YAYASAN WIDYA BHAKTI
SEKOLAH MENENGAH ATAS SANTA ANGELA
TERAKREDITASI A
Jl. Merdeka No. 24 Bandung ☎ 022. 4214714 – Fax.022. 4222587
http://www.smasantaangela.sch.id, e-mail : smaangela@yahoo.co.id

043
URS is member of Registar of Standards (Holding) Ltd.
ISO 9001 : 2008 Cert. No. 47484/A/0001/UK/En

MODUL PEMBELAJARAN

KIMIA KELAS XI
SEMESTER 2

TAHUN PELAJARAN 2015 – 2016

DAFTAR ISI

LARUTAN ASAM – BASA 6
LARUTAN ASAM 7
LARUTAN BASA 13
1. Teori Asam-Basa Arrhenius 15
2. Teori Asam-Basa Bronsted-Lowry 16
3. Teori Asam-Basa Lewis 19
LATIHAN SOAL ASAM BASA 1 21

KONSEP pH, pOH, DAN pKw 22
1. Tetapan Kesetimbangan Air (Kw) 22
2. pH dan pOH 23
3. Hubungan Tingkat Keasaman dengan pH 24
4. Derajat keasaman (pH) Asam / Basa Kuat 25
LATIHAN SOAL KONSEP pH, pOH, dan pKw 28

STOIKIOMETRI LARUTAN 29
1. Persamaan Ion 29
2. Reaksi Oksida Basa dengan Asam 30
3. Reaksi Oksida Asam dengan Basa 30
4. Reaksi Amonia dengan Asam 30
5. Reaksi-Reaksi Pergantian (Dekomposisi) Rangkap 31
6. Reaksi Logam dengan Asam Kuat Encer 32

LATIHAN SOAL STOIKIOMETRI LARUTAN 34

TITRASI ASAM BASA 37

Titik Ekuivalen 38

Pemilihan indikator yang cocok 39

Pemilihan indikator untuk titrasi 39

Asam kuat vs basa kuat 41

Asam kuat vs basa lemah 42

Perhitungan titrasi: dari volume kedalam jumlah mol 42

Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat 43

Kurva titrasi asam lemah dengan basa kuat 44

Kurva titrasi asam kuat dengan basa lemah 44

LATIHAN SOAL TITRASI 45

LARUTAN PENYANGGA/BUFFER 48

1. Jenis-jenis larutan penyangga 48
   a. Campuran Asam Lemah dan Basa Konjugasinya(Buffer Asam) 48
   b. Campuran Basa Lemah dan Asam Konjugasinya (Buffer Basa) 49
   c. Larutan Penyangga yang terdiri dari Basa lemah dengan asam konjugasinya 50
2. Sifat-sifat Larutan Penyangga 51
   a. pH larutan tidak berubah jika ditambahkan sedikit asam atau basa 51
   b. pH larutan tidak berubah jika diencerkan 52
3. Cara Kerja Larutan Penyangga 52
   a. Larutan Penyangga Asam 52
   b. Larutan Penyangga Basa 53

4. Sifat Larutan Penyangga 54
5. Komponen Larutan Penyangga 54
a. Larutan Penyangga Asam 54
b. Larutan Penyangga Basa 54
6. Fungsi Larutan Penyangga 55
7. Materi Pengayaan 56
LATIHAN SOAL LARUTAN PENYANGGA 57

HIDROLISIS GARAM 59
a. Materi Pengayaan 62
b. Konstanta ionisasi air 62
c. Konstanta ionisasi asam lemah dan basa lemah 63
d. Pengertian hidrolisis dan jenis reaksi hidrolisis 63
e. Materi yang akan dikembangkan 63
1. Hidrolisis garam dari asam lemah dan basa kuat 64
2. Hidrolisis garam dari asam kuat dan basa lemah 65
f. Hidrolisis garam dari asam lemah dan basa lemah 67
a. Menentukan pH Hidrolisis Garam 70
b. Menentukan pOH Hidrolisis Garam 70
g. Penggunaan Hidrolisis 71
LATIHAN SOAL HIDROLISIS GARAM 72

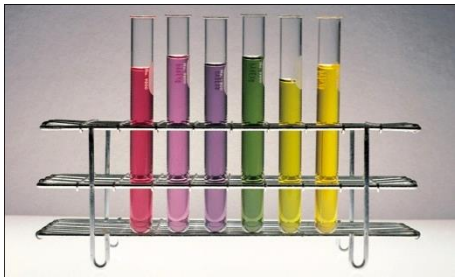
KELARUTAN & HASIL KALI KELARUTAN 74
1. Kelarutan 75
2. Pengertian Kelarutan 77

3. Satuan Kelarutan 77
4. Pengertian Hasil Kali Kelarutan 78
5. Tetapan Hasil Kali Kelarutan 78
6. Hubungan Kelarutan (s) dan Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp}) 79
7. Pengaruh Ion Senama Terhadap Kelarutan 80
8. Pengaruh pH terhadap Kelarutan 82
9. pH dan Kelarutan Basa 82
10. pH dan Kelarutan Garam 83
11. Reaksi Pengendapan 84
12. Manfaat dan Fungsi Tetapan Hasil Kali Kelarutan (Ksp) 86
13. Kegunaan Kelarutan dalam Kehidupan 86
LATIHAN SOAL KELARUTAN 89

LARUTAN ASAM – BASA

I. Standar Kompetensi

Memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode
pengukuran dan tetapannya.



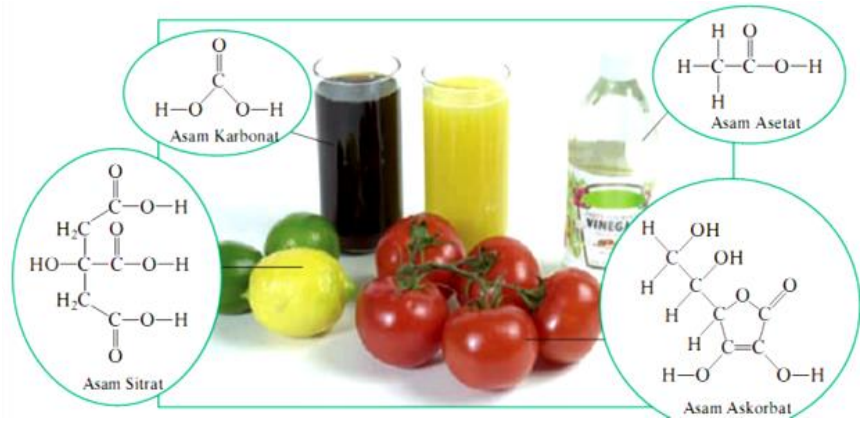
II. Kompetensi Dasar

Mendeskripsikan teori-teori asam basa dengan
menentukan sifat larutan dan menghitung pH larutan.

III. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran dengan metode yang diterapkan, diharapkan siswa dapat;

- Menjelaskan pengertian asam dan basa menurut Arhenius
- Menjelaskan pengertian asam dan basa menurut Bronsted dan Lowry
- Menuliskan persamaan reaksi asam dan basa menurut Bronsted dan Lowry dan menunjukkan pasangan asam dan basa konjugasinya
- Menjelaskan pengertian asam dan basa menurut Lewis
- Mengidentifikasi sifat larutan asam dan basa dengan berbagai indikator.
- Memperkirakan pH suatu larutan elektrolit yang tidak dikenal berdasarkan hasil pengamatan trayek perubahan warna berbagai indikator asam dan basa.



Gambar 1. Senyawa asam dalam minuman

- Menjelaskan pengertian kekuatan asam dan menyimpulkan hasil pengukuran pH dari beberapa larutan asam dan larutan basa yang konsentrasinya sama
- Menghubungkan kekuatan asam atau basa dengan derajat pengionan (α) dan tetapan asam (Ka) atau tetapan basa (Kb)
- Menghitung pH larutan asam atau basa yang diketahui konsentrasinya.
- Menjelaskan penggunaan konsep pH dalam lingkungan

LARUTAN ASAM

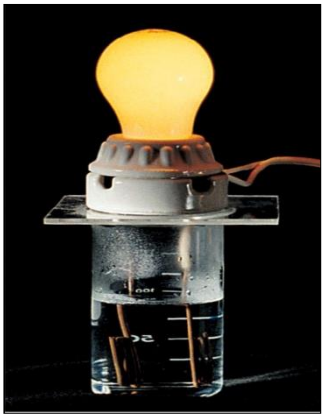
Cuka bersifat asam. Begitupula dengan jus buah yang dapat kalian lihat dalam **Gambar**. Cola dan beberapa soft drink juga bersifat asam. Kalian dapat mengenal larutan ini sebagai asam dengan rasanya yang asam. Apa yang biasa kalian lihat merupakan senyawa yang terlarut, yang dalam kimia digambarkan sebagai asam. Banyak asam lain yang kaustik dan tidak seharusnya dicicipi. Salah satu contoh asam yang berbahaya yaitu Asam Sulfat, H_2SO_4 yang ada dalam aki mobil. Contoh lain yaitu Asam Hidroklorida, HCl, yang digunakan untuk mengolah air yang ada di dalam kolam renang.

Larutan Asam dapat Menghantarkan Arus Listrik dengan Baik

Asam adalah elektrolit, jadi larutannya dalam air dapat menghantarkan arus listrik sebagaimana ditunjukkan dalam **Gambar 2**. Untuk memahami mengapa, pikirkan apa yang terjadi ketika HCl larut dalam air. Sebagaimana elektrolit lainnya, HCl terdisosiasi menghasilkan ion-ion.Ion Hidrogen dengan seketika bereaksi dengan molekul air untuk membentuk ion hidronium.Sebagaimana ditampilkan dalam persamaan reaksi sebagai berikut.

$$HCl\ (g) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Ion hidronium H_3O^+ dapat melakukan transfer muatan dalam larutan lebih cepat daripada ion-ion lainnya. Muatan positif mudah dilewati dari molekul air yang satu ke molekul air yang lain. Hasilnya adalah larutan asam merupakan penghantar arus listrik yang baik.



Weak

strong

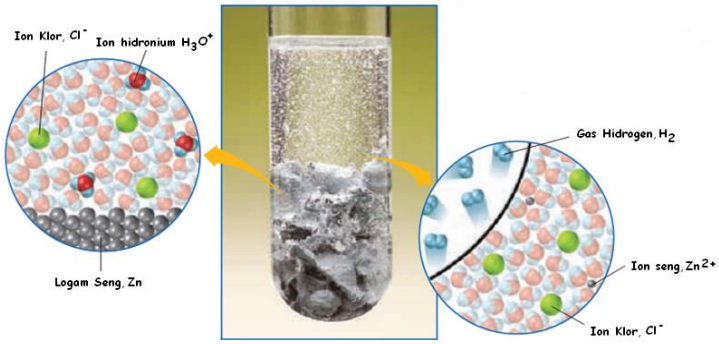
non-electrolyte

Asam Bereaksi dengan Logam

Sifat lain dari larutan asam yaitu dapat bereaksi dengan logam-logam. Semua logam bereaksi dengan asam menghasilkan gas hidrogen. Reaksi ini disebabkan oleh kehadiran ion hidronium dalam larutan. Kehadiran ion hidronium ini menjelaskan mengapa semua asam menunjukkan reaksi dengan jalan ini. Sebuah contoh, reaksi asam klorida dengan seng yang ditunjukkan oleh **Gambar 3** dan dalam persamaan reaksi berikut.

$$2H_3O^+(aq) + Zn(s) \longrightarrow 2H_2O\ (l) + H_2\ (g) + Zn^{2+}(aq)$$

Perlu diperhatikan bahwa walaupun asam hidroklorida biasanya ditunjukkan dengan rumus molekul, HCl(*aq*), namun sebenarnya dalam larutannya terdiri dari ion-ion H_3O^+ dan Cl^- yang terlarut. Ion klorida tidak berperan dalam reaksi dan oleh karena itu tidak muncul dalam persamaan reaksi ionicbersih.



$$HCl\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$
$$2H_3O^+(aq) + Zn(s) \rightarrow 2H_2O\ (l) + H_2\ (g) + Zn^{2+}(aq)$$

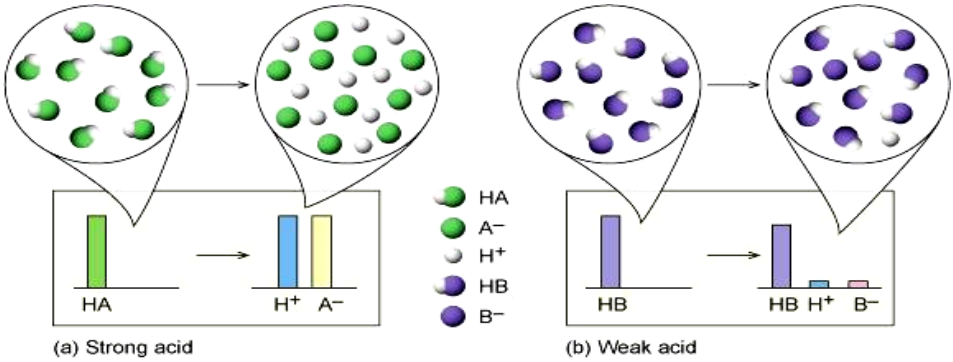
Gambar 3. Ion-ion hidronium yang terdapat dalam larutan asam klorida bereaksi dengan seng membentuk gelembung-gelembung gas hidrogen dan melarutkan ion-ion seng.

Asam Menghasilkan Ion Hidronium

Ingat kembali bahwa beberapa elektrolit dikatakan kuat atau lemah tergantung apakah mereka terdisosiasi sempurna atau sebagian.Karena asam adalah elektrolit, mereka dapat diklasifikasikan sebagai asam kuat atau asam lemah.**Tabel 1** berisi nama dan rumus molekul beberapa asam kuat dan beberapa asam lemah.

Tabel 1. Beberapa Asam Kuat dan Beberapa Asam Lemah

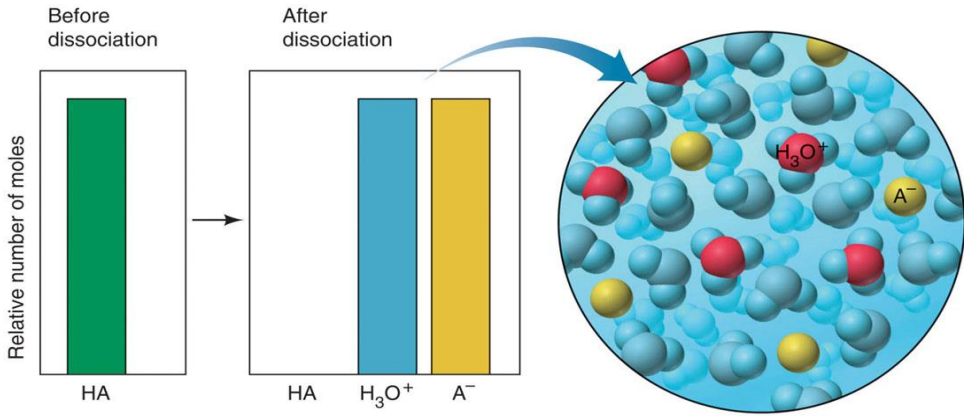
Asam Kuat		Asam Lemah	
asam hidroklorida	HCl	asam asetat	CH_3COOH
asam hidrobromida	HBr	asam hidrosianida	HCN
asam hidroiodida	HI	asam hidroflorida	HF
asam nitrat	HNO_3	asam nitrit	HNO_2
asam sulfat	H_2SO_4	asam sulfit	H_2SO_4
asam perklorat	-	asam hipoklorida	HOCl
asam periodat	HIO_4	asam fosfat	H_3PO_4



Asam nitrat, HNO_3 adalah salah satu contoh dari **asam kuat**.Reaksinya dalam air ditampilkan dalam persamaan reaksi berikut.

$$HNO_{3(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

Tidak ada molekul HNO_3 yang terdapat dalam larutan asam nitrat.

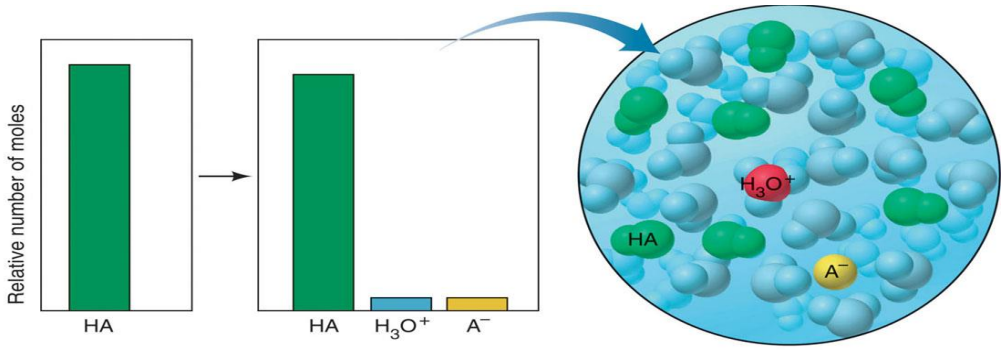


Asam kuat : $HA_{(g\ or\ l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

Ketika **asam lemah** terdisosiasi dalam air, hanya sedikit dari molekul tersebut yang terionisasi pada waktu yang sama. Asam Hipoklorit, HOCl adalah asam lemah. Reaksinya dalam air digambarkan dalam persamaan reaksi berikut.

$$HOCl_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO\text{-}_{(aq)}$$

Ingat kembali bahwa dua tanda panah berlawanan menyatakan kesetimbangan.Ion hipoklorit, ClO^-, bereaksi dengan ion hidronium untuk membentuk HOCl berlangsung bersamaan dengan molekul HOCl bereaksi dengan air membentuk ion-ion.



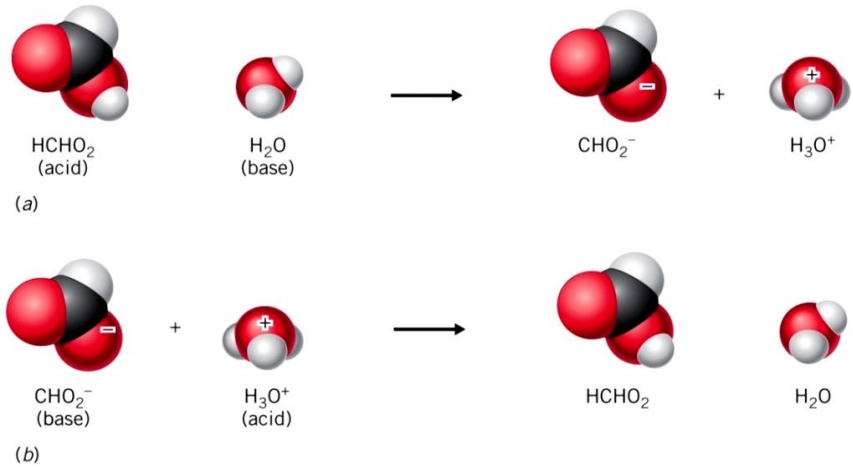
Asam lemah: $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

Adanya ion-ion hidronium mengidentifikasi sebuah larutan sebagai asam.Ahli kimia Swedia, Svante Arrhenius adalah orang pertama yang mengakui fakta ini. Padatahun 1890, ia mengemukakan bahwa sebuah asam dapat didefinisikan sebagai senyawa apapun yang ketika dilarutkan dalam air dapat meningkatkan konsentrasi ion hidronium. Selanjutnya, akan dipelajari cara lain untuk mendefinisikan asam yang terlarut dalam pelarut air. Pada beberapa asam, sebuah molekul dapat bereaksi membentuk lebih dari satu ion hidronium.Hal ini terjadi ketika asam sulfat dilarutkan dalam air, sebagaimana ditampilkan dalam persamaan reaksi berikut.

$$H_2SO_{4(l)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)}$$

$$HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Seperti ditunjukkan diatas, asam sulfat mempunyai dua buah hidrogen yang dapat terionisasi. Salah satunya terionisasi sempurna dan yang lain terionisasi sebagian sebagai asam lemah.



LARUTAN BASA

Basa merupakan jenis lain dari larutan elektrolit. Berbeda halnya dengan asam, dimana biasanya berupa cairan atau gas, banyak senyawa basa berupa padatan. Larutan basa licin jika disentuh, tetapi menyentuhnya merupakan hal yang berbahaya jika kita ingin membuktikannya. Rasa licin tersebut disebabkan karena basa bereaksi dengan minyak di kulit anda, mengubahnya menjadi sabun.Sifat dapat menangkap minyak dan lemak ini membuat basa digunakan dalam bahan pembersih, seperti yang ditampilkan dalam **Gambar**.

Beberapa basa seperti magnesium hidroksida, $Mg(OH)_2$ hampir tidak larut dalam air. Basa lain seperti kalium hidroksida sangat larut dimana mereka akan menyerap uap air dari udara dan larut dalam air. Basa yang sangat larut dalam air disebut dengan *alkali*,sebuah istilah yang juga telah diketahui dapatditemukan dalam logam Golongan 1 di tabel sistem periodik.Logam-logam ini bereaksi dengan air membentuk hidroksida yaitu logam-logam alkali yang dapat larut dalam air.

Larutan yang kaya akan ion hidroksida terbentuk ketika basa dilarutkan dalam air disebut juga dengan basa atau *alkaline*.Sama seperti asam dapat bersifat kuat atau lemah tergantung dari apakah mereka dapat terionisasi sempurna atau mencapai sebuah kesetimbangan diantara bentuk ionisasi dan tidak terionisasi, basa juga diklasifikasikan sebagai basa kuat atau basa lemah.**Tabel 2** berisi beberapa basa lemah dan basa kuat.

Tabel 2. Beberapa Basa Kuat dan Beberapa Basa Lemah

Basa Kuat		Basa Lemah	
natrium hidroksida	NaOH	amonia	NH_3
kalium hidroksida	KOH	natrium karbonat	Na_2CO_3

kalsium hidroksida	$Ca(OH)_2$	kalium karbonat	K_2CO_3
barium hidroksida	$Ba(OH)_2$	anilin	$C_6H_5NH_2$
natrium fosfat	Na_3PO_4	trimetilamina	$(CH_3)N$

Persamaan reaksi dibawah ini dapat digunakan untuk menjelaskan pelarutan natrium hidroksida, sebuah **basa kuat**, dalam air.

$$NaOH\ (aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Ion-ion terdisosiasi dalam larutan dengan dikelilingi molekul air.

Amonia adalah salah satu jenis **basa lemah**. Pada suhu kamar, amonia berupa gas $NH_3(g)$, tetapi ammonia sangat larut dalam air, membentuk $NH_3(aq)$. Beberapa molekul amonia dalam larutanya bereaksi dengan air membentuk suatu keadaan kesetimbangan digambarkan dengan persamaan reaksi berikut.

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

NH_4^+ (aq) adalah ion amonium. Kebanyakan dari molekul amoniatidak terionisasi pada waktu tertentu. Keduanya, basa kuat dan basa lemah menghasilkan ion hidroksida ketika terlarut dalam air, sebagaimana ditampilkan pada **Gambar 6**. Sifat ini merupakan dasar dari definisi Arrhenius mengenai basa

Gambar 6
a. Natrium hidroksida adalah basa kuat dimana terdisosiasi sempurna dalam larutannya

b. Hanya sebagian kecil molekul amonia terlarut, merupakan basa lemah, bereaksi dengan air. kebanyakan molekul amonia bersisa sebagai molekul netral

Banyak oksida, karbonat dan fosfat juga merupakan basa. Kalium oksida adalah basa kuat. Ia bereaksi dengan air sebagaimana ditunjukkan berikut:

$$K_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2K^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

Karbonat dapat larut sebagai basa lemah, bagaimanapun, karena ion karbonat yang terlarut membentuk keadaan kesetimbangan dalam air:

$$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons HCO^{3-}{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

Keadaan kesetimbangan tersebut menunjukkan konsentrasi yang rendah dari ion hidroksida, konsentrasi yang rendah untuk ion hidrogen karbonat, $HCO_3^-(aq)$ dan konsentasi yang lebih besar untuk ion karbonat yang tidak bereaksi, $CO_3^{2-}(aq)$.

1. Teori Asam-Basa Arrhenius

Pada tahun 1884 ***Svante August Arrhenius*** mengemukakan konsep tentang asam dan basa. Menurut Arrhenius, asam adalah zat yang dalam air melepaskan ion H^+. Jadi, pembawa sifat asam adalah ion H^+. Asam Arrhenius dapat dirumuskan sebagai H_xZ dan dalam air mengalami ionisasi sebagai berikut:

$$H_xZ(aq) \longrightarrow xH^+(aq) + Z^{x-}(aq)$$

Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh satu molekul asam disebut *valensi asam*, sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepaskan ion H^+ disebut *ion sisa asam*. Nama asam sama dengan nama ion sisa asam dengan didahului kata asam. Beberapa contoh asam dan reaksi ionisasinya diberikan pada tabel 3 berikut:

Tabel 3. Beberapa contoh asam Arrhenius dan reaksi ionisasinya

Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi
Asam Anorganik (asam mineral)		
HCl	Asam klorida	$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$
HCN	Asam sianida	$HCN \longrightarrow H^+ + CN^-$
H_2S	Asam sulfida	$H_2S \longrightarrow 2H^+ + S^{2-}$
H_2SO_4	Asam sulfat	$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

H_2PO_3	Asam fosfit	$H_2PO_3 \longrightarrow 2H^+ + PO_3^{2-}$
Asam Organik		
HCOOH	Asam format (asam semut)	$HCOOH \longrightarrow H^+ + HCOO^-$
CH_3COOH	Asam asetat (asam cuka)	$CH_3COOH \longrightarrow H^+ + CH_3COO^-$

Menurut Arrhenius, basa adalah senyawa yang dalam air dapat menghasilkan ion hidroksida (OH^-). Jadi, pembawa sifat basa adalah ion OH^-. Basa Arrhenius merupakan hidroksida logam, dapat dirumuskan sebagai $M(OH)_x$, dan dalam air mengion sebagai berikut:

$$\mathbf{M(OH)_x}\textit{(aq)} \longrightarrow \mathbf{M^{x+}}\textit{(aq)} + \mathbf{xOH^-}\textit{(aq)}$$

Jumlah ion OH^- yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut valensi basa. Beberapa contoh basa Arrhenius dan reaksi ionisasinya diberikan pada tabel 4 berikut:

Tabel 4. Beberapa contoh basa Arrhenius dan reaksi ionisasinya

Rumus Basa	Nama Basa	Reaksi Ionisasi
NaOH	Natrium hidroksida	$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$
$Ca(OH)_2$	Kalsium hidroksida	$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$
$Ba(OH)_2$	Barium hidroksida	$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$
$Al(OH)_3$	Aluminium hidroksida	$Al(OH)_3 \longrightarrow Al^{3+} + 3OH^-$

2. Teori Asam-Basa Bronsted-Lowry

Pengertian Asam dan Basa Menurut Bronsted dan Lowry

Hidrogen klorida (HCl) dalam air bersifat asam (dapat melepas ion H^+) tetapi tidak dalam benzena. Mengapa? Sebenarnya molekul airlah yang menarik/mengikat ion H^+ (proton) dari HCl. Molekul benzena tidak mempunyai kecenderungan menarik H^+. Oleh karena itu, HCl tidak terionisasi dalam benzena. Jadi, ionisasi HCl dalam air adalah pemindahan sebuah proton (ion H^+) dari molekul HCl ke molekul air membentuk ion H_3O^+ (ion hidronium).

Pada tahun 1923, ***Johanes N. Bronsted*** dan ***Thomas M. Lowry*** mengajukan konsep asam-basa berdasarkan pemindahan proton (H^+). Menurut Bronsted dan

Lowry, asam adalah spesi yang memberi proton, sedangkan basa adalah spesi yang menerima proton pada suatu reaksi pemindahan proton.

Asam Bonsted-Lowry = donor proton

Beberapa contoh asam dan basa Bronsted-Lowry:

$H_2O(l)$ + $NH_3(aq)$ → $NH_4^+(aq)$ + $OH^-(aq)$
Asam **Basa**

$HSO_4^-(aq)$ + $CO_3^{2-}(aq)$ → $SO_4^{2-}(aq)$ + $HCO_3^-(aq)$
Asam **Basa**

Pasangan Asam dan Basa Konjugasi

Suatu **asam**, setelah melepas satu proton, akan membentuk spesi yang disebut *basa konjugasi* dari asam itu. Spesi itu adalah suatu basa karena dapat menyerap proton dan membentuk kembali asam semula.

Asam ⇌ Basa konjugasi + H^+

Contoh:

$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$
Asam proton basa konjugasi
$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
Asam proton basa konjugasi

conjugate pair

$HSO_4^-(aq) + PO_4^{3-}(aq) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$

acid base base acid

Suatu **basa** setelah menyerap satu proton akan membentuk suatu spesi yang disebut *asam konjugasi* dari basa itu.

Basa + H^+ ⇌ Asam konjugasi

Contoh:

$NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$

Basa proton asam konjugasi

$H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$

Basa proton asam konjugasi

Suatu asam hanya melepas proton jika ada basa yang menyerap proton itu. Pada suatu reaksi asam-basa Bronsted-Lowry, asam berubah menjadi basa konjugasinya sedangkan basa berubah menjadi asam konjugasinya. Jadi, pada reaksi asam-basa Bronsted-Lowry terdapat dua pasangan asam-basa konjugasi. Beberapa contoh pasangan asam-basa konjugasi sebagai berikut:

Asam-1	**+**	**Basa-2**	$\rightleftharpoons$	**Basa-1 (basa konjugasi)**	**+**	**Asam-2 (asam konjugasi)**
HCl	+	NH_3	$\rightleftharpoons$	Cl^-	+	NH_4^+
H_2O	+	CO_3^{2-}	$\rightleftharpoons$	OH^-	+	HCO_3^-
CH_3COOH	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H_3O^+
HNO_2	+	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	NO_2^-	+	$CH_3COOH_2^+$

Gambar 8
$HCl(g)$ and $NH_3(g)$ masing-masing melepaskan diri dari larutannya bergabung membentuk kabut yaitu padatan amonium klorida, $NH_4Cl(s)$

Contoh Amfoter:

$HCO_3^-(aq) + NH_3(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + NH_4^+(aq)$
asam basa

$HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow H_2CO_3(aq) + H_2O(aq)$
basa asam

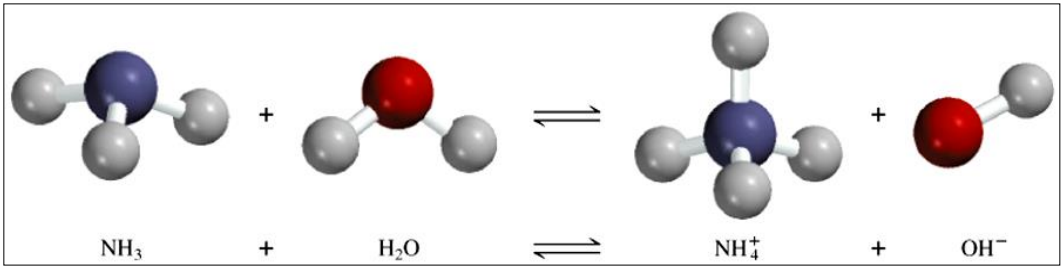
Asam		**Basa Konjugat**	
asam hidroklorida	HCl	ion klorida	Cl^-
asam sulfat	H_2SO_4	ion hidrogen sulfat	HSO_4^-
ion hidronium	H_3O^+	air	H_2O
ion hidrogen sulfat	HSO_4^-	ion sulfat	SO_4^{2-}
asam hipoklorida	$HOCl$	ion hipoklorit	ClO^-
ion dihidrogen fosfat	$H_2PO_4^-$	ion monohidrogen fosfat	HPO_4^{2-}
ion hidrogen	NH_4^+	hidroge	NH_3
ion hidrogen karbonat	HCO_3^-	ion karbonat	CO_3^{2-}
air	H_2O	ion hidroksida	OH^-
Asam Konjugat		Basa	

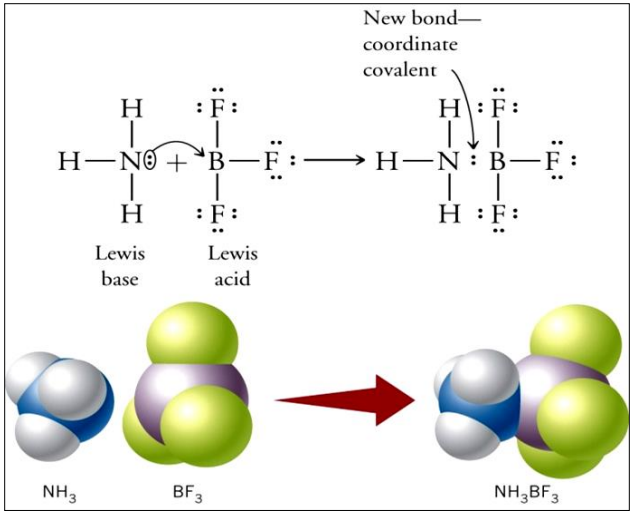
3. Teori Asam-Basa Lewis

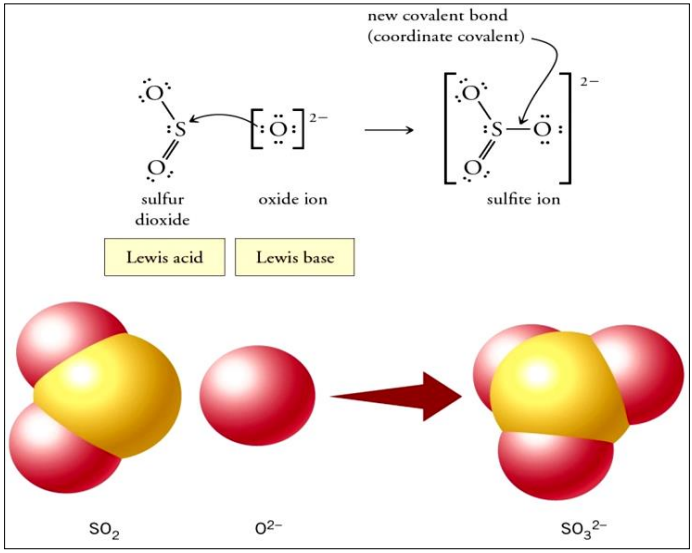
Gilbert N. Lewis memberikan pengertian asam dan basa berdasarkan serah terima pasangan elektron sebagai berikut:

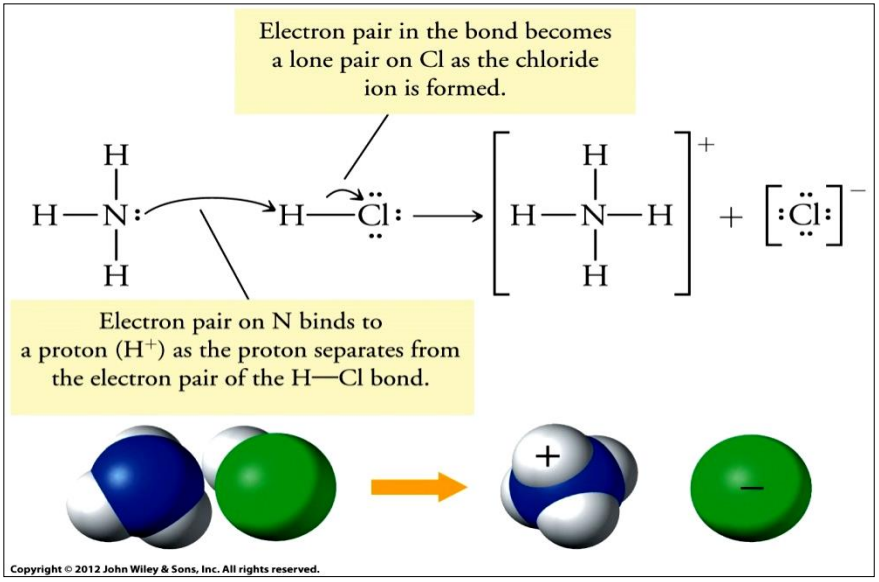
Asam : akseptor pasangan elektron

Konsep asam-basa Lewis dapat menjelaskan reaksi-reaksi yang bernuansa asam-basa meskipun tidak melibatkan proton (ion H^+).


NH_3 + H_2O ⇌ NH_4^+ + OH^-


New bond—
coordinate
covalent
Lewis
base
Lewis
acid
NH_3
BF_3
NH_3BF_3


new covalent bond
(coordinate covalent)
sulfur
dioxide
oxide ion
sulfite ion
Lewis acid
Lewis base
SO_2
O^{2-}
SO_3^{2-}



LATIHAN SOAL ASAM BASA 1

1. Tentukan sifat senyawa berikut ini, apakah asam, basa, atau amfiprotik:
    a. HSO_4^-
    b. H_2SO_4
    c. SO_4^{2-}
2. Tentukan asam konjugat HCO_3^-!
3. Tentukan basa konjugat HCO_3^-!
4. Tentukan sifat asam dan basa serta konjugat spesi-spesi berikut:
    a. HNO_3 (aq) + H_2O (l) ↔ NO_3^- (aq) + H_3O^+ (aq)
    b. HSO_4^- (aq) + NH_3 (aq) ↔ $(SO_4)_2^-$ (aq) + NH_4^+ (aq)
    c. $(CO_3)_2^-$ (aq) + HCl (aq) ↔ HCO_3^- (aq) + Cl^- (aq)
5. Tentukan asam konjugat dan basa konjugat dari HSO4-!

KONSEP pH, pOH, DAN pKw

1. Tetapan Kesetimbangan Air (Kw)

Air merupakan elektrolit sangat lemah dan terionisasi menurutkesetimbangan berikut:

$$H_2O\ (l) \leftrightarrow H+\ (aq) + OH-\ (aq)$$

Dari persamaan diatas, di dapat tetapan kesetimbangan air.

$$K = \frac{[H+][OH-]}{[H2O]} \quad \text{atau} \quad \mathbf{K\ .\ [H_2O] = [H^+][OH^-]}$$

Konsentrasi H_2O dianggap tetap, karena konsentrasi H_2O sangat besardibandingkan dengan banyaknya H_2O yang terionisasi, sehingga

$$\mathbf{Kw = [H^+][OH^-]}$$

Harga Kw pada berbagai suhu dapat dilihat pada tabel berikut:

Temperature (°C)	K_w
0	1.5×10^{-15}
10	3.0×10^{-15}
20	6.8×10^{-15}
25	1.0×10^{-14}
30	1.5×10^{-14}
37[a]	2.5×10^{-14}
40	3.0×10^{-14}
50	5.5×10^{-14}
60	9.5×10^{-14}

[a]Normal body temperature

harga Kw pada suhu 25^0C untuk larutan encer adalah 1,00 x 10^{-14}. Karena produk $[H^+][OH^-]$ konstan, konsentrasi ion hidrogen dalam larutan encer dapat dihitung dari ion hidroksida dan sebaliknya.

Contoh Soal

1. Hitung konsentrasi ion hidronium dari larutan yang mempunyaikonsentrasi ion hidroksida 4,30 x 10-3 M

Ingat bahwa ion hidrogen (ion hidronium) dan ion hidroksida adadalam setiap larutan encer. Larutan bersifat basa bila konsentrasi ionhidroksida lebih besar dari konsentrasi ion hidronium, netral berartikedua konsentrasi sama, dan asam bila konsentrasi ion hidronium lebihbesar dari ion hidroksida.

$[H_3O+]$ > [OH-] larutan asam
$[H_3O+]$ = [OH-] larutan netral
$[H_3O+]$ < [OH-] larutan basa

2. pH dan pOH

Apakah yang dimaksud dengan pH ? Pada dasarnya, skala/tingkat keasaman suatu larutan bergantung pada konsentrasi ion H^+ dalam larutan. Makin besar konsentrasi ion H^+ makin asam larutan tersebut. Umumnya konsentrasi ion H^+ sangat kecil, sehingga untukmenyederhanakan penulisan, seorang kimiawan dari Denmark bernama **Sorrensen** mengusulkan konsep pH untuk menyatakankonsentrasi ion H^+. Nilai pH sama dengan **negatif logaritma konsentrasi ion H^+** dan secara matematika diungkapkan dengan persamaan:

$$pH = - \log [H^+]$$

Analog dengan pH, konsentrasi ion OH- juga dapat dinyatakan dengancara yang sama, yaitu pOH.

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

Selain itu, pH yang merupakan konsentrasi ion hidronium dalam larutan ditunjukkan dengan skala secara matematis dengan nomor 0 sampai 14. Skala pH merupakan suatu cara yang tepat untuk menggambarkan konsentrasi ion-ion hidrogen dalam larutan yang bersifat asam, dan konsentrasi ion-ion hidroksida dalam larutan basa.

Contoh Soal

1. Jawablah:
   a. Hitung pH larutan yang mempunyai konsentrasi ion hidronium 6,1 x 10^{-6} M
   b. Hitung konsentrasi ion hidronium dari suatu larutan yangmempunyai pH = 7,121

Penyelesaian

a. pH = -log $[H_3O^+]$ = - log (6,1 x 10^{-6}) = 5,21
b. $[H_3O^+]$ = 7,57 x 10^{-8} M

Bila larutan mempunyai pH tepat sama dengan7, larutan tersebut dikatakan netral. Bila tidak, mungkin bersifat asam atau basa.

$$\mathbf{pH = -log\ [H^+]}$$
$$\mathbf{pOH = -log\ [OH^-]}$$

pH kurang dari 7 larutan bersifat asam, sama dengan 7 larutan netral, dan lebih besar dari 7 larutanbasa. Sehingga kita dapat menuliskan hubungan sebagai berikut.

$[H_3O^+] > [OH^-]$, asam	→	**pH < 7**
$[H_3O^+] = [OH^-]$, netral	→	**pH = 7**
$[H_3O^+] < [OH^-]$, basa	→	**pH > 7**

Untuk mengetahui hubungan antara pH dengan pOH,perhatikan uraian berikut.

$$\mathbf{Kw = [H^+][OH^-]}$$

Jika kedua ruas persamaan ini diambil harga negatif logaritmanya, maka

-log Kw = -log $\{[H^+][OH^-]\}$
-log Kw = $\{-\log [H^+]\} + \{-\log [OH^-]\}$
Dengan p = -log,maka

$$\mathbf{p\ Kw = pH + pOH}$$

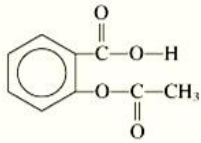
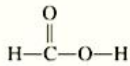
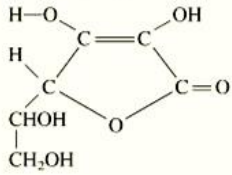
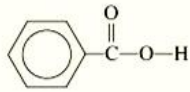
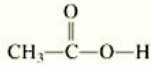
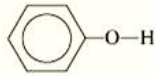
3. Hubungan Tingkat Keasaman dengan pH

Bila Anda perhatikan, nilai pH merupakan eksponen negatif darikonsentrasi ion hidronium. Sebagai contoh, larutan basa kuat dengankonsentrasi ion hidronium 10-11 M mempunyai pH 11. Larutan asamkuat dengan pH 1 mempunyai konsentrasi ion hidronium 10-1 M. Hal inidikarenakan asam/basa kuat terionisasi sempurna, maka konsentrasiion H+ setara dengan konsentrasi asamnya.

$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
0,1 M 0,1 M

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log 0,1 = 1

Berdasarkan uraian di atas, karena pH dan konsentrasi ion H+dihubungkan dengan tanda negatif, maka kedua besaran ituberbanding terbalik, artinya makin besar konsentrasi ion H+ (makinasam larutan) maka makin kecil nilai pH, dan sebaliknya. Selanjutnya,karena dasar logaritma adalah 10 maka larutan yang nilai pH-nyaberbeda sebesar n dan mempunyai perbedaan konsentrasi ion H+sebesar 10n.Bila pH berkurang, konsentrasi ion hidronium akan meningkat,dan konsentrasi ion hidroksida berkurang. Pada setiap unit penurunanpH sama dengan peningkatan faktor 10 untuk konsentrasi ionhidronium.

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Hydrofluoric acid	HF	H—F	7.1×10^{-4}	F^-	1.4×10^{-11}
Nitrous acid	HNO_2	O=N—O—H	4.5×10^{-4}	NO_2^-	2.2×10^{-11}
Acetylsalicylic acid (aspirin)	$C_9H_8O_4$		3.0×10^{-4}	$C_9H_7O_4^-$	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH		1.7×10^{-4}	$HCOO^-$	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid*	$C_6H_8O_6$		8.0×10^{-5}	$C_6H_7O_6^-$	1.3×10^{-10}
Benzoic acid	C_6H_5COOH		6.5×10^{-5}	$C_6H_5COO^-$	1.5×10^{-10}
Acetic acid	CH_3COOH		1.8×10^{-5}	CH_3COO^-	5.6×10^{-10}
Hydrocyanic acid	HCN	H—C≡N	4.9×10^{-10}	CN^-	2.0×10^{-5}
Phenol	C_6H_5OH		1.3×10^{-10}	$C_6H_5O^-$	7.7×10^{-5}

4. Derajat keasaman (pH) Asam / Basa Kuat

Penentuan pH asam / basa kuat dihitung dengan persamaan

$$pH = -\log [H^+]$$

$$\mathbf{pOH = -\log [OH^-]}$$

Dalam satu liter air murni, terdapat ion H^+ dan OH^- dengan konsentrasi masing – masing 10^{-7} M. Sehingga, pH air murni adalah

$$\mathbf{pH = -\log [10^{-7}]}$$
$$\mathbf{pH = 7}$$

Hasil kali ion $[H^+]$ dan $[OH^-]$ dalam air selalu konstan, dan disebut tetapan air (K_w).

$$\mathbf{K_w = [H^+]\ [OH^-] = 10^{-14}}$$
$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

1. Derajat keasaman (pH) Asam / Basa Lemah

Asam dan basa lemah hanya terurai sebagian dalam air.

Bila asam lemah terurai dalam air : $HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$

Tetapan kesetimbangan untuk **ASAM lemah** (K_a) dinyatakan sebagai :

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

Karena banyaknya/besarnya $[H_3O^+]=[A^-]$, maka $[H_3O^+]^2 = Ka\ .\ [HA]$

Nilai *pH* **asam lemah** dinyatakan sebagai

$$[H^+] = \sqrt{Ka.M}$$

M adalah nilai konsentrasi larutan yang akan ditentukan derajat keasamannya.

Basa lemah terurai dalam air dengan reaksi: $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$

Tetapan kesetimbangan untuk **BASA lemah** (K_b) dinyatakan sebagai

$$\mathbf{K_b} = \frac{[NH_4^+].[OH^-]}{[NH_3]}$$

Nilai *pOH* **basa lemah** dinyatakan sebagai

$$[OH^-] = \sqrt{Kb.M}$$

2. Derajat Ionisasi Asam/Basa Lemah

Banyaknya asam yang telah terionisasi ditentukan dengan besarnya harga derajat ionisasi (α), yang dapat ditentukan sebagai berikut:

$$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$$

$$\alpha = \frac{\text{mol terurai}}{\text{mol mula-mula}}$$

Mula-mula:	a mol	a mol	-	-
Bereaksi:	aα∞	aα	aα∞aα	
Sisa ;	a - aα	a - aα	aαaα	

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

Sedangkan harga 1 – α = 1, karena besar α sangat kecil

$$Ka = \frac{a\alpha.a\alpha}{a - a\alpha} = \frac{a\alpha^2}{1-\alpha}$$

Maka, Ka = a. α^2 $\rightarrow$ $\alpha = \sqrt{\frac{Ka}{a}}$

Jika α disubstitusikan ke H^+ , diperoleh; $\alpha = \frac{\sqrt{Ka}}{M} = \frac{[H^+]}{M}$

Figure 12
pH dari suatu zat dapat ditentukan dengan mencelupkan kertas pH kedalamnya dan membandingkan warna hasilnya dengan skala warna yang disajikan.

LATIHAN SOAL KONSEP pH, pOH, dan pKw

1. Terdapat 100 ml larutan CH_3COOH 0,1M yang memiliki Ka = 1,8 x 10^{-5}.Tentukan nilai $[H^+]$ dan α!
2. Diketahui pada suhu tertentu larutan HA 0,1 M terurai 20%. Tentukan $[H^+]$ dan Ka!
3. Senyawa HCOOH sebanyak 2,3 gram dilarutkan dalam air hingga mencapai volume 250 ml. Diketahui Ka = 1,8 x 10^{-4}, tentukan $[H^+]$ dan % HCOOH yang terionisasi!
4. Terdapat 500 ml larutan HF 0,01 M yang memiliki Ka = 6,8 x 10^{-4}. Tentukan $[H^+]$ dan α!
5. Diketahui 15 gram CH_3COOH dilarutkan dalam air hingga volume 5 L. Diketahui Ka = 2 x 10^{-5}. Tentukan $[H^+]$ dan α!
6. Pada suhu tertentu, larutan HA 0,2 M dalam air terionisasi 25%. Tentukan nilai konsentrasi ion H^+ dan Ka!
7. Terdapat 600 ml larutan NH_4OH (aq) 0,01 M. Diketahui Kb = 1,8 x10^{-5}, tentukan konsentrasi OH^- dan α!
8. Sejumlah 2,24 L gas NH_3 (pada STP) dialirkan pada air sehingga membentuk 1 L larutan NH_4OH. Jika diketahui Kb = 1,8 x 10^{-5}, tentukan $[OH^-]$!
9. Jika 100 ml larutan BOH 0,1 M memilki konsentrasi ion OH^- yang sama dengan konsentrasi ion OH^- dalam 50 ml larutan NaOH 0,001 M. Tentukan Kb BOH!
10. Terdapat 100 ml larutan NH_2OH 0,1 M. Diketahui Kb = 10^{-8}, tentukan konsentrasi ion OH- dan α!
11. Diketahui 600 ml larutan NH_4OH dibuat dengan cara mengalirkan 0,672 L gas NH_3 pada keadaan STP. Diketahui Kb = 1,8 x 10^{-5}, tentukan konsetrasi ion OH^- dan α!
12. Suatu basa lemah LOH 0,1 M dalam air terionisasi 2%. Tentukan konsentrasi ion OH^- dan Kb!
13. Terdapat 2 L larutan KOH 0,003 M dengan konsentrasi ion OH^- yang sama dengan1 L larutan MOH 0,1 M. Tentukan tetapan ionisasi basa lemah MOH!
14. Tentukan konsentrasi ion OH- dan pH larutan tertentu yang mengandung 10^{-5} M ion H^+!

STOIKIOMETRI LARUTAN

I. Standar Kompetensi

Memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran dan tetapannya.

II. Kompetensi Dasar

Menghitung banyaknya pereaksi dan hasil reaksi dalam larutan elektrolit dari hasil titrasi asam basa

III. Tujuan Pembelajaran

Setelah selesai kegiatan pembelajaran, diharapkan siswa dapat:

1. Menuliskan reaksi dalam bentuk persamaan ion
2. Menuliskan berbagai jenis reaksi dalam larutan.
3. Menghitung banyak pereaksi dan hasil reaksi dalam larutan.

1. Persamaan Ion

Dalam persamaan ion, zat elektrolit kuat dituliskan sebagai ion-ionnya yang terpisah, sedangkan elektrolit lemah tetap ditulis sebagai molekul atau senyawa netral tak terionkan.

Contoh: Reaksi karbon dioksida (CO_2) dengan natrium hidroksida (NaOH)

Persamaan reaksi (reaksi rumus):

$$CO_2(g) + \mathbf{2NaOH}(aq) \longrightarrow \mathbf{Na_2CO_3}(aq) + H_2O(l)$$

Jika elektrolit kuat dalam larutan dituliskan sebagai ion-ion yang terpisah, kita memperoleh persamaan ion lengkap. Dalam hal ini, NaOH dan Na_2CO_3 tergolong elektrolit kuat, sehingga persamaan ion lengkapnya dapat ditulis:

$$CO_2(g) + 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l)$$

Jika ion-ion yang tidak mengalami perubahan dihilangkan, akan diperoleh persamaan ion bersih. Ion-ion yang tidak mengalami perubahan ini disebut juga ion penonton. Dalam hal ini, ion Na^+ merupakan ion penonton, sehingga persamaan ionnya dapat ditulis :

$CO_2(g) + 2OH^-(aq) \longrightarrow CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l)$

2. Reaksi Oksida Basa dengan Asam

Oksida basa adalah oksida logam yang dapat bereaksi dengan asam membentuk garam dan air.

OKSIDA BASA + ASAM ⟶ GARAM + AIR

Reaksi terjadi karena ion H^+ asam bereaksi dengan ion O^{2-} dari oksida basa membentuk air.

Contoh: Reaksi kalsium oksida dengan asam klorida encer

Reaksi rumus : $CaO(s) + \mathbf{2HCl}(aq) \longrightarrow \mathbf{CaCl_2}(aq) + H_2O(l)$

Reaksi ion lengkap : $CaO(s) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + H_2O(l)$

Persamaan ion bersih : $CaO(s) + 2H^+(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + H_2O(l)$

3. Reaksi Oksida Asam dengan Basa

Oksida asam adalah oksida nonlogam yang dapat bereaksi dengan basa menghasilkan garam dan air.

OKSIDA ASAM + BASA ⟶ GARAM + AIR

Reaksi terjadi karena ion OH^- basa bereaksi dengan oksida asam membentuk anion sisa asam dan air.

Contoh:Reaksi belerang dioksida dengan natrium hidroksida

Reaksi rumus : $SO_2(g) + \mathbf{2NaOH}(aq) \longrightarrow \mathbf{Na_2SO_3}(aq) + H_2O(l)$

Reaksi ion lengkap : $SO_2(g) + 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + SO_3^{2-}(aq) + H_2O(l)$

Persamaan ion bersih : $SO_2(g) + 2OH^-(aq) \longrightarrow SO_3^{2-}(aq) + H_2O(l)$

4. Reaksi Amonia dengan Asam

Reaksi amonia dengan asam membentuk garam amonium.

AMONIA (NH_3) + ASAM ⟶ GARAM AMONIUM

Reaksi terjadi karena ion H^+ dari asam bergabung dengan molekul amonia membentuk ion amonium (ingat NH_3 adalah suatu basa Bronsted-Lowry).

Contoh:Reaksi amonia dengan asam klorida

Reaksi rumus : $NH_3(g)$ + **HCl**(aq) ⟶ **NH_4Cl**(aq)

Reaksi ion lengkap : $NH_3(g) + H^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$

Persamaan ion bersih : $NH_3(g) + H^+(aq) \longrightarrow NH_4^+(aq)$

5. Reaksi-Reaksi Pergantian (Dekomposisi) Rangkap

Reaksi pergantian (dekomposisi) rangkap dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$\mathbf{AB + CD \longrightarrow AD + CB}$$

Senyawa AB dan CD dapat berupa asam, basa atau garam. Reaksi dapat berlangsung apabila AD atau CB atau keduanya memenuhi paling tidak satu dari kriteria berikut:

1. sukar larut dalam air (mengendap)
2. merupakan senyawa yang tidak stabil
3. merupakan elektrolit yang lebih lemah dari AB atau CD

Contoh senyawa yang tidak stabil yaitu H_2CO_3 dan NH_4OH. Kedua senyawa ini segera terurai sebagai berikut:

$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$

$NH_4OH \longrightarrow H_2O(l) + NH_3(g)$

Contoh:Reaksi yang menghasilkan elektrolit lemah

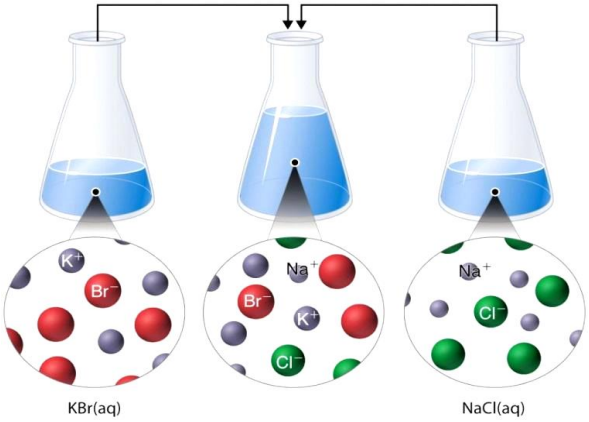
Reaksi padatan pualam dengan asam klorida encer

Reaksi rumus: $CaCO_3(s)$ + **2HCl**(aq) ⟶ **$CaCl_2$**(aq) + $H_2O(l)$ + $CO_2(g)$

Reaksi terjadi karena H_2CO_3 tidak stabil.

Reaksi ion lengkap : $CaCO_3(s) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$

Persamaan ion bersih : $CaCO_3(s) + 2H^+(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$



6. Reaksi Logam dengan Asam Kuat Encer

Reaksi logam dengan asam kuat (HCl dan H_2SO_4) encer menghasilkan garam dan gas hydrogen.

LOGAM + ASAM KUAT ENCER ⟶ GARAM + GAS H_2

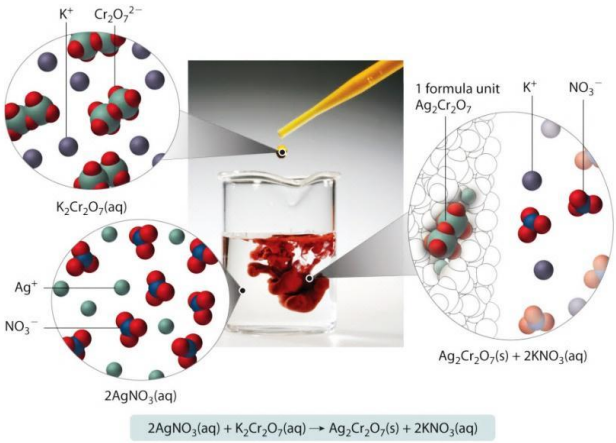
Hal ini berlaku untuk semua logam kecuali tembaga, raksa, perak, emas dan platina.

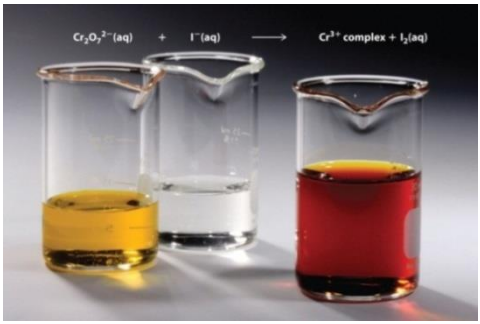
Contoh: Reaksi logam zink (Zn) dengan asam klorida (HCl) encer

Reaksi rumus : $Zn(s) + \mathbf{2HCl(aq)} \longrightarrow \mathbf{ZnCl_2(aq)} + H_2(g)$

Reaksi ion lengkap : $Zn(s) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + H_2(g)$

Persamaan ion bersih : $Zn(s) + 2H^+(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$





Contoh Soal:

1. Na_2SO_4 (aq) + $Pb(NO_3)_2$ (aq) → $PbSO_4$ (s) + 2 $NaNO_3$ (aq)
   PIL:
   $2Na^+$ (aq) + SO_4^{-2}(aq) + Pb^{+2} (aq) + $2NO_3^-$(aq) → $PbSO_4$ (s) + $2Na^+$(aq) + $2NO_3^-$(aq)
   PIB:
   Pb^{+2} (aq) + SO_4^{-2}(aq) → $PbSO_4$ (s)

2. 3 KOH (aq) + $Fe(NO_3)_3$ (aq) → $Fe(OH)_3$ (s) + 3 KNO_3 (aq)
   PIL:
   $3K^+$ (aq) + 3 OH^-(aq) + Fe^{+3} (aq) + $3NO_3^-$(aq) → $Fe(OH)_3$ (s) + $3K^+$(aq) + $3NO_3^-$(aq)
   PIB:
   3 OH^-(aq) + Fe^{+3} (aq) → $Fe(OH)_3$ (s)

3. $KCl\ (aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgCl\ (s)$
   PIL:
   $K^+\ (aq) + Cl^-(aq) + Ag^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq) \rightarrow AgCl\ (s) + K^+(aq) + NO_3^-(aq)$
   PIB:
   $Ag^+\ (aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$

LATIHAN SOAL STOIKIOMETRI LARUTAN

1. Jika 100 ml HCl 0,3 M direaksikan dengan $Ba(OH)_2$ 0,1 M, tentukan volume larutan $Ba(OH)_2$ yang diperlukan!

2. Jika 11,2 gram logam besi (Ar = 56) direaksikan dengan larutan HCl 0,25 M, tentukan volume zat-zat berikut!
   a. Larutan HCl yang diperlukan
   b. Gas hidrogen yang dihasilkan pada STP

3. Sebanyak 2,12 gram Na2CO3 (Ar Na = 23, C = 12, O = 16) tepat berekasi dengan 250 ml larutan HCl, tentukan:
   a. Kemolaran larutan HCl yang direkasikan
   b. Volume gas CO_2 yang dihasilkan jika diukur saat 1 mol CO_2 volumenya 20 L

4. Sebanyak 75 ml larutan NaCl 0,2 M tepat berekasi dengan 50 ml larutan $AgNO_3$, tentukan:
   a. Kemolaran larutan $AgNO_3$
   b. Masa endapan AgCl (Mr = 143,5)

5. Jika 200 ml H_2SO_4 0,25 M tepat bereksi dengan 250 ml larutan NaOH, tentukan kemolaran larutan NaOH

6. Jika 10,8 gram logam alumunium (Ar = 27) direaksikan dengan larutan H_2SO_4 0,15 M, tentukan:
   a. Volume larutan H_2SO_4 0,15 M yang bereaksi
   b. Volume gas hidrogen yang dihasilkan pada keadaan STP

7. Sebanyak 100 ml NaCl 0,2 M tepat bereaksi dengan larutan $AgNO_3$ 0,08 M, tentukan:

a. Volume larutan $AgNO_3$ yang bereaksi
b. Massa endapan AgCl (Ar Ag = 108, Cl = 35,5)

8. Batu kapur $CaCO_3$ direkasikan dengan larutan HNO_3 2 M menghasilkan 8,96 L gas karbondioksida yang diukur pada keadaan standar. Dari reaksi tersebut, tentukan:
   a. Massa CaCO3 yang bereaksi (Ar Ca = 40, C = 12 dan O = 16)
   b. Volume larutan HNO_3 yang bereaksi

9. Sebanyak 4,8 gram logam magnesium direaksikan dengan 300 ml larutan HCl 1 M menghasilkan garam $MgCl_2$ dan gas hidrogen, tentukan:
   a. Pereaksi yang habis bereaksi dan jumlah sisa pereaksi
   b. Massa garam $MgCl_2$ yang terbentuk (Ar Mg = 24, Cl = 35,5)
   c. Volume gas hydrogen yang terbentuk pada STP

10. Terdapat 400 ml KOH 0,10 M yang dicampur dengan 100 ml H2SO4 0,30 M. Tentukan:
    a. Kemolaran perekasi yang bersisa
    b. Kemolaran garam yang terbentuk

11. Jika 7 gram batu kapur ($CaCO_3$) direaksikan dengan 500 ml HCl 0,2 M, tentukan volume CO_2 maksimum pada STP! (Ar Ca = 40, C = 12, O =16)

12. Jika 150 ml $Ba(OH)_2$ 0,4 M dicampur dengan 250 ml HCl 0,6 M, tentukan:
    a. Kemolaran pereaksi yang bersisa
    b. Massa garam $BaCl_2$ yang dihasilkan (Ar Ba = 137, Cl = 35,5)

13. Jika 350 ml NaCl 0,2 M dicampur dengan 100 ml larutan Pb(NO3)2 0,4 M, tentukan massa endapan $PbCl_2$ yang dihasilkan! (Ar Pb = 208, Cl = 35,5)

14. Sebanyak 6,72 L gas nitrogen (STP) direaksikan dengan 11,2 L gas hidrogen (STP) dan menghasilkan gas ammonia (NH_3).
    a. Tuliskan persamaan reaksinya
    b. Tentukan volume gas pereaksi yang tidak bereaksi dalam STP
    c. Tentukan volume dan massa gas ammonia pada STP
15. Tuliskan persamaan reaksi, persamaan ion lengkap, persamaan ion bersih untuk reaksi:
    a. Larutan Kalsium Karbonat + larutan asam klorida

b. Larutan Barium nitrat + larutan asam sulfat
c. Larutan aluminium hidroksida + larutan asam nitrat
d. Larutan Barium Klorida + larutan Natrium Sulfat
e. Larutan Timbal II Sulfat + larutan Kalium Jodida
f. Gas Amonia + larutan asam nitrat
g. Gas Nitrogen pentaoksida + larutan Kalsium hidroksida
h. Larutan Natrium Karbonat + larutan Barium nitrat
i. Natrium Oksida padat + larutan asam sulfat
j. Larutan Amonium sulfat + larutan asam nitrat

TITRASI ASAM BASA

I.Standar Kompetensi

Memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran dan tetapannya.

II.Kompetensi Dasar

Menghitung banyaknya pereaksi dan hasil reaksi dalam larutan elektrolit dari hasil titrasi asam basa

III. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran dengan metode praktikum, diharapkan siswa dapat:

- Menentukan konsentrasi asam atau basa dengan titrasi
- Menentukan kadar zat melalui titrasi.
- Menentukan indikator yang tepat digunakan untuk titrasi asam dan basa
- Menentukan kadar zat dari data hasil titrasi
- Membuat grafik titrasi dari data hasil percobaan.

Jika larutan asam ditambahkan secara perlahan pada suatu titik, reaksi netralisasi berakhir karena ion hidroksida telah habis terpakai. Begitupun jika larutan basa ditambahkan pada asam, pada akhirnya ion hydronium akan habis terpakai.Titik dimana reaksi netralisasi terjadi secara sempurna dinamakan titik ekuivalen.

Ketika larutan basa kuat ditambahkan pada larutan asam kuat, titik ekuivalen terjadi ketika jumlah ion hidroksida yang ditambahkan sama dengan jumlah ion hydronium yang ada. Seperti yang telah dipelajari, pada suhu 25^0C, larutan yang terdiri dari ionH_3O^+(*aq*)danOH^-(*aq*) memiliki konsentrasi 1,0 x 10^{-7} M dan pH 7. Penambahan secara bertahap dari suatu larutan kelarutan yang lain untuk mencapai titik ekuivalen dinamakan titrasi. Tujuan titrasi adalah untuk menentukan konsentrasi asam atau basa. Selanjutnya untuk kedua larutan, diperlukan peralatan titrasi, yang biasanya 2 buret, labu reaksi,dan indicator yang sesuai.

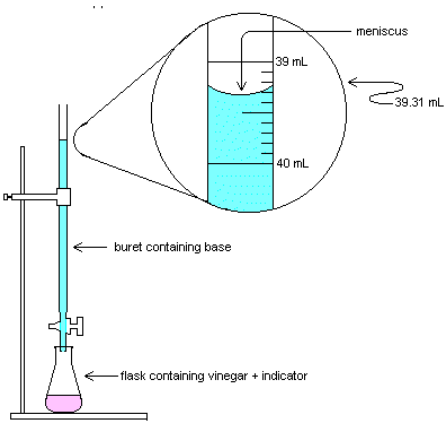
Jika asam dititrasi dengan basa, 1buret digunakan untuk mengukur volume larutan asam yang masuk kedalam labu titrasi. Buret kedua digunakan untuk mengukur volume larutan basa. Larutan yang ditambahkan pada titrasi dinamakan **titran.** Titrasi hanya dapat berjalan dengan mudah jika menggunakan larutan yang berlawanan, seperti titran asam ditambahkan pada larutan basa dalam labu.

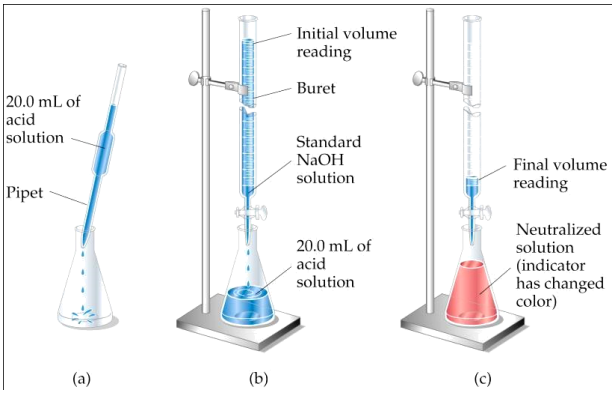
Untuk memperoleh konsentrasi larutan yang dititrasi, tentunya haus disiapkan titran yang konsentrasinya telah diketahui. Larutan yang konsentrasinya telah

diketahui dinamakan **larutan standar.** Konsentrasi larutan standar biasanya diketahui dengan mereaksikan larutan tersebut dengan padatan asam atau basa yang massanya ditimbang secara akurat.

Titik Ekuivalen

pH terukur saat titran ditambahkan kedalam labu yang berisi larutan yang tidak diketahui konsentrasinya. Grafik yang terbentuk dinamakan *kurva titrasi*, hasilnya pH di plot terhadap volume titran. Contohnya ditunjukkan pada **Gambar**. Kurva tajam pada titik ekuivalen, akan memudahkan dalam penentuan volume untuk pH 7. Titrasi dikatakan tepat hanya jika titik ekuivalen terdeteksi secara akurat. pH meter dapat digunakan untuk mengukur pH selama titrasi dan indikator biasa digunakan untuk mendeteksi titik ekuivalen.





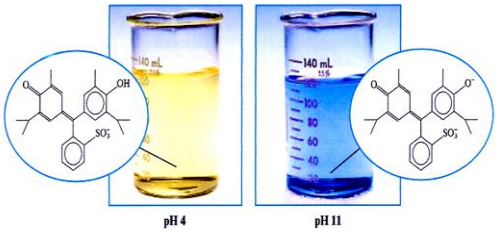
Pemilihan indikator yang cocok

Semua indikator memiliki rentang transisi. Pada rentang ini sebagian indikator berada dalam bentuk asamnya dan sebagian dalam bentuk basanya. Sehingga warna indikator berada ditengah-tengah antara warna asam dan basa. Menggambarkan rentang transisi dari dua tipei ndikator, bromtimol biru dan phenolphthalein.

Indikator berubah warna secara cepat saat titik akhir titrasi. Jika indikator yang cocok dipilih, titik akhir dan titik ekuivalen akan sama. Untuk menentukan konsentrasi larutan yang dititrasi, maka harus ditentukan volume titran saat terjadi perubahan warna indikator. Dalam titrasi asam kuat dengan basa kuat, titik ekuivalen terjadi pada pH 7 dan bromtimolbiru merupakan indicator yang cocok, seperti yang terdapat pada **Tabel**. Ketika asam lemah dititrasi dengan basa kuat, titik ekuivalen akan terjadi pada pH lebih dari 7 dan timolbiru atau phenolftalein merupakan pilihan yang baik. Disisi lain, metiljingga akan menjadi pilihan yang baik jika titrasi akan menitrasi basa lemah dengan menggunakan asam kuat, karena titik ekuivalen akan berada pada pH 4.

Pemilihan indikator untuk titrasi

Harus diingat bahwa titik ekivalen titrasi yang mana anda memiliki campuran dua zat pada perbandingan yang tepat sama. anda tak pelak lagi membutuhkan pemilihan indikator yang perubahan warnanya mendekati titik ekivalen. Indikator yang dipilih bervariasi dari satu titrasi ke titirasi yang lain.



indikator timol biru yaitu berwarna kuning dalam larutan netral dan asam. Ketika [OH^-] meningkat, indikator menunjukkan warna biru

pH 5 pH 7 pH 9

bromtimol biru

pH 7 pH 9 pH 11

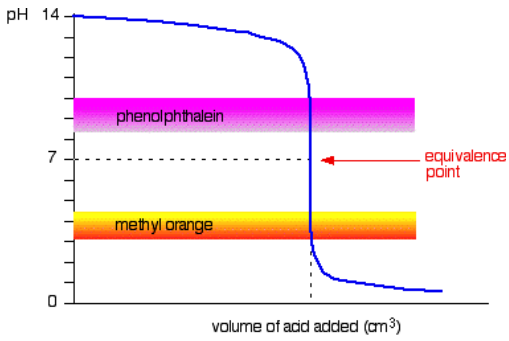
phenolphthalein

Tabel 6 Rentang transisi beberapa indikator

Nama Indikator	Warna asam	Rentang transisi (pH)	Warna basa
Timol biru	merah	1.2-2.8	kuning
Metil jingga	merah	3.1-4.4	jingga
Lakmus	merah	5.0-8.0	biru
Bromtimol biru	kuning	6.0-7.6	biru
Timol biru	kuning	8.0-9.6	biru
Phenolphthalein	tidak berwarna	8.0-9.6	merah
Alizarin kuning	kuning	10.0-12.1	merah

Asam kuat vs basa kuat

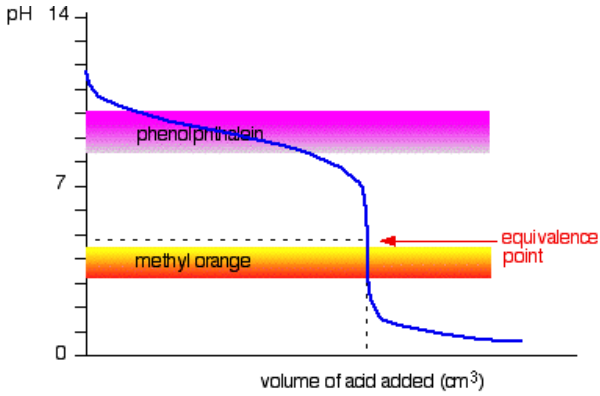
Diagram berikut menunjukkan kurva pH untuk penambahan asam kuat pada basa kuat. Bagian yang diarsir pada gambar tersebut adalah rentang pH untuk jingga metil dan fenolftalein.



anda dapat melihat bahwa *tidak* terdapat perubahan indikator pada titik ekivalen. Akan tetapi, gambar menurun tajam pada titik ekivalen tersebut yang menunjukkan tidak terdapat perbedaan pada volume asam yang ditambahkan apapun indikator yang anda pilih. Akan tetapi, hal tersebut berguna pada titrasi untuk memilihih kemungkinan warna terbaik melalui penggunaan tiap indikator. Jika anda mengguanakan fenolftalein, anda akan mentitrasi sampai fenolftalein berubah menjadi tak berwarna (pada pH 8,8) karena itu adalah titik terdekat untuk mendapatkan titik ekivalen.

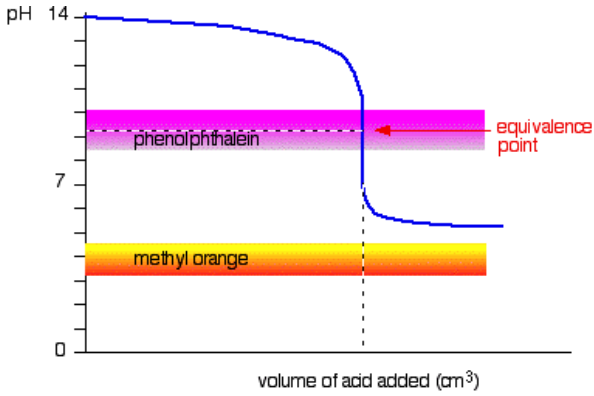
Dilain pihak, dengan menggunakan jingga metil, anda akan mentitrasi sampai bagian pertama kali muncul warna jingga dalam larutan. Jika larutan berubah menjadi merah, anda mendapatkan titik yang lebih jauh dari titik ekivalen.

Asam kuat vs basa lemah



Kali ini adalah sangat jelas bahwa fenolftalein akan lebih tidak berguna. Akan tetapi jingga metil mulai berubah dari kuning menjadi jingga sangat mendekati titik ekivalen. anda memiliki pilihan indiaktor yang berubah warna pada bagian kurva yang curam.

Asam lemah vs basa kuat



Kali ini, jingga metil sia-sia! Akan tetapi, fenolftalein berubah warna dengan tepat pada tempat yang anda inginkan.

Perhitungan titrasi: dari volume kedalam jumlah mol

Tujuan titrasi adalah untuk menentukan konsentrasi larutan dalam labu titrasi atau jumlah konsentrasi asam atau basanya.

Ingat kembali persamaan sederhana dibawah ini, yang menghubungkan jumlah n(mol) zat terlarut dengan konsentrasi zat terlarut kali volume.

$$n = cV$$

c adalah konsentrasi (mol per liter)

V adalah volume larutan (liter).

Pada titik ekuivalen titrasi asam kuat oleh basa kuat, jumlah ion hidroksida yang ditambahkan sama dengan jumlah ion hidronium. Hubungan ini dapat dipresentasikan dengan n H_3O^+ = n OH^-(*aq*). Jika jumlah mol H_3O^+(*aq*) dan jumlah mol OH^-(*aq*) diganti dengan hubungan konsentrasi kali volume, akan menghasilkan persamaan berikut:

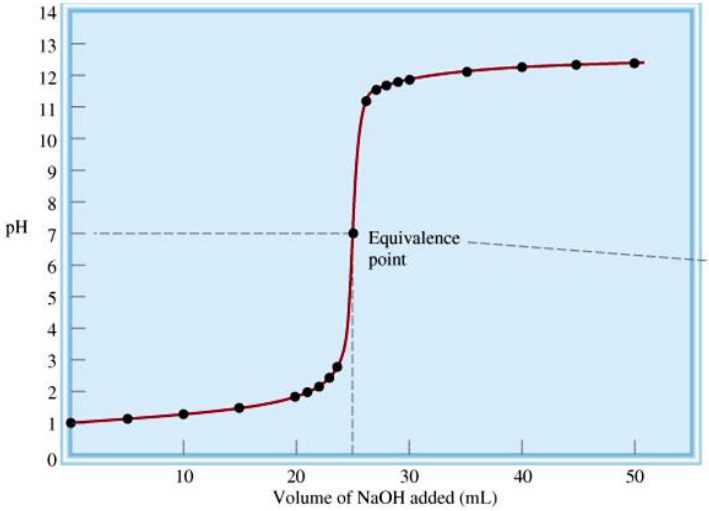
$$(cH_3O^+)(V\ H_3O^+) = (c\ OH^-)(V\ OH^-)$$

Hubungan ini adalah salah satu yang dibutuhkan dalam perhitungan titrasi. Persamaan ini digunakan baik untuk titran asam atau basa.

Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat

NaOH (*aq*) + HCl (*aq*) → H_2O (*l*) + NaCl (*aq*)

OH^- (*aq*) + H^+ (*aq*) → H_2O (*l*)



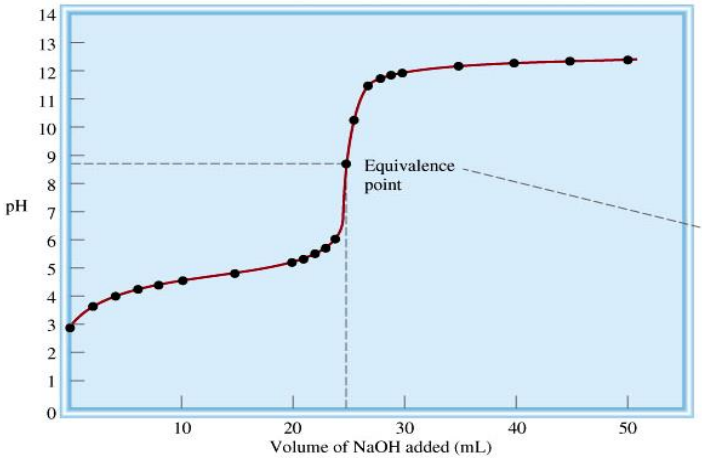
Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	1.00
5.0	1.18
10.0	1.37
15.0	1.60
20.0	1.95
22.0	2.20
24.0	2.69
25.0	7.00
26.0	11.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

Kurva titrasi asam lemah dengan basa kuat

$CH_3COOH\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow CH_3COONa\ (aq) + H_2O\ (l)$

$CH_3COOH\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow CH_3COO^-\ (aq) + H_2O\ (l)$

$CH_3COO^-\ (aq) + H_2O\ (l) \leftrightarrow OH^-\ (aq) + CH_3COOH\ (aq)$

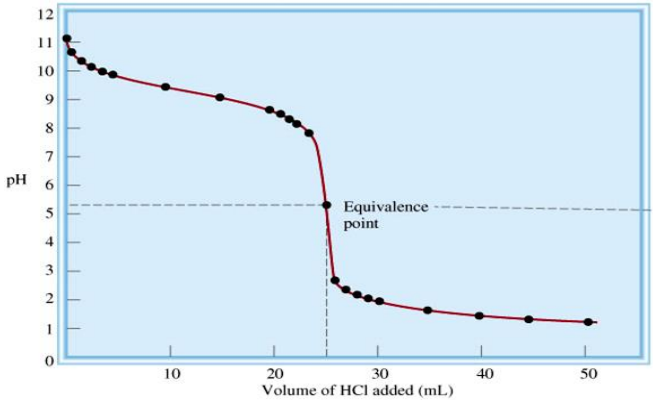


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	2.87
5.0	4.14
10.0	4.57
15.0	4.92
20.0	5.35
22.0	5.61
24.0	6.12
25.0	8.72
26.0	10.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

Kurva titrasi asam kuat dengan basa lemah

$HCl\ (aq) + NH_3\ (aq) \rightarrow NH_4Cl\ (aq$

$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (l) \leftrightarrow NH_3\ (aq) + H^+\ (aq)$



Volume HCl added (mL)	pH
0.0	11.13
5.0	9.86
10.0	9.44
15.0	9.08
20.0	8.66
22.0	8.39
24.0	7.88
25.0	5.28
26.0	2.70
28.0	2.22
30.0	2.00
35.0	1.70
40.0	1.52
45.0	1.40
50.0	1.30

(a) (b) (c)

LATIHAN SOAL TITRASI

1. Tentukan jumlah mol, jumlah grek, kemolaran, dan kenormalan dari:
   a. 8 gram NaOH (Mr = 40) yang dilarutkan dalam air sehingga volume 400 ml
   b. 37 gram $Ca(OH)_2$ (Mr = 74) yang dilarutkan dalam air hingga volume 5 L
   c. 490 mg H_2SO_4 (Mr = 98) yang dilarutkan dalam air hingga volume 5 L
2. Sebanyak 20 ml larutan HCl dititrasi oleh larutan NaOH 0,1 M dengan menggunakan indikator fenolftalein. Jika perubahan warna indikator menjadi merah muda, diperlukan 25 ml larutan penitrasi. Tentukan kemolaran larutan HCl!
3. Jika 25 ml larutan NaOH dititrasi dengan larutan H_2SO_4 0,1 M diperlukan 40 ml larutan H_2SO_4 untuk mencapai titik ekicalen. Tentukan berapa gram NaOH (Mr = 40) yang terlarut dalam setiap liternya?
4. Sebanyak 0,5 gram cuplikan NaOH dilarutkan dalam air hingga memiliki volume 100 ml. Kemudian, 25 ml larutan tersebut dititrasi dengan larutan H_2SO_4 0,1 N dan ternyata diperlukan 20 ml H2SO4 untuk mencapai titik ekivalen. Tentukan kadar NaOH (Mr = 40) dalam cuplikan tersebut!
5. Gas SO_3 dialirkan ke dalam 100 ml air sehingga membentuk larutan H_2SO_4. Jika 20 ml larutan tersebut dititrasi dengan 16 ml larutan NaOH 0,1 M, tentukan volume SO_3 yang dialirkan pada STP!
6. Terdapat 80 ml campuran larutan HCl 0,3 M dan 50 ml Ba(OH)2 0,1 M. Untuk menetralkan campuran tersebut, tentukan volume larutan NaOH 0,1 M yang perlu ditambahkan!

7. Terdapat 50 ml H_2SO_4 yang memiliki pH = 2. Tentukan jumlah NaOH (Mr = 40) yang diperlukan untuk menetralkan larutan tersebut!
8. Jika 25 ml larutan HNO_3 dititrasi dengan 40 ml larutan KOH 0,1 M mencapai titik ekivalen, tentukan molaritas larutan HNO_3!
9. Jika 15 ml larutan H_2SO_4 dititrasi dengan tepat 25 ml larutan NaOH 0,1 N, tentukan massa H_2SO_4 (Mr = 98) yang terlarut dalam setiap L larutannya!
10. Suatu larutan 4,2 gram basa kuat $L(OH)_2$ dilarutkan dalam air hingga 100 ml. Kemudian 10 ml larutan tersebut dititrasi dengan 20 ml larutan HCl 0,2 M. Jika Ar O = 16, H = 1, tentukan massa atom relatif unsur L!
11. Sebanyak 7 gram cuplikan yang mengandung basa KOH dilarutkan dalam air hingga 250 ml. Kemudian, 10 ml larutan tersebut dititrasi dengan 20 ml larutan H_2SO_4 0,1 N. Tentukan kadar KOH (Mr = 56) dalam cuplikan tersebut!
12. Gas N_2O dialirkan ke dalam air hingga diperoleh larutan HNO_3 250 ml. 25 ml larutan tersebut dititrasi dengan 20 ml NaOH 0,1 M. Tentukan volume gas N_2O_3 yang dialirkan pada STP!
13. Pada keadaan STP 2 L, udara yang mengandung gas SO_3 dialirkan ke dalam air 100 ml. Kemudian, larutan tersebut dititrasi dengan 30 ml larutan NaOH 0,2 M. Tentukanlah persentasi gas SO_3 dalam udara tersebut!
14. 15,2 gram campuran basa KOH dan NaOH dilarutkan dalam air hingga 250 ml. Kemudian 25 ml larutan tersebut dititrasi dengan 100 ml larutan HCl 0,3 M. Jika Mr NaOH = 40 dan Mr KOH = 56, tentukan massa setiap basa tersebut!
15. Terdapat suatu campuran yang terdiri atas 50 ml NaOH 0,4 M dan 40 ml larutan HCl 0,2 M. Tentukan volume larutan H_2SO_4 0,2 M untuk menetralkan campuran tersebut!
16. Terdapat 100 ml larutan Ba(OH)2 dengan pH = 13. Tentukan volume larutan HCl 0,2 M yang diperlukan untuk menetralkan larutan tersebut!
17. Terdapat campuran yang terdiri atas 50 ml larutan HCl yang memiliki pH = 2. Kemudian, campuran tersebut dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M. Tentukan volume NaOH yang diperlukan untuk mencapai titik ekivalen!
18. Hitunglah pH larutan yang terbuat 100 ml larutan HCl 0.05 M yang direaksikan dengan 100 ml larutan NaOH 0.1 M!
19. Tentukan pH campuran 50 ml larutan HCl 0.1 M yang direaksikan dengan 50 ml larutan KOH 0.005 M!

20. Apabila pada suhu tertentu harga tetapan kesetimbangan air (Kw) = 9,0 x 10^{-12}, maka tentukan harga : $[OH^-]$ dalam larutan yang mengandung $[H^+]$ = 3,0 x 10^{-5} M
21. Tentukan pH campuran pada suhu kamar antara 100 mL larutan NaOH 0,1 M + 100 mL larutan H_2SO_4 0,1 M
22. Diketahui tiga buah larutan asam dengan konsentrasi yang sama,HCl 0,1 M,H_2SO_4 0,1 M, CH_3COOH 0,1 M (Ka = 10^{-5}.Hitunglah :
    a. Konsentrasi H^+ dalam masing – masing larutan asam tersebut
    b. Susunlah ketiga asam tersebut berdasarkan makin bertambahnya daya hantar listrik.
23. Hitunglah pH larutan pada suhu kamar dari campuran 300 mL larutan HCl 0,1 M dicampur dengan 200 mL larutan NaOH 0,05 M.
24. Sebanyak 50 ml larutan HCl 0,1 M ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 M .Hitunglah pH larutan pada saat :
    a. sebelum penambahan larutan NaOH
    b. volum larutan NaOH yang ditambahkan 25 ml
25. Pada soal diatas hitunglah :
    a. volum larutan NaOH yang ditambahkan 50 ml
    b. volum larutan NaOH yang ditambahkan 100 ml
26. Sebanyak 50 ml larutan H_2SO_4 0,005 M dicampurkan dengan 50 ml larutan NaOH 0,05 M.Hitunglah pH larutan itu sebelum dan sesudah dicampurkan.
27. Hitung pH campuran antara 100 mL larutan H_2SO_4 0,0001 M + 100 mL larutan KOH 0,0001 M.
28. Hitung pH campuran 50 mL larutan HCl yang pH-nya = 1 dengan 150 mL larutan NaOH 0,1 M
29. Berapa mL larutan asam klorida 0,01 M harus ditambahkan ke dalam 50 mL larutan KOH 0,01 M agar diperoleh larutan yang pH-nya 3 – log 5.
30. Berapa tetes larutan KOH 10 M harus ditambahkan ke dalam 50 mL larutan H_2SO_4 0,005 M agar diperoleh larutan yang pH-nya 12

LARUTAN PENYANGGA/BUFFER

I.Standar Kompetensi

Memahami sifat-sifat larutan asam- basa, metode pengukuran dan terapannya

II.Kompetensi Dasar

Mendeskripsikan sifat larutan penyangga dan peranan larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup

III.Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran selesai, diharapkan siswa dapat:

- Menganalisis larutan penyangga dan bukan penyangga melalui percobaan.
- Menghitung pH atau pOH larutan penyangga
- Menghitung pH larutan penyangga dengan penambahan sedikit asam atau sedikit basa atau dengan pengenceran
- Menjelaskan fungsi larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup
- Menganalisis grafik hasil titrasi asam kuat dan basa kuat, asam kuat dan basa lemah, asam lemah dan basa kuat untuk menjelaskan larutan penyangga dan hidrolisis.

Larutan penyangga adalah larutan yang memiliki kemampuan untuk mempertahankan perubahan pH ketika sejumlah tertentu asam/basa ditambahkan ke dalam larutan penyangga tersebut. Jika 0,01 mol asam klorida ditambahkan ke dalam 1 liter air murni, pH berubah dari 7,0 menjadi 2,0 (perubahan pH 5 satuan). Sebaliknya, penambahan asam klorida tersebut ke dalam 1 liter larutan penyanga perubahan pH nya hanya 1 satuan.

1. Jenis-jenis larutan penyangga

Larutan penyangga dapat dibentuk melalui beberapa cara, yaitu campuran asam lemah dan basa konjugasinya serta campuran basa lemah dan asam konjugasinya.

a. Campuran Asam Lemah dan Basa Konjugasinya(Buffer Asam)

Contoh : Campuran asam lemah CH_3COOH dan basa konjugasinya, yaitu ion CH_3COO^- ,

Persamaan reaksi:

$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$

Ion CH_3COO^- dapat berasal dari garam, di antaranya CH_3COONa, CH_3COOK, atau $(CH_3COO)_2Ba$

Contoh-contoh larutan penyangga yang terbentuk dari campuran asam lemah dan basa konjugasinya (garamnya) dapat dilihat dalam tabel berikut:

Tabel 1. contoh komponen pembentuk larutan penyangga dan garam pembentuk basa konjugasi

Komponen Pembentuk Larutan Penyangga		Garam Pembentuk Basa Konjugasi
Asam Lemah	**Basa konjugasi**	
CH_3COOH	CH_3COO^-	CH_3COONa, CH_3COOK, $(CH_3COO)_2Ba$
$HCOOH$	$HCOO^-$	$HCOONa$, $HCOOK$, $(HCOO)_2Ca$
HF	F^-	NaF
H_3PO_4	H_2PO^{4-}	NaH_2PO_4
NaH_2PO_4	HPO_4^{2-}	Na_2HPO_4
Na_2HPO_4	PO_4^{3-}	Na_3PO_4

b. Campuran Basa Lemah dan Asam Konjugasinya (Buffer Basa)

Perhatikan persamaan reaksi berikut ini:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Dalam reaksi tersebut:

NH_3 atau NH_4OH sebagai basa lemah

NH_4^+ sebagai asam konjugasi dari NH_3

Campuran NH_3 dan asam konjugasinya, yaitu ion NH_4^+ membentuk larutan penyangga. Dalam pembentukan larutan penyangga, ion NH_4^+ dapat berasal dari garam, seperti NH_4Cl, NH_4Br, atau $(NH_4)2SO_4$. Seperti pada campuran asam kuat dengan garamnya, campuran basa kuat dengan garamnya tidak membentuk larutan penyangga.

Bila suatu larutan mengandung asam dan basa lemah, larutan tersebut dapat menyerap penambahan sedikit asam / basa kuat. Penambahan asam kuat akan dinetralkan oleh basa lemah, sedangkan penambahan basa kuat akan dinetralkan oleh asam lemah. Larutan seperti ini disebut sebagai larutan penyangga

atau larutan *buffer*. Pada umumnya, larutan penyangga merupakan pasangan asam – basa konjugasi yang dibuat dari asam / basa lemah dan garamnya. Contohnya asam asetat (CH_3COOH) dan natrium asetat (CH_3COONa). Ion asetat (CH_3COO^-) merupakan basa konjugat dari asam asetat. Untuk larutan penyangga, nilai pH dan pOH dinyatakan sebagai:

Persamaan reaksi:

$$\mathbf{CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

$$\mathbf{CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)}$$

Dalam larutan Buffer tersebut terdapat $\mathbf{CH_3COO^-_{(aq)}}$ dari asam dan garam Asetat, namun yang dominan berasal dari konsentrasi Garam karena garamnya terionisasi sempurna.

Maka:

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-].[H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Sedangkan jumlahnya $[CH_3COO^-] = [H^+]$

Maka, diperoleh:

$$Ka = \frac{[H^+].[H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Sehingga;

$$Ka = \frac{[H^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

$$[H^+] = Ka.\frac{mol.asam}{mol.garam}$$

maka dapat ditentukan;

$$\mathbf{pH = pK_a + log}\ \frac{[garam]}{[asam]}$$

c. *Larutan Penyangga yang terdiri dari Basa lemah dengan asam konjugasinya*

Persamaan reaksi:

$$NH_4OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$
$$NH_4Cl_{(aq)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

Dengan penurunan rumus yang sama diperoleh:

$$[OH^-] = Kb.\frac{mol.basa}{mol.garam}$$

$$\mathbf{pOH = pK_b + log}\ \frac{[garam]}{[basa]}$$

2. Sifat-sifat Larutan Penyangga

a. pH larutan tidak berubah jika ditambahkan sedikit asam atau basa

Jika ke dalam larutan penyanga ditambahkan sedikit asam, asam tersebut akan bereaksi dengan zat yan bersifat basa. Begitu juga sebaliknya, jika ditambahkan sedikit basa, basa tersebut akan bereaksi dengan zat yang bersifat asam. Perhatikan larutan penyangga yang terbentuk dari campuran asam lemah CH_3COOH dan basa konjugasinya (ion CH_3COO^-)

1) Jika ke dalam campuran tersebut ditambahkan sedikit asam misalnya HCl, akan terjadi reaksi berikut

$$CH_3COO^-(aq) + HCl(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq) + Cl^-(aq)$$

Berdasarkan reaksi ini, berarti jumlah basa konjugasi (ion CH_3COO^-) akan berkurang dan asam lemah CH_3COOH akan bertambah. Penambahan asam ke dalam larutan penyangga akan menurunkan konsentrasi basa konjugasi dan meningkatkan konsentrasi asam. Perubahan ini tidak menyebabkan perubahan pH yang besar

2) Jika ke dalam campuran tersebut ditambahkan sedikit basa NaOH akan terjadi reaksi berikut:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq) + H_2O\ (l)$$

Berdasarkan reaksi tersebut, berarti jumlah asam lemah CH_3COOH akan berkurang dan basa konjugasi (ion CH_3COO^-) akan bertambah. Seperti pada penambahan sedikit asam, perubahan ini pun tidak menyebabkan perubahan pH yang besar.

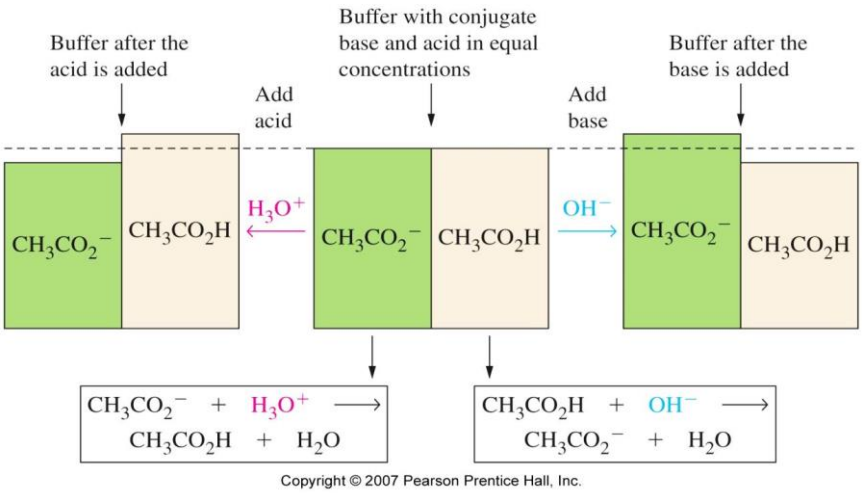
b. *pH larutan tidak berubah jika diencerkan*

Derajat keasaman atau pH suatu larutan penyangga ditentukan oleh komponen-komponennya. Dalam perhitungannya, komponen-komponen tersebut membentuk perbandingan tertentu. Jika suatu campuran tersebut diencerkan maka harga perbandingan komponen-komponen tersebut tidak berubah sehingga pH larutan penyangga juga praktis tidak berubah.

Berapa pun tingkat pengenceran larutan penyangga, secara teoritis tidak akan mengubah harga pH. Akan tetapi, pada praktiknya, jika dilakukan pengenceran terlalu besar, misalnya 1 liter larutan penyangga diencerkan dengan 1 drum air (kira-kira 200 L air), tentu pH akan berubah.

3. Cara Kerja Larutan Penyangga

Larutan penyangga mengandung komponen asam dan komponen basa, sehingga dapat mengikat baik ion H^+ maupun ion OH^-. Oleh karena itu, penambahan sedikit asam kuat atau sedikit basa kuat tidak mengubah pH-nya secara signifikan. Cara kerja larutan penyangga dapat dipahami dari dua contoh berikut:



a. Larutan Penyangga Asam

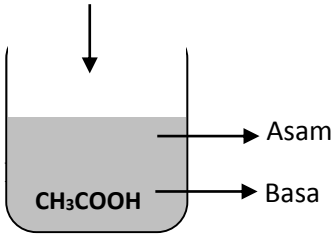
Contoh:

Larutan penyangga yang mengandung CH_3COOH dan CH_3COO^-.

Dalam larutan tersebut terdapat kesetimbangan:

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$$

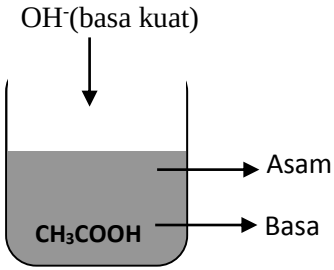
H^+ (asam kuat)



***Pada penambahan asam*:**

asam (H^+) akan menggeser kesetimbangan ke kiri. Ion H^+ yang ditambahkan akan bereaksi dengan ion CH_3COO^- membentuk molekul CH_3COOH.

$$CH_3COO^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq)$$



***Pada penambahan basa*:**

Penambahan basa (OH^-) akan menggeser kesetimbangan ke kanan. Basa yang ditambahkanakan bereaksi dengan komponen asam (dalam hal ini CH_3COOH) membentuk ion CH_3COO^- dan air.

$$CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O(l)$$

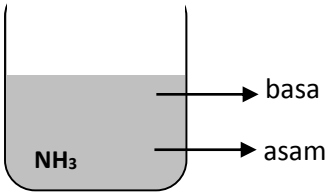
b. Larutan Penyangga Basa

Contoh:

Larutan penyangga yang mengandung NH_3 dan NH_4^+.

Dalam larutan tersebut terdapat kesetimbangan:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-$$



***Pada penambahan asam*:**

Pada penambahan asam akan menggeser kesetimbangan ke kanan. Asam yang ditambahkan akan bereaksi dengan basa (dalam hal ini NH_3) membentuk ion NH_4^+.

$$NH_3(aq) + H^+(aq) \rightarrow NH_4^+(aq)$$

Pada penambahan basa:

Penambahan basa (OH^-) akan menggeser kesetimbangan ke kiri. Basa yang ditambahkan akan bereaksi dengan komponen asam (dalam hal ini NH_4^+) membentuk komponen basa (yaitu NH_3) dan air.

$$NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow NH_3(aq) + H_2O(l)$$

4. Sifat Larutan Penyangga

Larutan penyangga adalah larutan yang dapat mempertahankan nilai pH tertentu jika ditambahkan sedikit asam, sedikit basa, atau dengan pengenceran.

5. Komponen Larutan Penyangga

a. Larutan Penyangga Asam

Larutan penyangga asam mempertahankan pH pada daerah asam (pH < 7). Larutan penyangga ini mengandung suatu asam lemah (HA) dan basa konjugasinya (ion A^-). Larutan ini dapat dibuat dengan berbagai cara, misalnya:

1. Mencampurkan asam lemah (HA) dengan garamnya (LA, garam LA menghasilkan ion A^- yang merupakan basa konjugasi dari asam HA). Contoh: Larutan CH_3COOH + larutan $NaCH_3COO$ (komponen penyangganya: CH_3COOH dan CH_3COO^-)
2. Mencampurkan suatu asam lemah dengan suatu basa kuat di mana asam lemah dicampurkan dalam jumlah berlebih. Campuran akan menghasilkan garam yang mengandung basa konjugasi dari asam lemah yang bersangkutan. Contoh: 100 mL larutan CH_3COOH 0,1 M + 50 mL larutan NaOH 0,1 M.

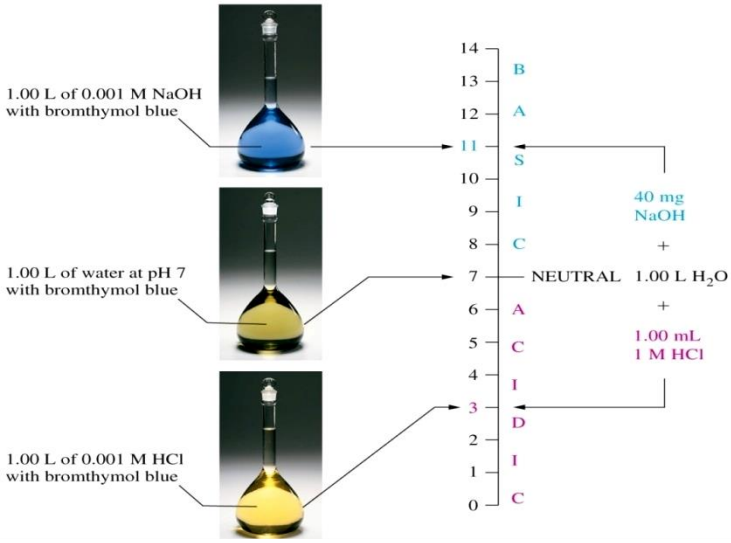
b. Larutan Penyangga Basa

Larutan penyangga basa mempertahankan pH pada daerah basa (pH > 7). Larutan penyangga ini mengandung suatu asam lemah (B) dan asam konjugasinya (BH^+). Larutan ini dapat dibuat dengan cara yang serupa dengan pembuatan larutan penyangga asam, yaitu:

1. Mencampurkan suatu basa lemah dengan garamnya. Contoh:
   Larutan NH_3 + larutan NH_4Cl (komponen penyangganya: NH_3 dan NH_4Cl)
2. Mencampurkan suatu basa lemah dengan suatu asam kuat di mana basa lemahnya dicampurkan berlebih. Contoh :
   50 mL larutan NH_3 0,2 M (= 10 mmol) dicampur dengan 50 mL larutan HCl 0,1 M (= 5 mmol).

Campuran akan bereaksi menghasilkan 5 mmol NH_4Cl (ion NH_4^+), sedangkan NH_3 bersisa 5 mmol dengan rincian sebagai berikut:

		NH_3 (aq)	+ HCl (aq)	$\longrightarrow$ NH_4Cl(aq)	
Mula-mula	:	10 mmol	5 mmol	-	
Bereaksi	:	5 mmol	5 mmol	5 mmol	-
Sisa	:	5 mmol	-	5 mmol	



6. Fungsi Larutan Penyangga

Cairan tubuh, baik cairan intra sel maupun cairan luar sel, merupakan larutan penyangga. Sistem penyangga yang utama dalam cairan intra sel adalah pasangan dihidrogen posfat-monohidrogen posfat ($H_2PO_4^-$ - HPO_4^{2-}). Sistem ini bereaksi dengan asam dan basa sebagai berikut:

$HPO_4^{2-}(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2PO_4^-(aq)$

$H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l)$

Adapun sistem penyangga utama dalam cairan luar sel (darah) adalah pasangan asam karbonat-bikarbonat (H_2CO_3 – HCO_3^-). Sistem ini bereaksi dengan asam dan basa sebagai berikut:

$HCO_3^-(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2CO_3(aq)$

$H_2CO_3(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow HCO_3^-(aq) + H_2O(l)$

Sistem penyangga di atas menjaga pH darah hampir konstan, yaitu sekitar 7,4. Perbandingan konsentrasi ion HCO_3^- terhadap H_2CO_3 yang diperlukan untuk menjadikan pH nya tetap adalah 20 : 1.

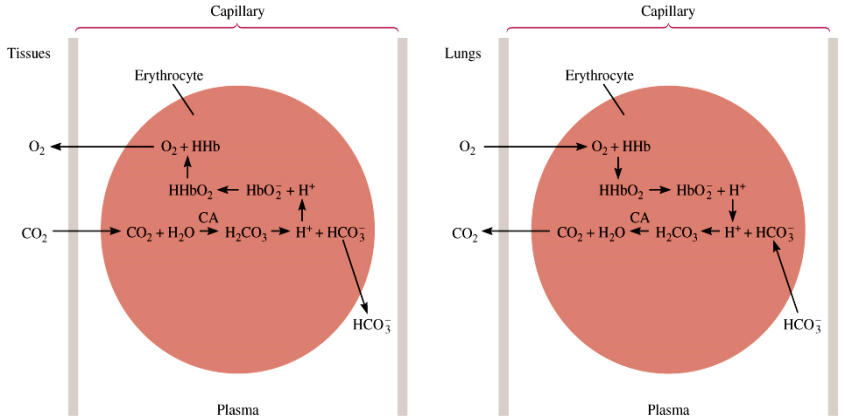
7. Materi Pengayaan

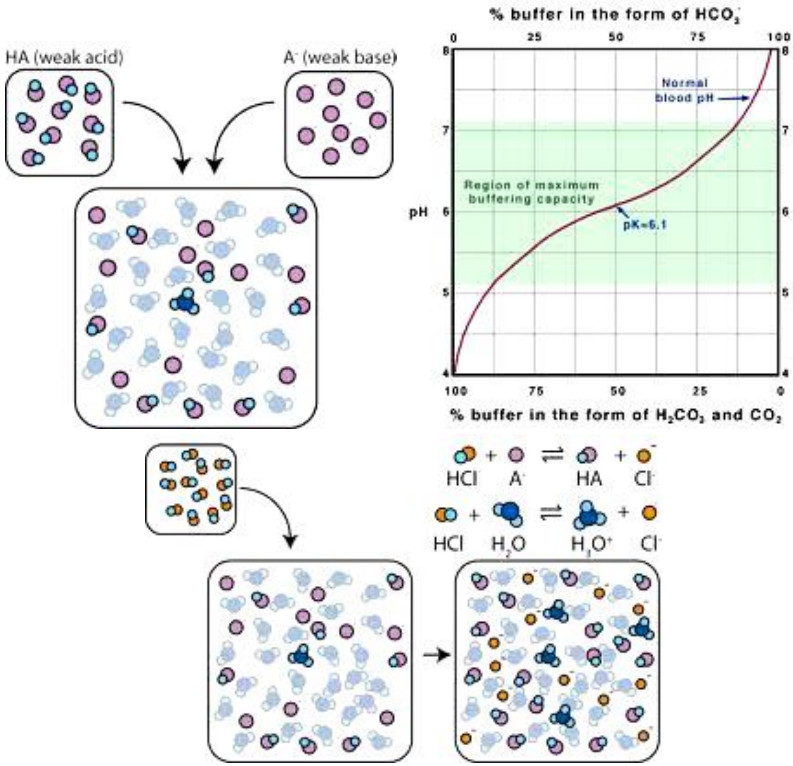
Apabila mekanisme pengaturan pH dalam tubuh gagal, misalnya pada keadaan sakit sehingga pH darah menjadi turun atau naik, hal tersebut menyebabkan kerusakan permanen pada organ tubuh atau bahkan kematian.

Faktor-faktor yang menyebabkan keadaan *asidosis* (penurunan pH) adalah

a. penyakit jantung, ginjal, *diabetes mellitus*
b. diare yang terus-menerus
c. makanan berkadar protein tinggi selama jangka waktu lama

Keadaan ini sementara dapat disebabkan oleh olah raga intensif yang dilakukan terlalu lama. Adapun *alkalosis* (peningkatan pH darah) dapat terjadi akibat muntah yang hebat, *hiperventilasi* (bernafas terlalu berlebihan, kadang-kadang karena cemas, histeris, atau berada di ketinggian). Pada orang yang muntah hebat, kadar ion klorida dalam darah akan turun, sehingga ginjal akan menahan keluarnya ion bikarbonat untuk kompensasi, sebagai akibatnya pH darah naik (alkalosis metabolik/hipokloremik).



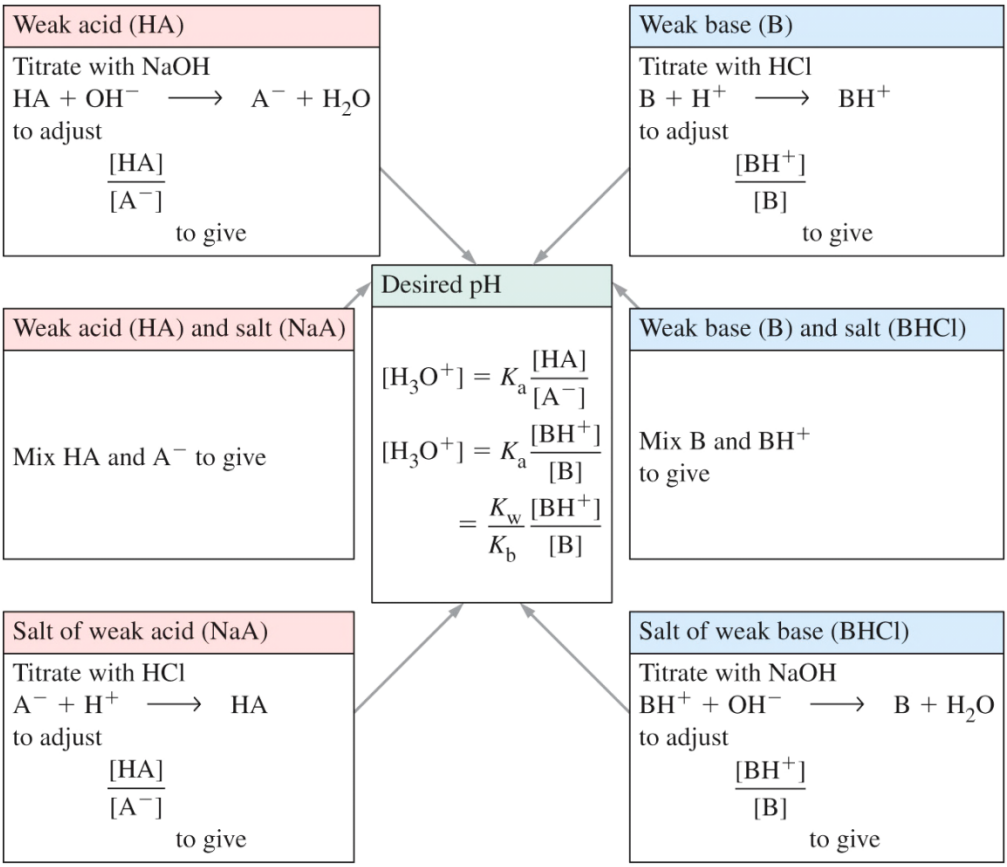


LATIHAN SOAL LARUTAN PENYANGGA

1. Tentukan pH larutan jika 800 ml larutan CH_3COOH 0,1M dicampur dengan 400 ml larutan CH_3COONa 0,1M (Ka CH_3COOH = $1,8x10^{-5}$) !
2. Tentukan pH larutan apabila 400 ml larutan NH_4OH 0,5M dicampur dengan 100 ml larutan NH_4Cl 0,5M (Kb NH_4OH = $1,8x10^{-5}$)
3. Sebanyak 50 ml larutan yang terdiri dari CH_3COOH 1M dan CH_3COONa 1M ditambahkan larutan HCl 1M sebanyak iml. Tentukan pH larutan setelah penambahan HCl 1M ! (Ka = $1,8 \times 10^{-5}$)
4. Sebanyak 50 ml larutan yang terdiri dari CH_3COOH 1M dan CH_3COONa 1M ditambah 50 ml air. Tentukan pH larutan setelah pengenceran !
5. Suatu larutan penyangga dibuat dengan mencampurkan 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 M dengan 50 mL larutan $Ca(CH_3COO)_2$ 0,1 M. Ka CH_3COOH = 10^{-5}
   Tentukan :
   a. pH larutan

b. pH yang baru, setelah dalam campuran tersebut ditambahkan 10 mL larutan CH_3COOH 0,2 M.

6. Larutan basa LOH mempunyai Kb = 2. 10^{-6} dan pH = 10 + log 2. Berapa ml 0,2 M HCl harus ditambahkan pada 100 ml larutan LOH tersebut supaya dihasilkan larutan Buffer dengan pH = 8 + log 5
7. Larutan basa LOH mempunyai pH = 10 dan derajat ionisasi = 0,02. Berapa ml 0,2 M HCl harus ditambahkan pada 100 ml LOH tersebut supaya dihasilkan larutan Buffer dengan pH=9
8. 800 ml larutan Buffer (pH = 4 - log 2) yang berasal dari campuran larutan 0,1 M NaOH dan 0,2 M HCOOH Kemudian ditambahkan dengan 20 ml larutan 0,06 M HCl. Berapa pH yang baru setelah ditambah HCl, Ka = 10^{-4}



HIDROLISIS GARAM

I. Standar Kompetensi

Memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran dan tetapannya.

II. Kompetensi Dasar

Menentukan jenis garam yang mengalami hidrolisis dalam air dan pH larutan garam tersebut.

III. Tujuan Pembelajaran

Setelah selesai kegiatan pembelajaran, diharapkan siswa dapat:

- Menentukan ciri-ciri beberapa jenis garam yang dapat terhidrolisis dalam air melalui percobaan
- Menentukan sifat garam yang terhidrolisis dari persamaan reaksi ionisasi
- Menghitung pH larutan garam yang terhidrolisis
- Menentukan hubungan K_h, K_w, K_a atau K_b dengan $[H^+]$ atau $[OH^-]$ dalam larutan garam yang terhidrolisis.
- Menentukan pH larutan garam yang terhidrolisis berdasarkan perhitungan.

Reaksi asam dengan basa membentuk garam dan air disebut reaksi penetralan.Akan tetapi larutan garam tidak selalu bersifat netral.Larutan garam ada yang bersifat netral, bersifat asam atau bersifat basa.Sifat larutan garam itu bergantung pada kekuatan relatif asam dan basa penyusunnya.

Untuk menjelaskan garam ada yang bersifat asam, basa, atau netral digunakan konsep *hidrolisis*. Hidrolisis adalah istilah umum untuk reaksi zat dengan air (hidrolisis berasal dari kata *hidro* yang berarti air dan *lisis* yang berarti peruraian). Menurut konsep ini, komponen garam (kation dan anion) yang berasal dari asam lemah atau basa lemah bereaksi dengan air (terhidrolisis) membentuk ion H_3O^+ ($=H^+$) atau ion OH^-. Hidrolisis kation menghasilkan ion H^+, sedangkan hidrolisis anion menghasilkan ion OH^-.

Berdasarkan **reaksinya dengan air**, hidrolisis dibagi menjadi dua macam.

1. Hidrolisis parsial

Hidrolisis parsial adalah garam yang sebagian dari ion garam tersebut bereaksi dengan air, hal ini terjadi pada asam kuat dengan basa lemah dan asam lemah dengan basa kuat.

2. Hidrolisis total

Hidrolisis total adalah garam yang seluruh ionnya bereaksi dengan air, hal ini terjadi pada garam yang berasal dari asam lemah dengan basa lemah.

Sesuai dengan **asam dan basa pembentuknya**, maka garam dikelompokkan menjadi:

1. **Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat, larutan tersebut bersifat netral.**

Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa kuat tidak terhidrolisis.

Contoh: reaksi netralisasi antara NaOH dan HCl menghasilkan NaCl.
Di dalam air, senyawa itu akan terurai menjadi ion Na^+, Cl^-, H^+, dan OH^-

.

$NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

Baik ion Na^+ maupun Cl^- berasal dari asam dan basa kuat, jadi merupakan asam atau basa konjugasi yang relatif lemah sehingga keduanya tidak bereaksi dengan air.

$Na^+(aq) + H_2O(l) \not\rightarrow$ tidak ada reaksi
$Cl^-(aq) + H_2O(l) \not\rightarrow$ tidak ada reaksi
Oleh karena itu larutan tetap bersifat netral.

2. **Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah, larutan tersebut bersifat asam.**

Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah mengalami hidrolisis parsial dalam air.

Garam yang terbentuk dari asam kuat dan basa lemah dalam air bersifat asam karena kationnya terhidrolisis (memberi proton kepada air) sedangkan anionnya tidak.
Contoh: NH_4Cl
Dalam larutan, NH_4Cl terion sempurna menjadi ion NH_4^+ dan ion Cl^-. Ion NH_4^+ yang merupakan asam konjugasi dari basa lemah NH_3, dapat memberi proton

kepada air, sedangkan ion Cl^- yang merupakan basa konjugasi asam kuat HCl tidak cukup kuat menarik proton.

$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$
$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$
$Cl^-(aq) + H_2O(l) \not\longrightarrow$ tidak ada reaksi

3. **Garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat, larutan tersebut bersifat basa.**

Garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa kuat mengalami hidrolisis parsial dalam air.

Contoh: CH_3COONa
Dalam air, CH_3COONa terionisasi membentuk ion CH_3COO^- dan Na^+. Ion CH_3COO^- berasal dari asam lemah CH_3COOH, bereaksi dengan air. Ion Na^+ berasal dari basa kuat NaOH, tidak bereaksi dengan air. Jadi CH_3COONa terhidrolisis sebagian (parsial).

$CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$
$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$
$Na^+(aq) + H_2O(l) \not\longrightarrow$ tidak ada reaksi

Hidrolisis menghasilkan ion OH^- sehingga larutan bersifat basa (pH>7).

4. **Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah, tergantung dari Ka dan Kb**.
Ka adalah tetapan ioninsasi asam sedangkan Kb adalah tetapan ionisasi basa.

Garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah mengalami hidrolisis total dalam air.

Baik anion maupun kation dari garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah terhidrolisis dalam air, sehingga disebut *hidrolisis total*.
Contoh: CH_3COONH_4

Dalam larutan, CH_3COONH_4 terionisasi menjadi ion CH_3COO^-dan ion NH_4^+. Baik ionCH_3COO^- maupun ion NH_4^+ berasal dari basa dan asam lemah sehingga asam konjugasi dan basa konjugasinya kuat menyebabkan larutan tersebut mengalami hidrolisis total.

$$CH_3COONH_4(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$$
$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$
$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Ketika dilarutkan dalam air sifat larutan yang dihasilkan oleh garam-garam tersebut tergantung pada harga tetapan ionisasi asam dan ionisasi basanya (Ka dan Kb).

Ka > Kb : bersifat asam

Ka < Kb : bersifat basa

Ka = Kb : bersifat netral

Untuk larutan CH_3COONH_4, Ka CH_3COOH = 1,75 x 10^{-5}; Kb $NH_3(aq)$ = 1,8 x 10^{-5}, karena nilai Ka < Kb maka larutan garam tersebut bersifat basa.

a. Materi Pengayaan

Penggunaan Hidrolisis

Dalam kehidupan sehari-hari, peristiwa hidrolisis terjadi pada proses penjernihan air dengan tawas. Ion Al^{3+} bereaksi dengan air menghasilkan $Al(OH)_3$ dan ion H^+. $Al(OH)_3$ membentuk endapan dan pada proses pembentukan endapan itu membawa serta partikel-partikel lumpur yang telah dikoagulasikan untuk mengendap. Peristiwa hidrolisis lainnya adalah pada proses pencernaan makanan dalam tubuh manusia dan hewan, misalkan hidrolisis amilum menjadi glukosa, hidrolisis protein menjadi asam amino, hidrolisis trigliserida menjadi asam lemak dan gliserol.

b. Konstanta ionisasi air

Persamaan ionisasi air dapat ditulis : $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$

Tetapan kesetimbangan air adalah:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K[H_2O] = [H^+][OH^-]$$

Karena konsentrasi H_2O yang terionisasi menjadi H^+ dan OH^- sangat kecil, maka $[H_2O]$ dapat dianggap tetap, sehingga harga $K[H_2O]$ juga tetap, yang disebut konstanta kesetimbangan air, ditulis K_w. Pada suhu 25^OC harga K_w adalah 10^{-14}.

c. Konstanta ionisasi asam lemah dan basa lemah

Reaksi kesetimbangan asam lemah [HA] : HA(aq) $\rightleftharpoons$ H^+(aq) + A^-(aq)

Maka konstanta ionisasi asam (K_a) adalah

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

Reaksi kesetimbangan basa lemah [BOH] : BOH(aq) $\rightleftharpoons$ B^+ (aq) + OH^-(aq)

Maka konstanta ionisasi asam (K_b) adalah

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

d. Pengertian hidrolisis dan jenis reaksi hidrolisis

Reaksi kation atau anion dengan air dikenal sebagai hidrolisis. Dengan kata lain hidrolisis suatu ion dengan air menghasilkan asam konjugat dan ion hidroksida (pembentuk basa), atau menghasilkan basa konjugat dan ion hidronium (pembentuk asam). Jenisnya ada hidrolisis sebagian, hidrolisis sempurna dan tidak terhidrolisis.

e. Materi yang akan dikembangkan

Dalam hidrolisis terjadi reaksi kesetimbangan karena poduk yang diperoleh dapat bereaksi kembali membentuk komponen reaktan. Reaksi kesetimbangan adalah reaksi yang dapat balik (reversibel).

Proses kesetimbangan dalam suatu reaksi dapat ditentukan secara kuantitatif. Nilai kuatitatif suatu kesetimbangan dinyatakan dalam suatu tetapan atau konstanta. Untuk hidrolisis garam dinyatakan dengan K_h (konstanta hidrolisis).

Penjelasan tentang hubungan antara pH larutan, K_h, K_w, dan konsentrasi ion OH^- dan H^+pada larutan garam yang terhidrolisis yaitu :

1. Hidrolisis garam dari asam lemah dan basa kuat

Contoh garam dari asam lemah dan basa kuat adalah CH_3COONa. Reaksi ionisasi CH_3COONa :

$$CH_3COONa(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

$$Na^+(aq) + H_2O(l) \not\rightleftharpoons$$

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

$$K = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-][H_2O]}$$

$$K[H_2O] = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

Karena $[CH_3COOH] = [OH^-]$, maka :

$$K_h = \frac{[OH^-]^2}{[CH_3COO^-]} \Rightarrow [OH^-]^2 = K_h[CH_3COO^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_h[CH_3COO^-]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_h[garam]}$$

$$pOH = -\log\sqrt{K_h[garam]}$$

Ingat ! bahwa :

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K[H_2O] = [H^+][OH^-]$$

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

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} \times \frac{[H^+]}{[H^+]}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-][H^+]} \times [OH^-][H^+]$$

$$K_h = \frac{1}{K_a} K_w$$

Oleh karena itu,

$$\boxed{pOH = -\log \sqrt{\frac{K_w}{K_a}[garam]}}$$

Banyaknya garam yang telah mengalami hidrolisa, ditentukan dengan derajat hidrolisis (α) dan dapat ditentukan dengan cara sebagai berikut ini:

	$CH_3COO^-(aq)$	$+ H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$CH_3COOH(aq)$	$+ OH^-(aq)$
Mula-mula:	a mol	a mol		-	-
Zat terhidrolisis :	aα	∞ aα		∞ aα	∞ aα
Sisa :	a – aα			aα	aα

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{a\alpha.a\alpha}{a(1-\alpha)} = \frac{a\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$Kh = a\,\alpha^2 \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{Kh}{Gr}} \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{Kw}{KaxGr}}$$

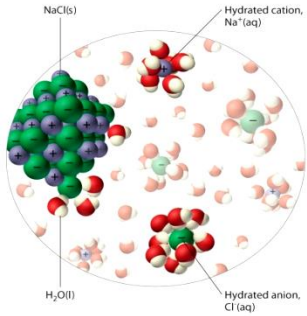
2. Hidrolisis garam dari asam kuat dan basa lemah

Contoh garam dari asam kuat dan basa lemah adalah NH_4Cl. Reaksi ionisasi NH_4Cl

$NH_4Cl\ (aq) \rightleftarrows Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$

$Cl^-(aq) + H_2O(l) \not\rightarrow$

$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows NH_4OH(aq) + H^+(aq)$



$$K = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+][H_2O]}$$

$$K[H_2O] = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]}$$

$$K_h = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]}$$

Karena $[NH_4OH] = [H^+]$, maka :

$$K_h = \frac{[H^+]^2}{[NH_4^+]} \Rightarrow [H^+]^2 = K_h[NH_4^+]$$

$$[H^+] = \sqrt{K_h[NH_4^+]}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_h[garam]}$$

$$pH = -\log\sqrt{K_h[garam]}$$

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K[H_2O] = [H^+][OH^-]$$

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

$$K_h = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4{}^+]} \times \frac{[OH^-]}{[OH^-]}$$

$$K_h = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4{}^+][OH^-]} \times [OH^-][H^+]$$

$$K_h = \frac{1}{K_b} K_w$$

Oleh karena itu,

$$pH = -\log \sqrt{\frac{K_w}{K_b}[garam]}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{Kh}{Gr}}$$

f. Hidrolisis garam dari asam lemah dan basa lemah

Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah mengalami hidrolisis total (kation dan anion). Adapun pH larutan, secara kuantitatif sukar dikaitkan dengan harga K_a dan K_b maupun dengan konsentrasi garam.

Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah dalamair mengalami hidrolisis total. Karena kedua komponen garam ,anion(ion negatif/ion asam) dan kation(ion positif/ion basa) keduanya akan terhidrolisis bila di reaksikan dengan air. Maka Garam yang tersusun dari asam lemah dan basa lemah akan "mengalami hidrolisis total(sempurna)". Yaitu, kation dan anionya terhidrolisis. Garam tersebut bila direaksikan dengan air akan menghasilkan senyawa asam lemah dan basa lemah. Sifat Asam, basa, atau Netral garam yang tersusun dari asam lemah dan basa lemah bergantung pada Nilai pH.

Nilai pH bergantung pada Ka (tetapan ionisasi asam lemah) dan Kb (tetapan ionisasi basa lemah).

a. Bila Ka > Kb maka, (H+) > (OH-) dan maka nilai pH < 7 dan sifat larutan adalah Asam.
b. Bila Ka = Kb maka, (H+) = (OH-) dan maka nilai pH = 7 dan sifat larutan adalah Netral.
c. Bila Ka < Kb maka, (H+) < (OH-) dan maka nilai pH > 7 dan sifat larutan adalah Basa.

Contoh;

Garam CH_3COONH_4 yang tersusun dari CH_3COOH (asam lemah) dan NH_4OH (basa lemah), harga pH tergantung Ka dan Kb

Reaksi:

$CH_3COONH_4 \rightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$

CH_3COO^- dan NH_4^+ akan terhidrolisis.

$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$

Adanya ion H^+ dan OH^- menunjukan bahwa larutan garam tersebut "Terhidrolisis Total(sempurna)"

pH larutan yang tepat hanya dapat ditentukan melalui pengukuran. pH larutan dapat diperkirakan dengan rumus:

$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$

$$K = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [CH_3COO^-]\ [H_2O]} \qquad K[H_2O] = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [CH_3COO^-]}$$

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [CH_3COO^-]}$$

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [CH_3COO^-]} x \frac{[OH^-]}{[OH^-]}$$

$$Kb = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [OH^-]} \qquad Ka = \frac{[CH_3COOH]}{[H^+]\ [CH_3COO^-]}$$

dan

Maka diperoleh:

$$Kh = \frac{Kw}{Ka \quad x \quad Kb}$$

	CH_3COO^-	+ NH_4^+	+ H_2O ⇌	CH_3COOH	+ NH_4OH
Mula-mula:	**a mol**	**a mol**	**-**	**-**	**-**
Bereaksi :	**a α**	∞ **a α**	∞	**a α**	∞ **a α**
Sisa :	**a (1 – α)**	**a(1 - α)**		**a α**	**a α**

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4{}^+]\ [CH_3COO^-]} = \frac{a\alpha.a\alpha}{a(1-\alpha).a(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)^2}$$

$$\sqrt{Kh} = \frac{\alpha}{(1-\alpha)}$$

$$\alpha = \sqrt{Kh} - \sqrt{Kh}..\alpha$$

$$\alpha + \sqrt{Kh}.\alpha = \sqrt{Kh}$$

$$\alpha(1+\sqrt{Kh}) = \sqrt{Kh}$$

Dihasilkan rumus;

$$\alpha = \frac{\sqrt{Kh}}{1+\sqrt{Kh}}$$

a. Menentukan pH Hidrolisis Garam

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [CH_3COO^-]}$$

$[CH_3COOH] = (NH_4OH]$

dan $[CH_3COO^-] = (NH_4^+]$

Maka:

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]^2}{[CH_3COO^-]^2}$$

Sehingga dikalikan dengan $[H^+]$, diperoleh:

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]^2}{[CH_3COO^-]^2} x \frac{[H^+]^2}{[H^+]^2}$$

$$Kh = \frac{1}{Ka^2} \frac{[H^+]^2}{}$$

$$Kh.Ka^2 = [H^+]^2$$

Dihasilkan rumus:

$$[H^+] = Ka\ x \sqrt{Kh}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw\ x\ Ka}{Kb}}$$

atau

$$[H^+] = Ka\ x \sqrt{\frac{Kw}{Ka.Kb}}$$

b. Menentukan pOH Hidrolisis Garam

$$Kh = \frac{[CH_3COOH]\ [NH_4OH]}{[NH_4^+]\ [CH_3COO^-]}$$

$[CH_3COOH] = (NH_4OH]$

dan $[CH_3COO^-] = (NH_4^+]$

Maka:

$$Kh = \frac{[NH_4OH]^2}{[NH_4^+]^2}$$

Sehingga dikalikan dengan $[OH^-]$, diperoleh

$$: \quad Kh = \frac{[NH_4OH]^2}{[NH_4^+]^2} X \frac{[OH^-]^2}{[OH^-]^2}$$

$$Kh = \frac{1}{Kb^2} \frac{[OH^-]^2}{}$$

$$Kh.Kb^2 = [OH-]^2$$

Dihasilkan rumus: $[OH^-] = Kb \ x \sqrt{Kh}$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{Kw \ x \ Kb}{Ka}} \quad \text{atau} \quad [OH^-] = Kb \ x \sqrt{\frac{Kw}{Ka.Kb}}$$

Sifat larutan bergantung pada kekuatan relatif asam dan basa yang bersangkutan. Jika asam lebih lemah daripada basa ($K_a < K_b$), maka anion akan terhidrolisis lebih banyak dan larutan akan bersifat basa. Jika basa lebih lemah daripada asam ($K_b < K_a$), maka kation akan terhidrolisis lebih banyak dan larutan akan bersifat asam. Sedangkan jika asam sama lemahnya dengan basa ($K_a = K_b$), maka larutan akan bersifat netral.

Type of Salt	Examples	Ions That Undergo Hydrolysis	pH of Solution
Cation from strong base; anion from strong acid	NaCl, KI, KNO_3, RbBr, $BaCl_2$	None	≈ 7
Cation from strong base; anion from weak acid	CH_3COONa, KNO_2	Anion	> 7
Cation from weak base; anion from strong acid	NH_4Cl, NH_4NO_3	Cation	< 7
Cation from weak base; anion from weak acid	NH_4NO_2, CH_3COONH_4, NH_4CN	Anion and cation	< 7 if $K_b < K_a$ ≈ 7 if $K_b \approx K_a$ > 7 if $K_b > K_a$
Small, highly charged cation; anion from strong acid	$AlCl_3$, $Fe(NO_3)_3$	Hydrated cation	< 7

g. Penggunaan Hidrolisis

Dalam kehidupan sehari-hari, peristiwa hidrolisis terjadi pada :

1. proses penjernihan air dengan tawas. Ion Al^{3+} bereaksi dengan air menghasilkan $Al(OH)_3$ dan ion H^+. $Al(OH)_3$ membentuk endapan dan pada proses pembentukan endapan itu membawa serta partikel-partikel lumpur yang telah dikoagulasikan untuk mengendap.

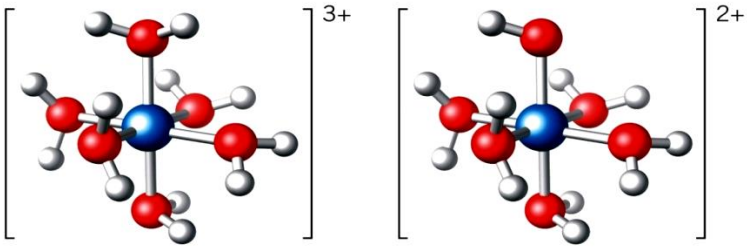
2. Peristiwa hidrolisis lainnya adalah pada proses pencernaan makanan dalam tubuh manusia dan hewan, misalkan hidrolisis amilum menjadi glukosa, hidrolisis protein menjadi asam amino, hidrolisis trigliserida menjadi asam lemak dan gliserol.

LATIHAN SOAL HIDROLISIS GARAM

1. Larutan garam CH_3COONa 0,1 M mengalami hidrolisis menurut reaksi

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

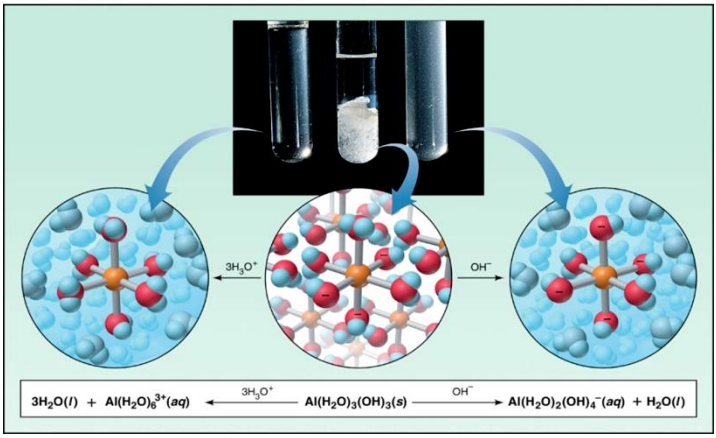
   Jika harga Kw = 10^{-14} dan Ka CH_3COOH = 10^{-5} maka pH larutan garam tsb
2. Sebanyak 10 mL larutan CH_3COOH 0,01 M (Ka = 1,7 x10^{-5}) direaksikan dengan 10 mL larutan KOH 0,01 M. Hitung pH campuran
3. α larutan 0,1 M NaCN = 5%. Tentukan untuk larutan 0,1 M NH_4CN , Kb = 10^{-5}
   a. α b. pH
4. Pada reaksi 50 ml 0,1 M $NH_4$0H dengan 100 ml HCL 0,5 M dihasilkan lar dengan pH = 3 -log 2 . Hitung pH lar 0,1 M ($NH_4)_2SO_4$.
5. Larutan 0,1M NH_4 Z = 5 % mempunyai pH = 5 - log 4. Hitung untuk larutan 0,1 M Na Z Jika HZ asam lemah
   a. α dari NaZ
   b. pH dari NaZ
6. α larutan 0,1 M NH_4CN = 4% dan pH = 6 - log 2.
   Hitung
   a. untuk larutan 0,1 M Amonium hidroksida
   b. pH larutan 0,1 M Amonium hidroksida
7. Pada reaksi campuran 100 mL larutan Amonia 0,5 M dengan 250 mL larutan asam sulfat 0,1M dihasilkan larutan dengan pH = 3 + log 5. Tentukan:
   a. derajat hidrolisa dan
   b. pH larutan Amonium Klorida 1,5 M.



$Al(H_2O)_6^{3+}$ $Al(H_2O)_5(OH)^{2+}$

(*a*) (*b*)

Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.



KELARUTAN & HASIL KALI KELARUTAN

A. Standar Kompetensi

Memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran dan tetapannya.

B. Kompetensi Dasar

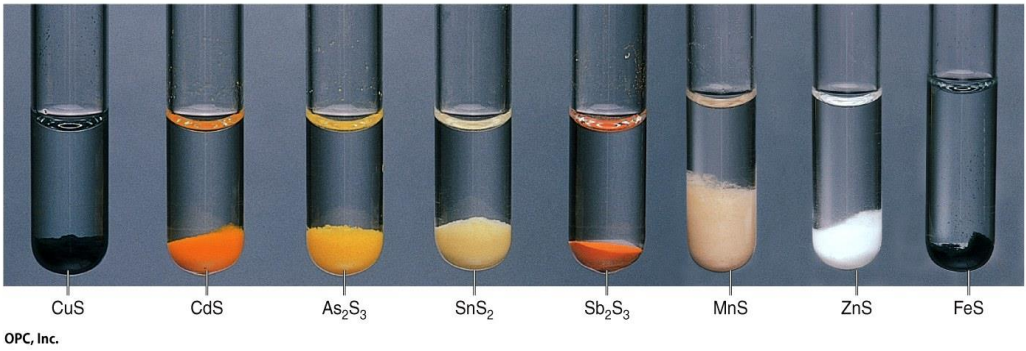
Memprediksi terbentuknya endapan dari suatu reaksi berdasarkan prinsip kelarutan dan hasil kali kelarutan.

C. Tujuan Pembelajaran

Setelah selesai kegiatan pembelajaran, diharapkan siswa dapat:

- Menjelaskan kesetimbangan dalam larutan jenuh atau larutan garam yang sukar larut
- Menghubungkan tetapan hasil kali kelarutan dengan tingkat kelarutan atau pengendapannya
- Menuliskan ungkapan berbagai Ksp elektrolit yang sukar larut dalam air
- Menghitung kelarutan suatu elektrolit yang sukar larut berdasarkan data harga Ksp atau sebaliknya
- Menjelaskan pengaruh penambahan ion senama dalam larutan
- Menentukan pH larutan dari harga Ksp-nya
- Memperkirakan terbentuknya endapan berdasarkan harga Ksp

Garam yang Mudah Larut dan Sukar Larut

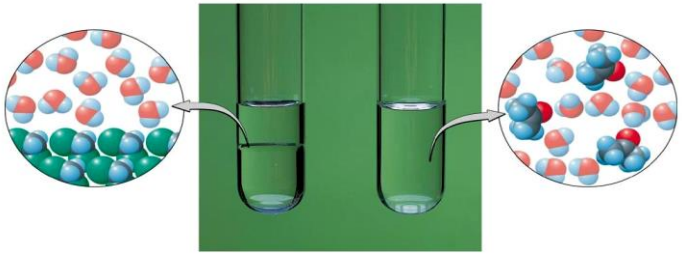


No	Senyawa	Umumnya	Kecuali
1.	Hidroksida, OH^-	Sukar larut	Semua basa logam alkali,$Ca(OH)_2$,$Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$
2.	Nitrat, NO_3^-	Mudah larut	-
3.		Mudah larut	-

4.	Asetat,	Mudah larut	AgCl, Hg_2Cl_2, $PbCl_2$, dan CuCl
5.	CH_3COO^-	Mudah larut	$BaSO_4$, $SrSO_4$, dan $PbSO_4$
6.	Klorida, Cl^-	Sukar larut	Na_2CO_3, K_2CO_3, dan $(NH_4)_2CO_3$
7.	Sulfat, SO_4^{2-}	Sukar larut	Na_3PO_4, K_3PO_4, dan $(NH_4)_3PO_4$
8.	Karbonat, CO_3^{2-} Fosfat, PO_4^{3-} Sulfida, S^{2-}	Sukar larut	Semua sulfida dari unsur golongan IA dan IIA (kecuali Be), $(NH_4)_2S$
9..	Natrium, Kalium, dan Amonium	Mudah larut	-

1. Kelarutan

Bayangkan apabila kita menambahkan satu sendok teh kristal natrium klorida ke dalam segelas air kemudian diaduk, Kristal tersebut larut bukan? Atau ketika kita ingin membuat teh manis, saat menambahkna gula ke dalam air, gula tersebut juga larut bukan? Dan bagaimana apabila Kristal NaCl (garam) atau gula ditambahkan terus menerus? Apakah akan selalu dapat larut? Ternyata tidak. Pada suatu saat, larutan akan menjadi jenuh dan garam/gula tidak dapat larut lebih banyak lagi.Istilah **kelarutan** (solubility) digunakan untuk menyatakan jumlah maksimum zat yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut.



©Houghton Mifflin Company. All rights reserved.

Larutan dapat dibedakan menjadi 3 jenis yaitu :

- **Larutan jenuh.**

Adalah suatu keadaan ketika suatu larutan telah mengandung suatu zat terlarut dengan konsentrasi maksimum.

- **Larutan kurang jenuh.**
  Adalah larutan yang masih dapat melarutkan zat terlarut.
- **Larutan lewat jenuh.**
  Larutan yang sudah tidak dapat lagi melarutkan zat terlarut, sehingga menyebabkan terbentuknya endapan.

Kelarutan zat dalam suatu pelarut dipengaruhi oleh 3 hal yaitu :

a) Jenis Zat Terlarut

Setiap zat mempunyai harga kelarutan yang berbeda-beda pada suatu pelarut. Pada umumnya, semua senyawa ion dan asam mudah larut dalam air kecuali beberapa asam berikut ini : H_2S, H_2SiO_3, H_3AsO_4 dan H_3SbO_4.

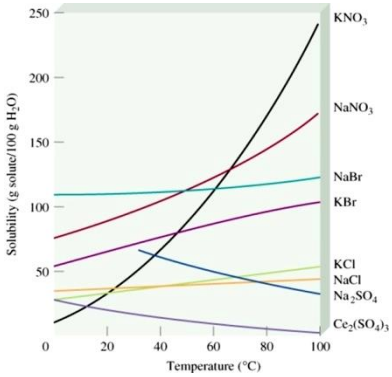
b) Jenis Zat Pelarut

Pelarut dibedakan menjadi 2 yaitu : pelarut polar dan non polar.
Pada umumnya, senyawa polar mudah larut dalam pelarut polar dan senyawa non polar mudah larut dalam pelarut non polar.

Contoh pelarut polar : H_2O dan NH_3 cair.
Contoh pelarut non polar : C_6H_6 (benzena), minyak dan eter.

c) Suhu.

Pada suhu yang semakin tinggi, umumnya suatu zat akan semakin mudah larut. Adanya kalor menyebabkan semakin renggangnya jarak antar partikel zat padat tersebut. Akibatnya, kekuatan gaya antar partikel tersebut menjadi lemah sehingga partikel tersebut mudah terlepas oleh adanya gaya tarik molekul-molekul air (pelarut).Kelarutan berbagai jenis zat serta pengaruh suhu terhadap kelarutan diberikan pada grafik di bawah ini:



Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved. Photo: Andy Washnik

2. Pengertian Kelarutan

Zat elektrolit yang sukar larut dalam air, pada keadaan jenuh akan membentuk kesetimbangan dinamis antara ion-ion yang terlarut dan zat padat yang mengendap. Kesetimbangan ini disebut **kesetimbangan larutan.** *Kemampuan melarut suatu zat di dalam sejumlah pelarut pada suhu dan tekanan tertentu disebut* **kelarutan (solubility).**

3. Satuan Kelarutan

Untuk zat yang tergolong mudah larut, kelarutannya dinyatakan dalam gram per 100 gram air. Namun, untuk zat yang tergolong sukar larut, kelarutannya dinyatakan dalam mol L^{-1}, sama dengan kemolaran.Contoh: Kelarutan AgCl dalam air sebesar 1×10^{-5}

Contoh soal:

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

Jawab:

Kelarutan = molaritas larutan jenuh;

Jadi, yang harus dilakukan adalah menentukan jumlah mol zat terlarut, kemdian menentukan kelarutan dengan rumus tersebut.

Jumlah mol Ag_2CrO_4 = $4{,}35 \times 10^{-3}$ g/33 g mol^{-1} = $1{,}31 \times 10^{-5}$

S = n/v = $1{,}31 \times 10^{-5}$ mol / 0,1 L = $1{,}31 \times 10^{-4}$ M

4. Pengertian Hasil Kali Kelarutan

Apabila kamu melarutkan kapur ke dalam air sedikit demi sedikit, awalnya kapur larut dalam air. Tetapi lama kelamaan kapur yang ditambahkan tidak bisa larut lagi. Keadaan pada saat zat pelarut sudah tidak mampu lagi melarutkan zat yang ditambahkan disebut *keadaan jenuh*. Seluruh zat terlarut elektrolit akan terionisasi membentuk ion-ionnya. Pada keadaan jenuh terjadi kesetimbangan heterogen antara padatan dan ion-ion yang terlarut. Hal tersebut dapat dilihat pada reaksi berikut:

$$Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

5. Tetapan Hasil Kali Kelarutan

Perak Kromat (Ag_2CrO_4) merupakan contoh garam yang sukar larut dalam air. Jika kita memasukkan 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), 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 ion-ionnya. Kesetimbangan itu terjadi antara zat padat tak larut dengan ion-ionnya. Kesetimmbangan dalam larutan jenuh perak kromat adalah

$$Ag_2CrO_{4(s)} \leftrightarrow 2Ag^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Gambar : dalam larutan jenuh garam atau basa, terdapat kesetimbangan antara zat padat tak larut dengan ion-ionnya.

Tetapan kesetimbangan dari kesetimbangan antara garam atau basa yang sedikit larut disebut **tetapan hasil kali kelarutan** (*solubility product constant*) dan dinyatakan

dengan lambang Ksp. Persamaan tetapan hasil kali kelarutan untuk Ag_2CrO_4, sesuai dengan persamaan adalah:

$$Ksp = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

Secara umum, persamaan kesetimbangan larutan garam $A_xB_{y\,(s)}$ sebagai berikut

$$A_xB_{y\,(s)} \leftrightarrow xA^{y+}_{(aq)} + {}_yB^{x-}_{(aq)}$$

Kelarutan s M x.s y.s

Maka : Ksp. AxBy = $[A^{+y}]^x [B^{-x}]^y$

$= (\chi\, s)^{\chi} (y\, s)^y$

$= \chi^{\chi} . y^y \; s^{(x+y)}$

$$S = \sqrt[x+y]{\frac{Ksp}{(x)^x (y)^y}}$$

x dan y adalah koefisien dari ion-ion.

Perumusan Ksp lebih diperuntukkan bagi zat elektrolit berupa garam dan basa sukar larut. Contoh garam dan basa yang sukar larut, serta nilai Ksp-nya pada suhu 25^0C.

6. Hubungan Kelarutan (s) dan Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Perhatikan kembali kesetimbangan yang terjadi dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4

$$Ag_2CrO_{4(s)} \leftrightarrow 2Ag^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Konsentrasi kesetimbangan ion Ag^+ dan ion CrO_4^{2-}

Dalam larutan jenuh dapat dikaitkan dengan kelarutan Ag_2CrO_4 yaitu sesuai dengan stoikiometri reaksi (perbandingan koefisien 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.

$$Ag_2CrO_{4(s)} \leftrightarrow 2Ag^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

s 2s s

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

$Ksp = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}] = (2s)^2 (s) = 4s^3$

Secara umum, hubungan antara kelarutan (s) dengan tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) untuk elektrolit A_xB_y dapat dinyatakan

$$A_xB_{y\,(s)} \leftrightarrow xA^{y+}_{(aq)} + yB^{x-}_{(aq)}$$
$$s \qquad xs \qquad ys$$

Ada 3 cara untuk menentukan hubungan antara kelarutan (**s**) dengan tetapan hasil kali kelarutan (**Ksp**) yaitu :

a. Menuliskan persamaan reaksi kesetimbangannya
b. Menentukan hubungan antara konsentrasi ion-ion dengan kelarutan berdasarkan koefisien reaksinya.
c. Menentukan hubungan antara Ksp dengan kelarutan (**s**) berdasarkan persamaan tetapan hasil kali kelarutan.

Keterangan :
Besarnya nilai Ksp suatu zat bersifat tetap pada suhu yang tetap.

Table 16.3 Relationship between K_{sp} and Molar Solubility (s)

Compound	K_{sp} Expression	Cation	Anion	Relation between K_{sp} and s
$AgCl$	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{sp} = s^2;\ s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
$BaSO_4$	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{sp} = s^2;\ s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag_2CO_3	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{sp} = 4s^3;\ s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF_2	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{sp} = 4s^3;\ s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
$Al(OH)_3$	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{sp} = 27s^4;\ s = \left(\frac{K_{sp}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{sp} = 108s^5;\ s = \left(\frac{K_{sp}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$

7. Pengaruh Ion Senama Terhadap Kelarutan

Sebelumnya, kita telah membahas tentang kelarutan suatu senyawa di dalam air murni. Lalu bagaimana kelarutan suatu senyawa tersebut di dalam senyawa lain yang memiliki ion yang sejenis?

Dalam larutan Na_2CrO_4 yang ditambahkan dengan kritalAg_2CrO_4, terdapat pelarut perak kromat (Ag_2CrO_4) dalam air dan dalam larutan Na_2CrO_4. Jika Ag_2CrO_4 maka satu-satunya sumber ion Ag^+dan ion CrO_4^{2-} berasal dari padatan Ag_2CrO_4. Sementara

jika Ag_2CrO_4 dilarutkan dalam larutan Na_2CrO_4, maka ion CrO_4^{2-} berasal dari Ag_2CrO_4 dan Na_2CrO_4. Dalam hal ini Ag_2CrO_4 dengan Na_2CrO_4 memiliki ion senama yaitu CrO_4^{2-}.

Lalu, bagaimanakah pengaruh ion senama tersebut terhadap kelarutan suatu elektrolit? Marilah kita perhatikan larutan jenuh Ag_2CrO_4. Apakah yang bakan terjadi apabila ke dalam larutan jenuh itu kita tambahkan Na_2CrO_4 atau $AgNO_3$? Seperti yang telah kita ketahui, dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 terdapat kesetibangan antara Ag_2CrO_4 padat dengan ion-ion Ag^+ dan CrO_4^{2-}.

$Ag_2CrO_{4(s)} \leftrightarrow 2Ag^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$

Penambahan Na_2CrO_4 atau $AgNO_3$ akan memperbesar konsentrasi ion CrO_4^{2-} atau ion Ag^+ dalam larutan. Sesuai dengan azas kelarutan Le Chatelier tentang pergeseran kesetimbangan, penambahan konsentrasi ion CrO_4^{2-} atau ion Ag^+ akan menggeser kesetimbangan persamaan diatas ke kiri. Akibat dari pergeseran itu, jumlah Ag_2CrO_4 yang larut berkurang. Jadi, dapat disimpulkan bahwa ion senama akan memperkecil kelarutan. Akan tetapi, ion senama tidak mempengaruhi nilai tetapan hasl kali kelarutan, asal suhu tidak berubah. Untuk mengetahui pengaruh kuantitatif ion senama pada kelarutan,

Contoh soal:

Kelarutan Ag_2CrO_4 dalam air murni yaitu 8,43 x 10^{-5}mol L^{-1} pada 25ºC. tentukanlah kelarutan Ag_2CrO_4 (K_{sp} Ag_2CrO_4 = 2,4 x 10^{-12}) itu dalam:

1. Larutan $AgNO_3$ 0,1 M
2. Larutan K_2CrO_4 0,1 M

Jawab:

1. Kelarutan Ag_2CrO_4 dalam larutan $AgNO_3$ 0,1 M

   Larutan $AgNO_3$ 0,1 M mengandung 0,1 M ion Ag^+dan 0,1 M ion NO_3^-.

   $AgNO_{3\,(aq)} \rightarrow Ag^+{}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

   0,1 M 0,1 M 0,1 M

   Jika ke dalam larutan ditambahkan Ag_2CrO_4 padat, maka Kristal itu akan larut hngga larutan jenuh. Misal kelarutan Ag_2CrO_4 = *s* mol L^{-1}, maka konsentrasi ion CrO_4^{2-} yang dihasilkan = *s* mol L^{-1} dan ion Ag^+ = 2*s* mol L^{-1}.

   $Ag_2CrO_{4(s)} \leftrightarrow 2Ag^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$

   s 2*s* *s*

   jadi, konsentrasi total ion Ag^+ = 0,1 + 2*s* mol L^{-1}. Oleh karena nilai *s* relative kecil, yaitu lebih kecil dari kelarutannya dalam air (*s*< 8,43 x 10^{-5}), maka konsentrasi ion

Ag^+ dapat dianggap = 0,1 mol L^{-1} (0,1 + 2*s* 0,1). Dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 berlaku:

$[Ag^+]^2\ [CrO_4^{2-}) = K_{sp}Ag_2CrO_4$

$(0.1)^2\quad (s)\quad = 2,4 \times 10^{-12}$

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

jadi, kelarutan Ag_2CrO_4 dalam larutan $AgNO_3$ 0,1 M = $2,4 \times 10^{-10}$ mol L^{-1}
kira-kira, 351 ribu kali lebih kecil dibandingkan kelarutannya dalam air murni.

8. Pengaruh pH terhadap Kelarutan

Tingkat keasaman larutan (pH) dapat mempengaruhi kelarutan berbagai jenis zat. Suatu basa umumnya lebih larut dalam larutan yang bersifat asam, dan sebaliknya lebih sukar larut dalam larutan yang bersifat basa. Garam-garam yang berasal dari asam lemah akan lebih mudah larut dalam larutan yang bersifat asam kuat.

9. pH dan Kelarutan Basa

sesuai dengan efek ion senama, suatu basa akan lebih sukar larut dalam larutan yang bersifat basa daripada larutan netral.

Contoh:

Diketahui Ksp $Mg(OH)_2 = 2 \times 10^{-12}$. Tentukan kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam :

a) Aquades

b) Larutan dengan pH = 12

Jawaban :

a) Kelarutan dalam aquades.

Ksp $= [\ Mg^{2+}\ ]\ .\ [\ OH^-\ ]^2$

$2 \times 10^{-12} = (\ s\ )\ .\ (\ 2s\ )^2 = 4s^3$

Jadi kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam aquades = $7,94 \times 10^{-5}$ mol/L.

b) Kelarutan dalam larutan dengan pH = 12.

pH = 12

pOH = 14 – 12 = 2

$[\ OH^-\ ] = 10^{-2}$ M

Ksp $= [\ Mg^{2+}\ ]\ .\ [\ OH^-\ ]^2$

$2 \times 10^{-12} = (\ s\ )\ .\ (\ 10^{-2}\ )^2$

$2 \times 10^{-12} = 10^{-4}$ s

s = 2×10^{-8} M

Jadi kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam larutan dengan pH = 12 adalah 2 x 10^{-8} M

10. pH dan Kelarutan Garam

Kalsium karbonat ($CaCO_3$) sukar larut dalam air, tetapi larut dalam larutan HCl. Fakta ini dapat diterangkan sebagai berikut.Dalam larutan jenuh $CaCO_3$ terdapat kesetimbangan sebagai berikut.

$CaCO_{3(s)} \leftrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

Dalam larutan asam, ion CO_3^{2-} akan diikat oleh ion H^+membentuk HCO_3^- atau H_2CO_3. H_2CO_3 selanjutnya akan terurai membentuk CO_2 dan H_2O. hal ini akan menggeser kesetimbangan di atas ke kanan atau dengan kata lain' menyebabkan $CaCO_3$ melarut.

a. Reaksi kesetimbangan kalsium karbonat sebagai berikut:

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

Saat asam kuat ditambahkan ke kalsium karbonat, ion hidrogen (H^+) bereaksi dengan ion karbonat.

$CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_2O\ (l)$

$HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow H_2CO_3\ (aq) + H_2O(l) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$

Gelembung-gelembung gas karbon dioksida akan timbul saat kalsium karbonat larut.

b. Senyawa $Cu(OH)_2$ larut jika ditambahkan HCl.

$Cu(OH)_2\ (s) \rightleftharpoons Cu^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

$H_3O^+(aq) + OH^-\ (aq) \longrightarrow 2H_2O(l)$

c. Garam-garam berikut lebih kuat dalam larutan asam daripada dalam air.

$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$

$F^-(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow HF\ (aq) + H_2O\ (l)$

Kelarutan garam CaF_2 dapat dipengaruhi oleh pH. Jika pH diturunkan maka konsentrasi ion OH^- akan berkurang sehingga kelarutan akan meningkat karena kesetimbangan bergeser ke kanan. Jika pH dinaikkan maka konsentrasi ion OH^- akan

bertambah sehingga kelarutan akan menurun karena kesetimbangan bergeser ke kiri. Oleh karena itu, garam CaF_2 akan lebih larut dalam larutan asam (pH rendah) daripada dalam air.

11. Reaksi Pengendapan

Kita dapat mengeluarkan suatu kelarutan ion dari larutannya melalui reaksi pengendapan. Misalnya, ion kalsium (Ca^{2+}) dapat dikeluarkan dengan menambahkan larutan Na_2CO_3. Dalam hal ini, ion Ca^{2+} akan bergabung dengan ion karbonat (CO_3^{2-}) membentuk $CaCO_3$, suatu garam yang sukar larut, sehingga mengendap.

$$Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$$

Contoh lainnya yaitu mengendapkan ion Cl^- dari air laut dengan menambahkan larutan perak nitrat ($AgNO_3$). Ion Cl^- akan bergabung dengan ion Ag^+ membentuk AgCl yang sukar larut.

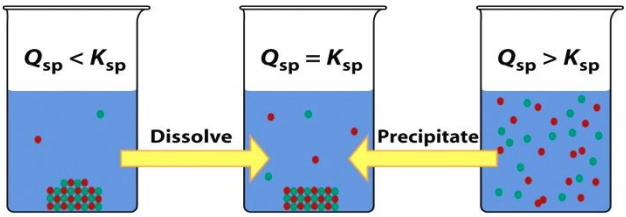
$$Cl^-_{(aq)} + Ag^+_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}$$

Lalu, apakah endapan AgCl terbentuk begitu ada ion Ag^+ memasuki larutan? Kita ingat kembali bahwa AgCl dapat larut dalam air, meskipun dalam jumlah yang sangat sedikit. Artinya, ion Ag^+ dan ion Cl^- dapat berada bersama-sama dalam larutan hingga larutan jenuh, yaitu sampai hasil kali $[Ag^+][Cl^-]$ sama dengan nilai K_{sp} AgCl. Apabila penambahan ion Ag^+ dilanjutkan hingga hasil kali $[Ag^+]$ $[Cl^-] > K_{sp}$ AgCl, maka kelebihan ion Ag^+ dan ion Cl^- akan bergabung membentuk endapan AgCl. Jadi, pada penambahan larutan Ag^+ ke dalam larutan Cl^- dapat terjadi:

$[Ag^+][Cl^-] < K_{sp}$ AgCl = larutan belum jenuh
$[Ag^+][Cl^-] = K_{sp}$ AgCl = larutan tepat jenuh
$[Ag^+][Cl^-] > K_{sp}$ AgCl = terjadi pengendapan

Hasil kali konsentrasi seperti dirumuskan dalam rumus tetapan kesetimbangan (bukan konsentrasi setimbang) disebut *Q*. jadi secara umum, apakah keadaan suatu larutan belum jenuh, jenuh, atau terjadi pengendapan, dapat ditentukan dengan memeriksa nilai Q_c-nya dengan ketentuan:

$Q_c < K_{sp}$, larutan belum jenuh
$Q_c = K_{sp}$, larutan tepat jenuh
$Q_c > K_{sp}$, terjadi pengendapan



Contoh soal :

Sebanyak 100 mL larutan NaCl 0,02 M dicampur dengan 100 mL larutan $Pb(NO_3)_2$ 0,2 M. Tentukan dengan suatu perhitungan, apakah dari reaksi tersebut akan terbentuk endapan $PbCl_2$?

(Ksp $PbCl_2$ = 1,7 x 10^{-5})

Jawaban :

Untuk menentukan apakah terbentuk endapan $PbCl_2$ atau tidak, maka dilakukan dengan cara membandingkan harga Qsp dengan Ksp-nya.Oleh karena : harga **Qsp < Ksp** = 10^{-5}< (1,7 x 10^{-5}), maka dari hasil reaksi tersebut <u>belum menghasilkan</u> endapan $PbCl_2$.Selain memberikan informasi tentang kelarutan, harga Ksp dapat digunakan untuk mempertimbangkan pemisahan zat dalam campuran dengan cara pengendapan selektif.

Contoh soal :

Suatu larutan mengandung ion Mg^{2+} dan Mn^{2+} dengan konsentrasi masing-masing 0,1 M. Kedua ion tersebut akan dipisahkan dengan cara menambahkan larutan amonia. Tentukan dengan perhitungan, berapa pH larutan agar ion Mn^{2+} dapat mengendap sebagai $Mn(OH)_2$, sedangkan ion Mg^{2+} tetap berada dalam larutan? (Ksp $Mg(OH)_2$ = 1,8 x 10^{-11} dan Ksp $Mn(OH)_2$ =1,9 x 10^{-13})

Jawaban :

Ksp $Mn(OH)_2$< Ksp $Mg(OH)_2$, artinya : $Mn(OH)_2$ lebih mudah mengendap daripada $Mg(OH)_2$.

Maka, kita tentukan [OH^-] dari $Mg(OH)_2$ terlebih dulu (karena $Mg(OH)_2$ lebih sulit mengendap daripada $Mn(OH)_2$)

Dalam larutan terdapat :

Ion Mg^{2+} = 0,1 M

Ion Mn^{2+} = 0,1 M

Larutan jenuh $Mg(OH)_2$ akan terbentuk jika :

[Mg^{2+}] . [OH^-]^2 = Ksp $Mg(OH)_2$

$(0,1) . [OH^-]^2 = 1,8 \times 10^{-11}$

$[OH^-]^2 = 1,8 \times 10^{-10}$

Pada pH = 9,13 tersebut ion Mg^{2+}**belum mengendap** sebagai $Mg(OH)_2$, sebab pada pH tersebut besarnya **Qsp = Ksp**-nya dan baru **terbentuk larutan jenuh** $Mg(OH)_2$

Keberadaan ion Mn^{2+} dalam larutan digunakan untuk menentukan apakah sudah terbentuk endapan $Mn(OH)_2$ atau belum.

$[Mn^{2+}] = 0,1$ M (diketahui di soal)

$[OH^-] = 1,34 \times 10^{-5}$ M (hasil perhitungan di atas atau saat pH-nya = 9,13)

$$Qsp\ Mn(OH)_2 = [Mn^{2+}] . [OH^-]^2$$

$$Qsp\ Mn(OH)_2 = (0,1) . (1,34 \times 10^{-5})^2 = 1,8 \times 10^{-11}$$

Oleh karena **$Qsp\ Mn(OH)_2 > Ksp\ Mn(OH)_2 = 1,8 \times 10^{-11} > 1,9 \times 10^{-13}$**, maka **terbentuk endapan** $Mn(OH)_2$.Jadi pada pH = 9,13 ion Mn^{2+} sudah mengendap sebagai $Mn(OH)_2$ sedangkan ion Mg^{2+} tetap sebagai larutan.Oleh karena itu kedua ion tersebut dapat terpisah setelah dilakukan penyaringan.

12. Manfaat dan Fungsi Tetapan Hasil Kali Kelarutan (Ksp)

- Ksp suatu senyawa ion yang sukar larut dapat digunakan untuk memberikan informasi tentang kelarutan senyawa tersebut dalam air.
- **Semakin besar harga Ksp** suatu zat, maka zat tersebut akan **semakin mudah larut**.
- Harga Ksp suatu zat juga dapat digunakan untuk meramalkan terjadi tidaknya endapan suatu zat tersebut jika 2 larutan yang mengandung ion-ion dari senyawa yang sukar larut, dicampurkan.
- Untuk meramalkan terjadi tidaknya endapan suatu senyawa A_mB_n, jika larutan yang mengandung ion A^{n+} dan ion B^{m-} dicampurkan maka digunakan **konsep hasil kali ion** (**Q_{sp}**).

$$\mathbf{Q_{sp}\ A_mB_n = [A^{n+}]^m . [B^{m-}]^n}$$

- Jika $Q_{sp} <$ Ksp maka belum terbentuk larutan jenuh maupun endapan A_mB_n
- Jika Q_{sp} = Ksp maka terbentuk larutan jenuh A_mB_n
- Jika $Q_{sp} >$ Ksp maka terbentuk endapan A_mB_n

13. Kegunaan Kelarutan dalam Kehidupan

Dalam mengungkap suatu kasus kejahatan, polisi sering kali menggunakan sidik jari yang diperoleh dari tempat kejadian. Proses untuk mendapatkan sidik jari tersebut

menggunakan prinsip kelarutan zat.Sewaktu tersangka tindak kejahatan memegang suatu benda, salah satu zat yang ditinggalkan pada benda tersebut adalah NaCl yang berasal dari keringat.Polisi yang datang ke tempat kejadian menyapu benda yang dipegang tadi dengan larutan $AgNO_3$. $AgNO_3$ akan bereaksi dengan NaCl membentuk endapan AgCl berwarna putih. Di bawah sinar endapan AgCl putih ini akan berubah menjadi endapan Ag yang berwarna hitam.Endapan inilah yang akan menampilkan sidik jari.

$$NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow \underset{\text{Putih}}{AgCl(s)} + NaNO_3(aq)$$

Terbentuknya endapan AgCl terkait dengan kelarutan zat AgCl dalam pelarut air.

Compound	K_{sp}	Compound	K_{sp}
Aluminum hydroxide [$Al(OH)_3$]	1.8×10^{-33}	Lead(II) chromate ($PbCrO_4$)	2.0×10^{-14}
Barium carbonate ($BaCO_3$)	8.1×10^{-9}	Lead(II) fluoride (PbF_2)	4.1×10^{-8}
Barium fluoride (BaF_2)	1.7×10^{-6}	Lead(II) iodide (PbI_2)	1.4×10^{-8}
Barium sulfate ($BaSO_4$)	1.1×10^{-10}	Lead(II) sulfide (PbS)	3.4×10^{-28}
Bismuth sulfide (Bi_2S_3)	1.6×10^{-72}	Magnesium carbonate ($MgCO_3$)	4.0×10^{-5}
Cadmium sulfide (CdS)	8.0×10^{-28}	Magnesium hydroxide [$Mg(OH)_2$]	1.2×10^{-11}
Calcium carbonate ($CaCO_3$)	8.7×10^{-9}	Manganese(II) sulfide (MnS)	3.0×10^{-14}
Calcium fluoride (CaF_2)	4.0×10^{-11}	Mercury(I) chloride (Hg_2Cl_2)	3.5×10^{-18}
Calcium hydroxide [$Ca(OH)_2$]	8.0×10^{-6}	Mercury(II) sulfide (HgS)	4.0×10^{-54}
Calcium phosphate [$Ca_3(PO_4)_2$]	1.2×10^{-26}	Nickel(II) sulfide (NiS)	1.4×10^{-24}
Chromium(III) hydroxide [$Cr(OH)_3$]	3.0×10^{-29}	Silver bromide (AgBr)	7.7×10^{-13}
Cobalt(II) sulfide (CoS)	4.0×10^{-21}	Silver carbonate (Ag_2CO_3)	8.1×10^{-12}
Copper(I) bromide (CuBr)	4.2×10^{-8}	Silver chloride (AgCl)	1.6×10^{-10}
Copper(I) iodide (CuI)	5.1×10^{-12}	Silver iodide (AgI)	8.3×10^{-17}
Copper(II) hydroxide [$Cu(OH)_2$]	2.2×10^{-20}	Silver sulfate (Ag_2SO_4)	1.4×10^{-5}
Copper(II) sulfide (CuS)	6.0×10^{-37}	Silver sulfide (Ag_2S)	6.0×10^{-51}
Iron(II) hydroxide [$Fe(OH)_2$]	1.6×10^{-14}	Strontium carbonate ($SrCO_3$)	1.6×10^{-9}
Iron(III) hydroxide [$Fe(OH)_3$]	1.1×10^{-36}	Strontium sulfate ($SrSO_4$)	3.8×10^{-7}
Iron(II) sulfide (FeS)	6.0×10^{-19}	Tin(II) sulfide (SnS)	1.0×10^{-26}
Lead(II) carbonate ($PbCO_3$)	3.3×10^{-14}	Zinc hydroxide [$Zn(OH)_2$]	1.8×10^{-14}
Lead(II) chloride ($PbCl_2$)	2.4×10^{-4}	Zinc sulfide (ZnS)	3.0×10^{-23}

Contoh soal :

Sebanyak 100 mL larutan NaCl 0,02 M dicampur dengan 100 mL larutan $Pb(NO_3)_2$ 0,2 M. Tentukan dengan suatu perhitungan, apakah dari reaksi tersebut akan terbentuk endapan $PbCl_2$? (Ksp $PbCl_2$ = 1,7 x 10^{-5})

Jawaban :

Untuk menentukan apakah terbentuk endapan $PbCl_2$ atau tidak, maka dilakukan dengan cara membandingkan harga Qsp dengan Ksp-nya.

Oleh karena : harga **Qsp < Ksp** = 10^{-5}< (1,7 x 10^{-5}), maka dari hasil reaksi tersebut <u>belum menghasilkan</u> endapan $PbCl_2$.

Selain memberikan informasi tentang kelarutan, harga Ksp dapat digunakan untuk mempertimbangkan pemisahan zat dalam campuran dengan cara pengendapan selektif.

Contoh soal :

Suatu larutan mengandung ion Mg^{2+} dan Mn^{2+} dengan konsentrasi masing-masing 0,1 M. Kedua ion tersebut akan dipisahkan dengan cara menambahkan larutan amonia. Tentukan dengan perhitungan, berapa pH larutan agar ion Mn^{2+} dapat mengendap sebagai $Mn(OH)_2$, sedangkan ion Mg^{2+} tetap berada dalam larutan? (Ksp $Mg(OH)_2$ = 1,8 x 10^{-11} dan Ksp $Mn(OH)_2$ = 1,9 x 10^{-13})

Jawaban :

Ksp $Mn(OH)_2$< Ksp $Mg(OH)_2$, artinya : $Mn(OH)_2$ lebih mudah mengendap daripada $Mg(OH)_2$.

Maka, kita tentukan [OH^-] dari $Mg(OH)_2$ terlebih dulu (karena $Mg(OH)_2$ lebih sulit mengendap daripada $Mn(OH)_2$)

Dalam larutan terdapat :

Ion Mg^{2+} = 0,1 M

Ion Mn^{2+} = 0,1 M Larutan jenuh $Mg(OH)_2$ akan terbentuk jika :

[Mg^{2+}] . [OH^-]^2 = Ksp $Mg(OH)_2$

(0,1) . [OH^-]^2 = 1,8 x 10^{-11} [OH^-]^2 = 1,8 x 10^{-10}

Pada pH = 9,13 tersebut ion Mg^{2+}**belum mengendap** sebagai $Mg(OH)_2$, sebab pada pH tersebut besarnya **Qsp = Ksp**-nya dan baru **terbentuk larutan jenuh** $Mg(OH)_2$.

Keberadaan ion Mn^{2+} dalam larutan digunakan untuk menentukan apakah sudah terbentuk endapan $Mn(OH)_2$ atau belum.

[Mn^{2+}] = 0,1 M (diketahui di soal)

[OH^-] = 1,34 x 10^{-5} M (hasil perhitungan di atas atau saat pH-nya = 9,13)

Qsp $Mn(OH)_2$ = [Mn^{2+}] . [OH^-]^2

Qsp $Mn(OH)_2$ = (0,1) . (1,34 x 10^{-5})^2 = 1,8 x 10^{-11}

Oleh karena **Qsp $Mn(OH)_2$> Ksp $Mn(OH)_2$ = 1,8 x 10^{-11}> 1,9 x 10^{-13}**, maka **terbentuk endapan** $Mn(OH)_2$.

Jadi pada pH = 9,13 ion Mn^{2+} sudah mengendap sebagai $Mn(OH)_2$ sedangkan ion Mg^{2+} tetap sebagai larutan.

Oleh karena itu kedua ion tersebut dapat terpisah setelah dilakukan penyaringan.

LATIHAN SOAL KELARUTAN

1. Kepada 50 ml Natrium pospat 0,01 M ditambah 50 ml Perak nitrat 0,01 M. KspAg3PO_4 =1,5. 10^{-16}

   Tentukan :

   a. Apakah terbentuk endapan perak pospat ?.

   b. Jika terbentuk berapa gr endapan yang terbentuk ?

   c. Berapa M [Ag^+] dalam larutan pada kesetimbangan.

2. Kelarutan Magnesium hidroksida dalam larutan 100 ml dihitung sebesar 9,9 .10^{-4}gr. Berapakah kelarutannya dalam gram per 100 ml larutan NaOH 0,05 M.

3. Kedalam 500 ml larutan magnesium klorida 0,1 M + campuran 100 ml larutan asam format 0,4 M dan 400 ml larutan NaOH 0,1 M. Apakah terjadi endapan?. Ksp $Mg(OH)_2$ = 3,5. 10^{-11} , Ka HCOOH =10^{-4}

4. Kedalam 100 ml larutan barium klorida 0,02 M ditambahkan 100 ml larutan natrium sulfat 0,2 M (andaikan volume bersifat aditif). Tentukan:

   a. Berapa mol barium sulfat akan mengendap?.

   b. Berapa mol ion barium dan ion sulfat akan tinggal dalam larutan

5. Jika 2,00 mL NaOH (0,200 *M*) ditambahkan ke dalam 1,00 L $CaCl_2$ (0,100 *M*), apakah akan terjadi endapan?

6. Sebanyak 75 mL NaF 0,060 M dicampur dengan 25 mL $Sr(NO_3)_2$ 0,15 M. Tentukan apakah terbentuk endapan SrF_2 jika K_{sp} SrF_2 = 2,0 x 10^{-10}

7. Berapakah kelarutan molar AgBr dalam (a) air murni dan (b) 0,0010 *M* NaBr?

8. Ke dalam 250 ml air dimasukkan 1 g padatan $CaCO_3$ (Mr = 100). Setelah diaduk, padatan yang tidak dapat larut seberat 0,50 g. Hitunglah kelarutan $CaCO_3$ dalam satuan mol dan M.

9. Dalam larutan jenuh ferihidroksida terdapat 0,01 M OH^-. Hitung kelarutan zat tersebut (M dan g/100 ml) (Ar. Fe = 56, H = 1, O = 16). Hitung Ksp dari soal no. 8 dan 9

10. Ke dalam 200 ml larutan yang pHnya 8 dimasukkan 0,001 mg $FeCl_2$ (Mr = 127). Apakah campuran tersebut telah membentuk endapan ? (Ksp. $Fe(OH)_2$ = 4 x 10^{-14}).

11. Di dalam larutan manakah AgCl paling kecil kelarutannya ?

    a) 0,01 M $AgNO_3$ b) 0,01 M $CaCl_2$ c) 0,015 M NaCl

Daftar Pustaka

Brady, James E., Holum, John R., 1994, ***General of Chemistry, 5d Edition***, New York : John Wiley & Son.

Bodner, George M.,Pardue Harry L., 1995, ***Chemistry an Experimental Science***,New York : John Wiley & Son second edition

Holtzclaw, Henry F. and Robinson, Holtzclaw. (1988). ***College Chemistry withQualitative Analysis***. Toronto : D.C. Health and Company, eighth edition.

Malone, Leo J, 1994, ***Basic Concepts of Chemistry, 4th Edition***, New York : JohnWiley & Son.

Yayan Sunarya, 2000, ***Kimia Dasar 2***, Bandung : Alkemi Grafisindo Press.