald C. Klienfelter dan Jese H.Wood.1990.*Ilmu Kimia Untuk Universitas, Jilid 1, Edisi keenam*.Erlangga : Jakarta