

KIMIA: ASAM, BASA DAN LARUTAN PENYANGGA

Penulis :

- Dodi Satriawan
- Wahidin
- Chusnur Rahmi
- Rahmawati
- Anisa Aurum Ningtyas
- Lovi Sandra
- Lina Arifah Fitriyah
- Dwi Astuti



KIMIA: ASAM, BASA DAN LARUTAN PENYANGGA

Dodi Satriawan

Wahidin

Chusnur Rahmi

Rahmawati

Anisa Aurum Ningtyas

Lovi Sandra

Lina Arifah Fitriyah

Dwi Astuti



PT. GLOBAL EKSEKUTIF TEKNOLOGI

KIMIA: ASAM, BASA DAN LARUTAN PENYANGGA

Penulis :

Dodi Satriawan

Wahidin

Chusnur Rahmi

Rahmawati

Anisa Aurum Ningtyas

Lovi Sandra

Lina Arifah Fitriyah

Dwi Astuti

ISBN : 978-623-198-134-9

Editor : Apt. Wafi Nisrin Ramadhani, S.Farm
Salsabila Syafni Aulia, Amd.Kes

Penyunting : Salsabila Syafna Aulia, S.Ked

Desain Sampul dan Tata Letak : Handri Maika Saputra, S.ST

Penerbit : PT. GLOBAL EKSEKUTIF TEKNOLOGI

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jl. Pasir Sebelah No. 30 RT 002 RW 001

Kelurahan Pasie Nan Tigo Kecamatan Koto Tangah

Padang Sumatera Barat

Website : www.globaleksekuatifteknologi.co.id

Email : globaleksekuatifteknologi@gmail.com

Cetakan pertama, Maret 2023

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk
dan dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Segala puji dan syukur atas kehadiran Allah SWT dalam segala kesempatan. Sholawat beriring salam dan doa kita sampaikan kepada Nabi Muhammad SAW. Alhamdulillah atas Rahmat dan Karunia-Nya penulis telah menyelesaikan Buku Kimia: Asam, Basa Dan Larutan Penyangga.

Buku ini membahas tentang teori asam basa bronsted-lowry, self-ionisasi air, asam lemah dan basa lemah, efek ion senama, larutan penyangga, dan indikator asam basa, serta reaksi netralisasi dan kurva titrasi. Proses penulisan buku ini berhasil diselesaikan atas kerjasama tim penulis. Demi kualitas yang lebih baik dan kepuasan para pembaca, saran dan masukan yang membangun dari pembaca sangat kami harapkan.

Penulis ucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah mendukung dalam penyelesaian buku ini. Terutama pihak yang telah membantu terbitnya buku ini dan telah mempercayakan, mendorong, dan menginisiasi terbitnya buku ini. Semoga buku ini dapat bermanfaat bagi masyarakat Indonesia.

Penulis, Maret 2023
Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR.....	i
BAB I PENGERTIAN ASAM DAN BASA	
1.1 Pendahuluan.....	1
1.2 Pengertian Asam dan Basa	2
1.3 Teori Arrhenius.....	3
1.4 Teori Bronsted - Lowry	8
1.5 Teori Lewis	10
Daftar Pustaka.....	11
BAB II TEORI ASAM BASA BRONSTED-LOWRY	
2.1 Pendahuluan.....	13
2.2 Teori Asam Basa	14
2.3 Sifat Asam dan Basa	21
2.4 Besaran dalam Teori Asam Basa.....	22
2.5 Ciri-ciri Asam dan Basa Bronsted-Lowry	25
2.6 Larutan air asam dan basa (Aqueous Solution of acids and Bases)	26
2.7 Penggunaan teori asam basa Bronsted - Lowry	27
2.8 Tipe pelarut Titrasi Bebas Air (TBA).....	28
2.9 Contoh Soal TBA.....	28
Daftar Pustaka.....	31
BAB III SELF-IONISASI AIR	
3.1 Pendahuluan.....	33
3.2 Definisi Self-Ionisasi Air	33
3.3 Reaksi Self-Ionisasi Air.....	34
3.4 Konstanta Keseimbangan Self-Ionisasi Air.....	35
3.5 Pergeseran Keseimbangan Reaksi Self-Ionisasi Air	36
Daftar Pustaka.....	40
BAB IV ASAM LEMAH DAN BASA LEMAH	
4.1 Pendahuluan.....	41
4.2 Asam Lemah	42
4.3 Basa Lemah	50
4.4 Reaksi Asam Lemah dengan Basa Lemah	57
Daftar Pustaka.....	59
BAB V EFEK ION SENAMA	
5.1 Pendahuluan.....	61

5.2 Kelarutan.....	61
5.3 Kurva Kelarutan.....	65
5.4 Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})	66
5.5 Pengaruh Ion Sejenis pada Kelarutan.....	67
Daftar Pustaka.....	71
BAB VI LARUTAN PENYANGGA	
6.1 Definisi Larutan Penyangga	73
6.2 Jenis Larutan Penyangga	73
6.3 Prinsip Kerja Larutan Penyangga	75
6.4 Penentuan pH Larutan Penyangga	78
6.5 Peranan pH Larutan Penyangga	82
Daftar Pustaka.....	83
BAB VII INDIKATOR ASAM BASA	
7.1 Pengertian Indikator	85
7.2 Jenis Indikator Asam Basa.....	85
7.3 Kelebihan dan Kekurangan Dalam Penggunaan Indikator Asam Basa	89
Daftar Pustaka.....	91
BAB VIII REAKSI NETRALISASI DAN KURVA TITRASI	
8.1 Reaksi Netralisasi.....	93
8.2 Kurva Titrasi Asam Basa.....	95
8.3 Menghitung Kurva Titrasi	98
Daftar Pustaka.....	102
BIODATA PENULIS	

BAB I

PENGERTIAN ASAM DAN BASA

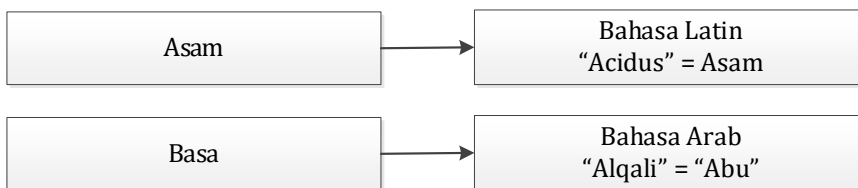
Oleh Dodi Satriawan

1.1 Pendahuluan

Kita sering memakan makanan dan minuman yang rasanya kecut ataupun asam. Makanan yang rasanya kecut dan asam biasanya seperti dari buah-buahan yang misalnya jeruk, stroberi, mangga, sirsak, dan buah-buahan lainnya. Minuman yang rasanya asam biasanya seperti cuka apel, minuman fermentasi, kopi dan lain-lain. Apakah anda tahu kenapa rasanya asam dan pahit? Rasa masam yang terdapat didalam makanan dan minuman merupakan sifat dari suatu senyawa yang ada didalam makanan dan minuman tersebut yang memiliki sifat asam. Rasa pahit yang ada didalam makanan dan minuman juga merupakan salah satu sifat dari senyawa yang memiliki sifat basa. Namun tahukah anda bahwa senyawa asam dan basa ini juga menyebabkan permasalahan bagi lingkungan ? Ya, senyawa asam merupakan salah satu penyebab yang menjadi perhatian dunia karena dapat menyebabkan terjadinya pencemaran lingkungan. Senyawa asam ini menjadi sebab terjadinya fenomena hujan asam. Fenomena hujan asam merupakan kejadian yang menyebabkan air hujan yang memiliki kadar asam $<5,6$ atau $\text{pH} < 5,6$. Hujan asam ini disebabkan oleh polutan udara seperti sulfur oksida (SO_x), nitrogen oksida (NO_x) yang dikeluarkan dari hasil pembakaran batubara ataupun dari kendaraan bermotor. Polutan sulfur oksida (SO_x), nitrogen oksida (NO_x) akan bereaksi dengan udara dan uap air pada atmosfer yang akan membentuk awan yang bersifat asam dan terjadilah hujan asam. Hujan asam ini dapat mengakibatkan terjadinya kerusakan ekologi di bumi dan korosi pada logam . Pada bab ini akan dijelaskan pengenalan awal apa itu asam dan basah serta teori-teori asam dan basah.

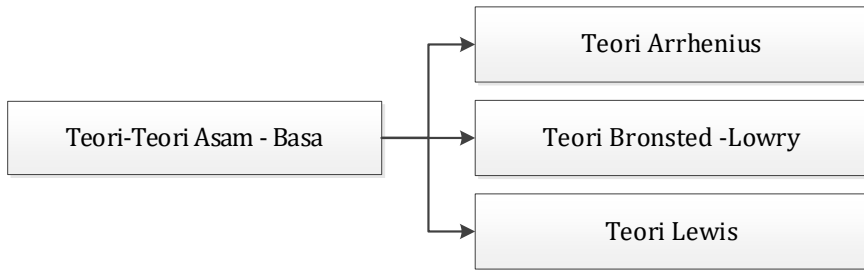
1.2 Pengertian Asam dan Basa

Istilah asam berasal dari bahasa Latin yaitu "acidus" yang memiliki arti "asam". Sedangkan basa berasal dari bahasa Arab yaitu "Alqali" yang memiliki arti "abu". Karena basa disebut dengan kata "abu" ? Hal ini dikarenakan sifat dari basa mirip dengan abu yang merupakan produk dari hasil pembakaran kayu. Kata asam memiliki kaitan kata dengan kata "acer" yang memiliki arti yaitu tajam dan juga memiliki padanan kata dari "acetum" yang memiliki arti cuka.



Gambar 1.1. Istilah Asam dan Basa.

Terdapat beberapa teori asam basa yang berkembang dan dijadikan rujukan didalam perhitungan dan penentuan derajat suatu keasaman maupun kebasahan dari suatu zat. Teori yang mencoba didalam menjelaskan apa itu asam basa salah satunya adalah Antoine Lavoisier (1777). Antoine Lavoisier menyebutkan bahwa semua zat dan senyawa yang bersifat asam akan mengandung oksigen (O). Selain itu Humphry Davy (1810) juga mencoba untuk menerangkan apa itu asam. Humphry Davy membantah pernyataan dari Antoine Lavoisier yang menyebutkan bahwa senyawa yang bersifat asam tidak mengandung unsur oksigen tetapi senyawa yang bersifat asam mengandung unsur hidrogen (H). Unsur hydrogen yang terdapat didalam senyawa asam ini dapat terlihat dari asam hidroklorik (asam klorida) yang hanya memiliki atom H serta atom Cl dan tidak memiliki atom O. Pada bab ini kita akan membahas tiga macam teori yang menjadi pegangan didalam penentuan asam dan basah. Teori yang akan dibahas berupa teori Arrhenius, teori Bronsted-Lowry dan teori Lewis.



Gambar 1.2 Teori-teori Asam Basa

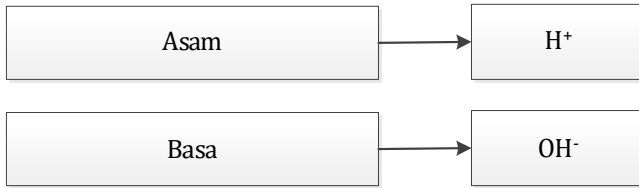
1.3 Teori Arrhenius

Teori Arrhenius dicetuskan oleh ilmuwan yang bernama Svante Arrhenius (1807) yang berasal dari Swiss. Teori ini dikembangkan berdasarkan percobaan elektrolisis. Percobaan ini menggunakan dua jenis elektrolit yang larut didalam air. Elektrolit yang digunakan Svante Arrhenius (1807) berupa elektrolit lemah serta elektrolit kuat. Elektrolit lemah merupakan elektrolit yang kadarnya sedikit larut didalam air atau sedikit terionisasi didalam air. Sedangkan elektrolit kuat merupakan suatu elektrolit yang terlarut sempurna didalam air atau terionisasi sempurna didalam air.

Asam menurut Svante Arrhenius merupakan senyawa yang apabila dilarutkan didalam air akan terionisasi membentuk ion H^+ . Sedangkan basa menurut Svante Arrhenius (1807) merupakan senyawa yang apabila dilarutkan didalam air akan membentuk ion OH^- .

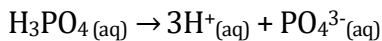
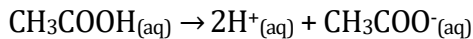
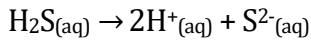
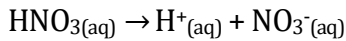
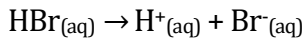
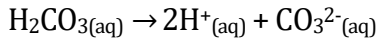
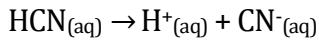
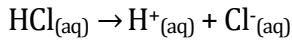
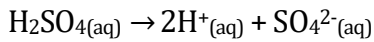
Asam merupakan senyawa yang apabila dilarutkan didalam air akan terionisasi membentuk ion H^+ .

Basa merupakan senyawa yang apabila dilarutkan didalam air akan membentuk ion OH^- .

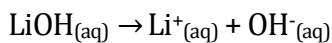


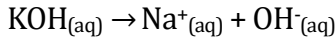
Gambar 1.3 Pembentukan Asam dan Basa bila dilarutkan didalam air.

Beberapa contoh reaksi senyawa asam bila dilarutkan didalam air

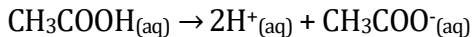
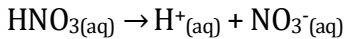
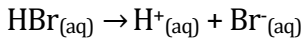
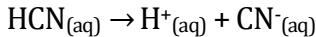
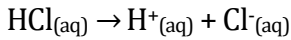


Beberapa contoh reaksi senyawa basa bila dilarutkan didalam air

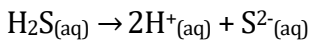
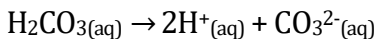
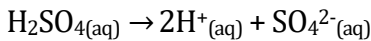




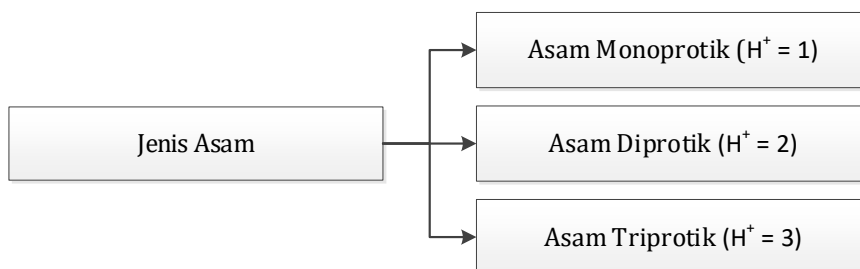
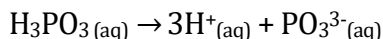
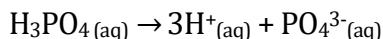
Senyawa asam dapat dibagi menjadi tiga jenis berdasarkan jumlah ion H^+ yang terbentuk bila dilarutkan didalam air yaitu asam monoprotic, asam diprotic, dan asam triprotic. Asam monoprotic merupakan asam yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion H^+ yang berjumlah satu. Contohnya adalah HBr , HCl , HNO_3 , CH_3COOH dan lain-lain



Asam diprotic merupakan asam yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion H^+ yang berjumlah dua. Contohnya adalah H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S .



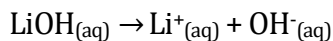
Asam triprotic merupakan asam yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion H^+ yang berjumlah tiga. Contohnya adalah H_3PO_4 , H_3PO_3 .

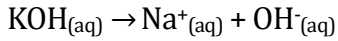


Gambar 1.4 Jenis-jenis Asam.

Asam poliprotik merupakan asam yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion H^+ yang berjumlah dua maupun tiga. Sehingga yang termasuk asam poliprotik adalah asam diprotic dan asam triprotic.

Senyawa basa dapat dibagi menjadi tiga jenis berdasarkan jumlah ion OH^- yang terbentuk bila dilarutkan didalam air yaitu basa monohidroksi, basa dihidroksi, dan basa trihidroksi. Basa monohidroksi merupakan basa yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion OH^- yang berjumlah satu. Contohnya adalah $NaOH$, $RbOH$, $LiOH$, KOH dan lain-lain

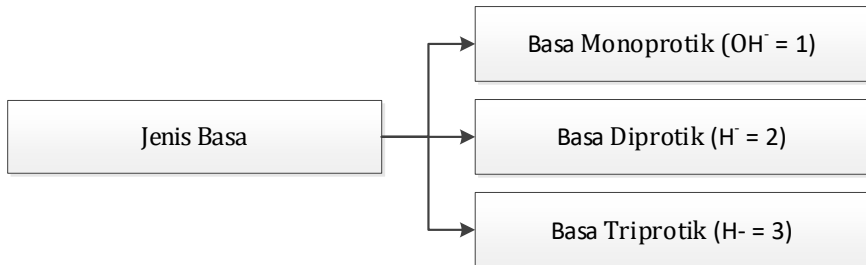




Basa dihidroksi merupakan basa yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion OH^{-} yang berjumlah dua. Contohnya adalah $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



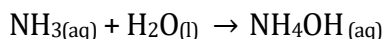
Basa trihidroksi merupakan basa yang apabila dilarutkan didalam air akan menghasilkan ion OH^{-} yang berjumlah tiga.



Gambar 1.5 Jenis-jenis Basa.

Teori Arrhenius merupakan reaksi ionic yang terjadi didalam air seperti yang dipaparkan pada contoh-contoh diatas. Poin penting pada teori Arrhenius berupa apabila asam yang menghasilkan ion H^{+} dan reaksi basa yang menghasilkan ion OH^{-} bertemu maka akan menghasilkan reaksi air dan saling menetralkan antara asam dan basanya. Keterbatasan dari Teori Arrhenius berupa suatu senyawa yang memiliki sifat basa harus memiliki OH^{-} , padahal amniak (NH_3) tidak memiliki OH^{-} . Dalam menjelaskan kasus ini Arrhenius mengemukakan bahwa NH_3 bila dilarutkan didalam air maka akan menghasilkan NH_4OH . NH_4OH inilah yang akan terurai kembali membentuk NH_4^{+} dan OH^{-} . Selain itu, kelemahan dari teori Arrhenius berupa tidak dapat memberikan

penjelasan bila asam dan basa bila dilarutkan kedalam pelarut bukan air.



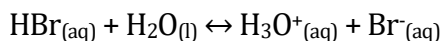
1.4 Teori Bronsted - Lowry

Teori Bronted – Lowry merupakan teori yang dikemukakan oleh dua orang ilmuwan dari Denmark dan Inggris yaitu Johaness Nicolas Bronsted dan Thomas Lowry. Teori Bronsted lowry menjelaskan bahwa asam merupakan suatu zat atau senyawa yang bila bereaksi akan menghasilkan H^+ yang bertindak sebagai donor proton atau pemberi ion H^+ . Sedangkan basa merupakan suatu zat atau senyawa yang bila bereaksi akan menerima ion H^+ yang bertindak sebagai akseptor proton atau penerima ion H^+ .

Asam merupakan suatu zat atau senyawa yang bila bereaksi akan menghasilkan H^+ yang bertindak sebagai donor proton atau pemberi ion H^+ .

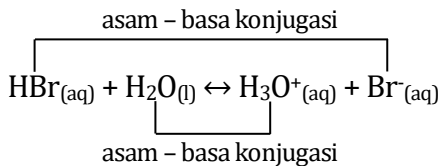
Basa merupakan suatu zat atau senyawa yang bila bereaksi akan menerima ion H^+ yang bertindak sebagai akseptor proton atau penerima ion H^+

Contoh asam pada teori Bronted – Lowry adalah HBr. HBr bila didalam air maka akan bersifat sebagai asam. Reaksi HBr didalam air dapat dilihat pada reaksi berikut

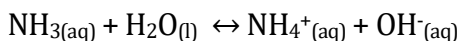


Pada reaksi asam (HBr) diatas dapat dijelaskan sebagai berikut

- HBr bila dilarutkan didalam air maka akan membentuk H^+ dan Br^- . H^+ dari HBr akan bertindak sebagai donor proton atau bertindak memberikan protonnya berupa ion H^+ .
- H^+ yang diberikan oleh HBr akan ditangkap oleh H_2O (air) sehingga menjadi H_3O^+ . Pada posisi ini, H_2O bertindak sebagai aseptor proton atau sebagai penerima ion H^+ .
- HBr dan Br^- disebut juga sebagai pasangan asam - basa konjugasi
- H_2O dan H_3O^+ disebut juga dengan pasangan basa - asam konjugasi



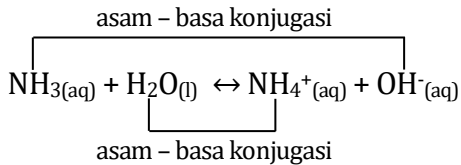
Contoh pada basa untuk teori Bronted - Lowry adalah NH_3 . NH_3 bila didalam air maka akan bersifat sebagai basa. Reaksi NH_3 didalam air dapat dilihat pada reaksi berikut



Pada reaksi basa (NH_3) diatas dapat dijelaskan sebagai berikut

- NH_3 bila dilarutkan didalam air maka akan membentuk NH_4^+ . NH_3 pada reaksi ini akan bertindak sebagai aseptor proton atau sebagai penerima ion H^+ yang didapatkan dari H_2O .
- H^+ yang dilepaskan oleh H_2O akan ditangkap oleh NH_3 sehingga menjadi NH_4^+ . Pada posisi ini, H_2O bertindak sebagai donor proton atau bertindak memberikan protonnya berupa ion H^+ .
- NH_3 dan NH_4^+ disebut juga sebagai pasangan basa - asam konjugasi

- H_2O dan H_3O^+ disebut juga dengan pasangan asam - basa konjugasi



Penjelasan secara rinci tentang teori Bronted – Lowry akan dijelaskan pada bab 2.

1.5 Teori Lewis

Teori lewis dikemukakan oleh G.N. Lewis (1938). Teori Lewis menyatakan bahwa asam dan basa bila bereaksi akan saling menyumbangkan pasangan elektronnya. Misalkan AlCl_3 bila bereaksi dengan NH_3 . Molekul AlCl_3 akan mendapatkan sepasang elektron yang dimiliki oleh NH_3 sehingga dapat berikatan. Molekul AlCl_3 pada kondisi ini bertindak selaku senyawa asam sedangkan NH_3 pada kondisi ini bertindak selaku senyawa basa.

DAFTAR PUSTAKA

- Andrews, J.E. *et al.* (2014) *An introduction to environmental chemistry*. 2nd ed, Blackwell Publishing. 2nd ed. Blackwell Publishing. doi:10.2134/jeq1998.00472425002700020031x.
- Gallagher, R. *et al.* (2014) *Fundamental Chemistry*, Oxford University Press.
- Ibanez, J.G. *et al.* (2005) *Environmental chemistry: Fundamentals, Environmental Chemistry: Fundamentals*. doi:10.1007/978-0-387-31435-8.
- Lichtfouse, E., Schwarzbauer, J. and Robert, D. (2013) *Environmental Chemistry Green Chemistry and Pollutants in Ecosystems*, Springer. Available at: <http://dx.doi.org/10.1016/j.encep.2012.03.001>.

BAB II

TEORI ASAM BASA

BRONSTED-LOWRY

Oleh Wahidin

2.1 Pendahuluan

Dalam kehidupan sehari-hari sering menemukan jenis makanan minuman, begitupun dengan obat-obatan bila dirasa dengan lidah dimakan diminum didapatkan cita rasa manis, pahit, asin, asam, amis, sepet, seger, licin seperti sabun bahkan ada patirasa dilidah, ini ada indikasi bahwa makanan/minuman yang dicicipi mengandung karbohidrat, gula, protein, lemak, alkaloida dan seterusnya. Rasa segar dalam minuman berkarbonat, rasa asam yang terkandung dalam buah jeruk, mengenali bau merangsang yang kuat dari basa amonia yang digunakan sebagai pematih hama, dalam tubuh juga ada yang namanya asam lambung dikenal dengan nama kimia asam klorida.

Para ahli kimia mendefinisikan, suatu zat dalam larutan airnya berasa asam, dapat merubah warna lakmus biru menjadi merah dapat menetralkan basa, begitu juga basa dapat didefinisikan zat larutannya dalam air terasa pahit, merubah lakmus merah menjadi biru, terasa licin seperti sabun dan dapat menetralkan asam.

Senyawa asam dan basa merupakan larutan elektrolit. Larutan tersebut dikenal pula karena memiliki ciri yang khas. Yaitu berupa asam dan memiliki rasa yang masam, contohnya seperti vitamin C, cuka dan lain sebagainya, sedangkan basa merupakan senyawa yang memiliki rasa pahit, serta memiliki tekstur licin apabila dipegang. Contohnya seperti pasta gigi, kapur sirih bahkan hingga detergen. Mengenai asam basa,

beberapa ahli sempat mengemukakan pendapatnya tentang teori asam basa, dimana setiap ahli memiliki pandangan yang berbeda, dalam mempostulatkan teori asam basa (Unkris, 2022).

2.2 Teori Asam Basa

Asam basa dipostulatkan oleh beberapa ahli seperti Arrhenius, Bronsted-lowry dan Lewis sebagai berikut (Unkris, 2022) :

1. Teori Asam Basa Arrhenius

Spante Arrhenius pada tahun 1887 mengasumsikan bahwa bila senyawa elektrolit dilarutkan dalam air akan terbentuk ion-ion negatif dan positif, menjelang akhir abad 19 definisi asam dan basa dinyatakan dalam teori pengionan arrhenius. Asam arrhenius adalah senyawa yang melarut dalam air akan memberikan ion-ion H^+ dan basa arrhenius adalah senyawa yang melarut dalam air akan memberikan ion-ion OH^-

Sebagai contoh :

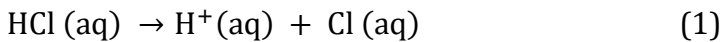
Asam	Basa
1. HCl , Hidrogen Klorida	1. $NaOH$, Sodium Hidroksida
2. HNO_3 , Hidrogen Nitrat	2. KOH , Kalium Hidroksida
3. H_2SO_4 , Hidrogen Sulfat	3. $Ca(OH)_2$, Kalsium Hidroksida
4. CH_3COOH , Asam Acetat	4. NH_3 , Amonia

Seperti contoh senyawa asam atau basa diatas dapat terionkan dalam larutan air dan dikelompokkan sebagai asam dan basa kuat, kecuali asam asetat dan amonia dalam air hanya terionkan sedikit sehingga dikelompokkan

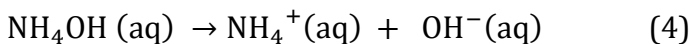
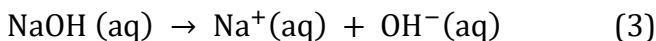
sebagai asam lemah dan basa lemah (Kimia untuk universitas).

Menurut teori Arrhenius, asam Arrhenius merupakan zat yang jika dilarutkan dalam air, maka akan menghasilkan ion H^+ dalam larutan tersebut.

Sebagai contoh ketika asam klorida (HCl) serta asam asetat (CH_3COOH) dilarutkan dalam air, persamaan reaksi yang terjadi dari asam klorida dan asam asetat sebagai berikut:



Berdasarkan persamaan reaksi yang terjadi, maka diperoleh ciri khas yaitu dalam pelarut air, zat tersebut terionisasi kemudian berubah menjadi hidrogen bermuatan positif dengan lambang H^+ serta ion yang memiliki muatan negatif yang disebut dengan sisa asam, sedangkan basa merupakan zat yang jika dilarutkan dalam air maka akan menghasilkan ion OH^- . Contohnya adalah ketika natrium hidroksida (NaOH) dan ammonium hidroksida (NH_4OH) dilarutkan dalam air maka akan terjadi persamaan reaksi basa pada larutan tersebut sebagai berikut:



Basa dalam larutan natrium hidroksida serta ammonium hidroksida akan menghasilkan banyak ion OH^- dan kemudian dapat disebut sebagai basa kuat. Sedangkan larutan yang menghasilkan sedikit dari ion OH^- dapat disebut sebagai basa lemah. Tentu tidak semua senyawa dalam rumus kimia tersebut ada gugus hidroksida dan termasuk dalam golongan basa.

Kesimpulan untuk Teori Arrhenius, teori ini memiliki kekurangan atau kelemahan, karena hanya dapat digunakan pada penggunaan air sebagai pelarut saja. Yang menyatakan bahwa asam merupakan senyawa dapat melepaskan ion H^+ atau ion hydronium H_3O^+ , sedangkan basa adalah senyawa yang melepaskan ion OH^- jika dilarutkan dalam air.

2. Teori Asam Basa Bronsted -Lowry

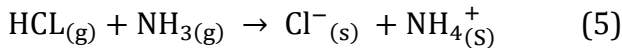
Bronsted di Denmark dan TM Lowry di Inggris pada tahun 1923, secara terpisah menyarankan sistem dalam mendeskripsikan asam dan basa, dalam sistem ini asam Bronsted lowry merupakan donor proton dan basa Bronsted lowry adalah penerima proton. Dalam deskripsi tersebut saling keterkaitan keragaman sifat-sifat asam basa dan reaksi kimia saling berhubungan, termasuk reaksi-reaksi yang berlangsung dalam pelarut selain air maupun tanpa pelarut sama sekali.

Teori asam basa Bronsted-Lowry merupakan teori asam basa untuk menyempurnakan kekurangan pada teori Arrhenius. dengan keterbatasan pelarut, yaitu hanya pelarut air saja, tidak dapat menjelaskan reaksi dari asam basa yang terjadi pada fase cair, gas, serta fase padat.

Dalam teori asam basa yang dicetuskan oleh Bronsted dan Lowry, ada istilah berupa asam basa konjugat dimana asam konjugat tersebut adalah senyawa yang ada pada bagian kanan maupun reaksi yang mendapatkan tambahan dari satu atom hidrogen dari reaktan. Sedangkan yang dimaksud dengan basa konjugat merupakan senyawa yang ada pada bagian kanan reaksi dan kehilangan satu atom hidrogen dari reaktannya. Sebetulnya semua asam Arrhenius merupakan asam Bronsted dan Lowry serta semua basa Bronsted Lowry mengandung OH adalah basa

Arrhenius. Tetapi tidak seluruh basa Bronsted Lowry adalah basa dari Arrhenius.

Berikut beberapa contoh dari reaksi asam basa dengan pelarut lain selain air pada fase gas. Salah satu contohnya adalah reaksi yang terjadi antara HCl dan NH₃ :

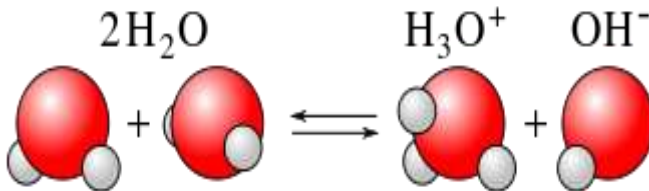


Pada contoh di atas dapat dilihat bahwa reaksi asam basa Bronsted Lowry ada dua pasangan asam basa. Pasangan pertama adalah pasangan antara asam dengan basa konjugat merupakan spesi yang tersisa ketika proton dipindahkan dari senyawa asam. Sedangkan pasangan kedua merupakan pasangan yang terjadi antar basa dengan asam konjugat yaitu akibat dari tambahan proton ke senyawa basa.

Teori asam basa Bronsted Lowry menjelaskan rumus kimia dari pasangan asam basa konjugat dan hanya berbeda satu proton H⁺saja. Reaksi di bawah HCl merupakan asam karena telah memberikan proton serta NH₃ serta merupakan basa karena menerima proton. Sementara ion Cl⁻ adalah basa konjugat dari HCl dan NH₄⁺ adalah asam konjugat dari NH₃.

Kesimpulan Teori asam basa Bronsted Lowry, asam merupakan senyawa yang memberikan proton pada senyawa lainnya atau dapat disebut sebagai donor proton. Sedangkan basa merupakan senyawa yang menjadi penerima proton serta senyawa lain disebut sebagai akseptor proton. Dikatakan juga bahwa air (H₂O) memiliki sifat amfoter memiliki sifat asam dan basa. Teori ini merupakan penyempurnaan dari teori Arrhenius, karena teori Arrhenius memiliki kekurangan yaitu tidak dapat berlaku untuk pelarut lain selain air, secara definitif Bronsted Lowry mendefinisikan asam Bronsted diartikan sebagai sebuah molekul atau ion yang bisa melepaskan atau

"mendonorkan" kation hidrogen (proton, H^+), dan basa Bronsted sebagai spesi kimia yang bisa menarik atau "menerima" kation hidrogen (proton).

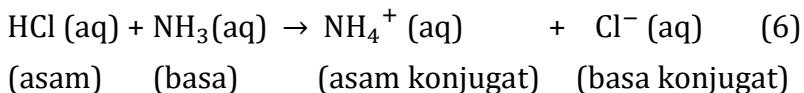


Gambar 2.1. Asam dan Basa Bronsted-Lowry
(Sumber : Elizabeth Indah, 2022)

Gambar 1. Air sebagai asam maupun basa. Satu molekul H_2O memerankan sebagai basa dan menerima H^+ menjadi H_3O^+ ; H_2O yang lain memerankan sebagai asam dan melepaskan H^+ menjadi OH^- .

Secara Makroskopis, lakmus merah jika ditetesi larutan asam akan berwarna merah. Lakmus biru jika ditetesi larutan asam akan berwarna merah. Lakmus merah jika ditetesi larutan basa akan berwarna biru. Lakmus biru jika ditetesi larutan basa akan berwarna biru (Cahaya, 2017).

Sebagai contoh:



Pada reaksi tersebut, asam klorida (HCl) menyumbangkan proton (H^+) pada ammonia NH_3 dan membentuk ion ammonium yang bermuatan positif NH_4^+ dan ion klorida yang bermuatan negatif (Cl^-). HCl

merupakan asam Bronsted – Lowry karena donor proton. Pada bagian produk, (Cl^-) disebut dengan basa konjugat dari HCl dan NH_4^+ disebut dengan asam konjugat dari basa NH_3 .

Dalam reaksi asam basa Bronsted – Lowry, asam konjugat adalah spesi yang terbentuk setelah basa menerima proton, sedangkan basa konjugat adalah spesi yang terbentuk setelah asam menyumbangkan protonnya.



3. Teori Asam Basa Lewis

Teori asam basa ini pertama kali dicetuskan pada tahun 1923 oleh Gilbert Newton Lewis yaitu seorang ahli kimia yang berasal dari UC Berkeley dengan mengusulkan teori alternatif agar lebih mudah dalam menggambarkan senyawa asam dan basa. Teori asam basa Lewis ini memiliki pandangan bahwa asam dan basa merupakan senyawa yang memiliki struktur serta ikatan.

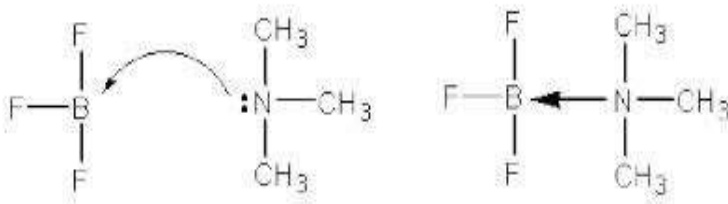
Menurut teori diatas, asam adalah senyawa yang dapat menerima pasangan elektron sunyi (electron pair acceptor) dan dapat membentuk suatu ikatan kovalen. Sedangkan basa adalah senyawa mempunyai pasangan elektron sunyi (electron pair donor) dan dapat membentuk suatu ikatan kovalen, seperti senyawa yang mengandung unsur nitrogen (N) atau oksigen (O).

Menurut pandangan Gilbert Newton Lewis, asam merupakan suatu zat yang memiliki kecenderungan dalam menerima pasangan electron yang berasal dari basa. Contoh dari beberapa asam Lewis adalah SO_3 , BF_3 , maupun AlF_3 . Sedangkan basa menurut Newton Lewis merupakan zat yang mampu memberikan pasangan pada electron. Dalam pandangan teori asam basa Lewis, basa memiliki pasangan

yang elektronnya bebas, contohnya adalah seperti NH_3 , Cl^- , maupun ROH .

Lebih lanjut, Lewis berpandangan bahwa reaksi dari asam dan basa adalah reaksi dari serah terima pasangan elektron. Sehingga, terbentuklah suatu ikatan kovalen koordinasi dari reaksi serah terima tersebut.

Agar lebih lanjut, berikut contoh dari reaksi yang terjadi antara BF_3 dan $\text{N}(\text{CH}_3)_3$:



Gambar 2. 2 Reaksi Antara BF_3 dan $\text{N}(\text{CH}_3)_3$
(Sumber : Elizabeth Indah, 2022)

Berdasarkan teori asam basa Lewis, maka BF_3 adalah asam karena BF_3 mampu menerima sepasang electron. Sementara itu, NH_3 adalah senyawa basa karena dapat menyumbangkan sepasang elektron.

Berdasarkan pandangan Lewis terhadap reaksi dari asam basa tersebut, maka Lewis pun berpendapat bahwa asam merupakan sebuah molekul maupun ion yang dapat menerima pasangan elektron, sedangkan basa merupakan sebuah molekul atau ion yang mampu memberikan pasangan elektronnya.

Teori yang diusung oleh Lewis ini memiliki beberapa keunggulan, berikut penjelasannya.

- a) Teori asam basa yang digagas Lewis ini mampu menjelaskan sifat asam serta basa dalam pelarut lain maupun ketika asam basa tidak memiliki pelarut. Sama halnya dengan teori asam basa yang digagas oleh Bronsted dan Lowry.
- b) Lewis dengan teorinya mampu menjelaskan sifat asam basa molekul maupun ion yang memiliki pasangan elektron bebas maupun yang mampu menerima pasangan elektron bebas. Contohnya seperti pada pembentukan yang terjadi pada senyawa kompleks.
- c) Teori asam basa Lewis mampu menerangkan sifat basa yang berasal dari zat organik contohnya seperti DNA maupun RNA yang memiliki kandungan atom nitrogen serta memiliki pasangan elektron bebas.

Kesimpulan teori asam basa yang digagas oleh Lewis, asam merupakan sebuah molekul atau ion yang dapat menerima pasangan elektron. Sedangkan basa merupakan sebuah molekul atau ion yang mampu memberikan pasangan elektronnya. Lewis juga mampu menjelaskan teori asam basa dengan menjelaskan sifat asam, basa dalam pelarut baik air atau selain air serta bahkan mampu menjelaskan sifat asam dan basa tanpa pelarut sekalipun. Dalam teori Lewis tersebut, asam memiliki peran sebagai pasangan elektron H^+ saja, melainkan senyawa asam juga dapat berperan sebagai senyawa dengan orbital pada sebuah kulit valensi kosong contohnya seperti BF_3 .

2.3 Sifat Asam dan Basa

Setelah memahami teori asam basa dari para ahli, maka dapat diketahui dengan mudah sifat senyawa asam dan sifat senyawa basa sebagai berikut :

1. Sifat Senyawa Asam

Senyawa asam memiliki sifat sebagai berikut:

- 1) Senyawa asam dapat menghasilkan ion H^+ atau ion hidrogen apabila dilarutkan dalam air.
- 2) Bersifat elektrolit dan mampu menghantarkan arus listrik.
- 3) Asam dapat menghasilkan gas hidrogen (H_2) ketika bereaksi dengan unsur maupun senyawa logam.
- 4) Cenderung memiliki rasa masam atau asam.
- 5) Memiliki sifat merusak atau korosif.
- 6) Senyawa asam dapat mengubah warna kertas lakmus biru menjadi warna merah.

2. Sifat Senyawa Basa

Senyawa basa memiliki sifat sebagai berikut:

- 1) Senyawa basa dapat menghasilkan ion OH^- atau ion hidroksil apabila dilarutkan dalam air.
- 2) Senyawa basa memiliki sifat elektrolit atau mampu menghantarkan arus listrik.
- 3) Cenderung memiliki rasa pahit.
- 4) Memiliki sifat kaustik serta dapat merusak kulit.
- 5) Basa memiliki tekstur licin serta bersabun.
- 6) Senyawa basa mampu mengubah warna kertas lakmus merah menjadi warna biru.

2.4 Besaran dalam Teori Asam Basa

Besaran yang digunakan dalam teori asam basa adalah derajat keasaman atau kebasaan suatu larutan, yang menyatakan logaritma negatif konsentrasi ion H dengan bilangan pokok 10. dirumuskan dalam pH (*potencial of hydrogen*).

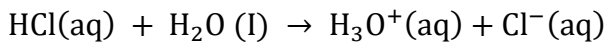
Berikut persamaan yang dapat digunakan untuk menentukan nilai pH :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad (9)$$

pH = 7 derajat keasaman larutan bersifat netral, pH > 7 bersifat basa sedangkan pH < 7 bersifat asam.

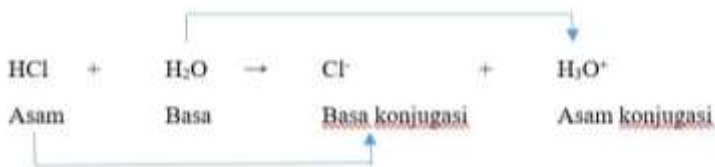
Contoh soal :

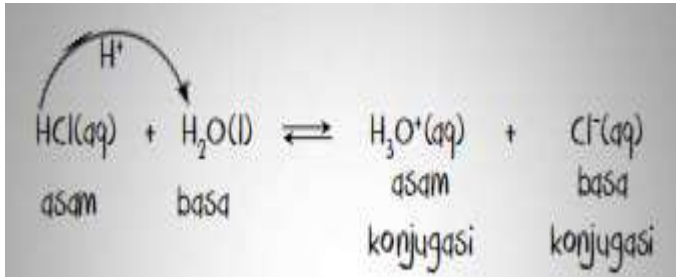
1. Tentukan pasangan asam basa konjugat dari reaksi berikut ini :



Jawaban :

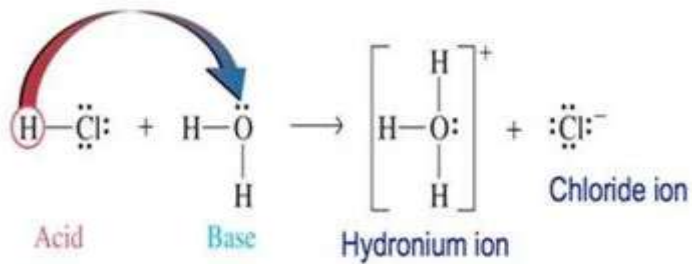
Pasangan asam basa konjugat dari reaksi diatas, HCl mendonorkan proton pada air (H_2O) menjadi H_3O^+ sehingga HCl merupakan asam Bronsted-Lowry. Setelah HCl menyumbangkan protonnya, ion Cl^- terbentuk. Oleh karena itu H_3O^+ merupakan asam konjugat dari H_2O . pasangan asam basa konjugat ditunjukkan oleh gambar bagan berikut ini :



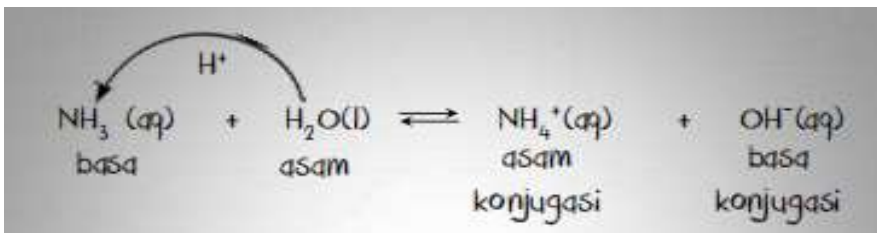


2.

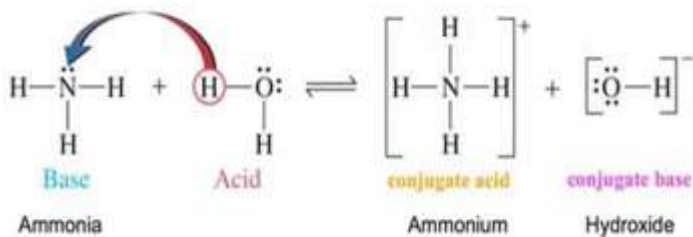
Jawaban:



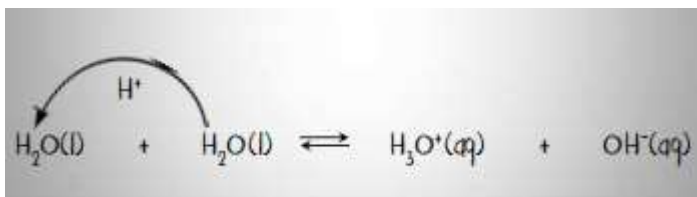
3.



Jawaban:

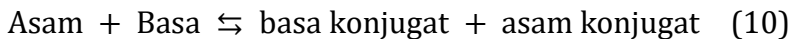


Pada contoh tersebut, terlihat bahwa air dapat bersifat sebagai asam (donor proton) dan sebagai basa (akseptor proton). Zat atau spesi seperti itu bersifat amfiprotik (amfoter). Reaksi air sebenarnya adalah autoprotolisis (transfer proton dari satu molekul air ke molekul air lainnya) sebagai berikut :



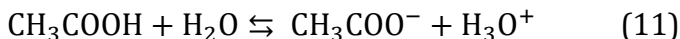
2.5 Ciri-ciri Asam dan Basa Bronsted-Lowry

Apabila suatu senyawa berperilaku sebagai asam dapat mendonorkan proton, maka harus terdapat basa sebagai akseptor proton tersebut. Sehingga teori asam basa Bronsted-Lowry bisa diartikan sebagai reaksi:



Basa konjugat merupakan ion atau molekul yang dihasilkan setelah asam kehilangan protonnya, sedangkan asam konjugat merupakan spesi yang dihasilkan ketika basa menerima proton. Reaksi ini bersifat reversibel dan bisa berlangsung terbalik maupun ke depan. Air bersifat amfoterik dan berperilaku sebagai asam maupun basa.

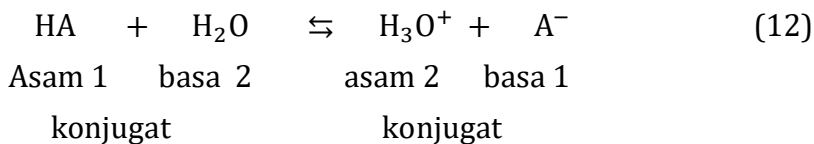
Dalam reaksi asam asetat ($\text{CH}_3\text{COO}_2\text{H}$) dengan air (H_2O), air memerankan sebagai basa:



Ion asetat, CH_3CO_2^- , merupakan basa konjugat dari asam asetat, dan ion hidronium, H_3O^+ , merupakan asam konjugat dari air. Air juga bisa memerankan sebagai asam. Ketika bereaksi dengan amonia: $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$. H_2O mendonorkan proton untuk NH_3 . Ion hidroksida merupakan basa konjugat dari air yang memerankan sebagai asam, sedangkan ion amonium merupakan asam konjugat dari basa amonia.

2.6 Larutan air asam dan basa (*Aqueous Solution of acids and Bases*)

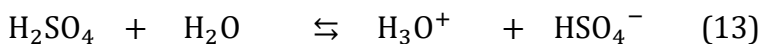
- Asam Monoprotik.** Sebagaimana teori Bronsted-Lowry spesi pendonor proton dan spesi akseptor proton dalam larutan air dari asam - asam seperti HCl , HNO_3 , CH_3COOH . Bila digunakan lambang HA untuk donor proton yang terlarut maka A- menyatakan anionnya, seperti Cl^- , NO_3^- , CH_3COO^- . Asam yang mampu mendonorkan satu proton ke molekul air disebut asam Asam monoprotik. Karena reaksi pendonoran proton bersifat reversibel setiap asam harus membentuk basa dengan mendonorkan protonnya itu, begitu juga setiap basa harus membentuk suatu asam dengan penerima protonnya. Hubungan ini dikatakan sebagai konjugat, sebagaimana gambar dibawah:



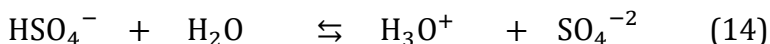
Basa yang dihasilkan jika suatu asam mendonorkan protonnya disebut basa konjugat dari asam tersebut, dari reaksi umum diatas dari kiri ke kanan A- adalah basa konjugat HA, untuk reaksi kebalikannya H₂O adalah basa konjugat dari H₃O⁺.

2. **Asam Poliprotik.** Asam seperti H₂SO₄, H₂CO₃, dan H₃PO₄ yaitu molekul yang mampu mendonorkan lebih dari satu proton disebut Asam poliprotik. Karena asam H₂SO₄, H₂CO₃ dapat mendonorkan 2 proton disebut Asam diprotik. Sedangkan asam yang mendonorkan 3 proton disebut asam triprotik.

Sebagai contoh reaksi ionisasi H₂SO₄ dalam larutan air berjalan dalam 2 tahap ;



Asam 1 basa 2 asam 2 basa 1



Asam 1 basa 2 asam 2 basa 1

2.7 Penggunaan teori asam basa Bronsted - Lowry

Dalam dunia farmasi atau bidang ilmu kimia teori asam basa Bronsted - Lowry dipergunakan untuk analisis kualitatif maupun kuantitatif, yaitu untuk identifikasi senyawa-senyawa yang bersifat asam lemah dan basa lemah, antara lain ; senyawa yang bergugus amin, senyawa alkaloid dan asam-asam organik.

Untuk analisis kuantitatif yaitu penetapan kadar senyawa dengan metode Titrasi Bebas Air (***nonaqueous titration***) senyawa yang bersifat asam lemah dan basa lemah, zat sukar larut dalam air dan tidak reaktif dengan air, dengan begitu metode TBA dapat digunakan dalam rangka uji kemurnian bahan baku, penetapan parameter fisika kimia zat. sebagai contoh untuk mengetahui kemurnian bahan baku papaverin HCL, efedrin HCL, kafein, CTM dan lain-lain. Pelarut

yang digunakan untuk Titrasi Bebas Air adalah asam perklorat, asam asetat glasial, asam asetat anhidrat, kristal violet. titik akhir titrasi ditandai dengan perubahan warna larutan dari ungu menjadi hijau zamrud.

2.8 Tipe pelarut Titrasi Bebas Air (TBA)

Tipe pelarut TBA secara umum terdiri dari :

1. Pelarut amfiprotik yaitu pelarut yang memiliki sifat asam atau sifat basa contoh metanol, etanol, asam asetat dan lain-lain
2. Pelarut aprotik yaitu pelarut yang tidak memiliki sifat asam atau sifat basa (inert) . Contoh benzena, carbon tetraklorida, chloroform.
3. Pelarut protofilik yaitu pelarut yang mempunyai afinitas tinggi terhadap proton. Contohnya piridin, formamide dan lain-lain.
4. Pelarut protogenik yaitu pelarut yang berfungsi sebagai proton donor, contoh HCl, HNO_3 , CH_3COOH dan lain-lain.

2.9 Contoh Soal TBA

1. Penetapan kadar papaverin HCl

Dalam rangka uji kemurnian bahan baku papaverin HCl. Telah dilakukan penetapan kadar bahan baku papaverin HCl di sebuah industri farmasi menggunakan metode TBA, titran standar HClO_4 0.1 N, pelarut asam asetat glasial dan asam asetat anhidrat, Hg asetat dan indikator kristal violet. Sebelum penetapan kadar sampel papaverin HCl dilakukan dulu pembakuan terhadap HClO_4 0.1 N menggunakan standar baku kalium biftalat, titrasi dilakukan 3 kali percobaan.

Data hasil pembakuan dan percobaan penetapan kadar Papaverin HCl sebagai berikut :

❖ **data pembakuan HClO_4 0.1 N**

- * berat kaliumbiftalat penimbangan (1=100.0 mg, 2= 95.0 mg, 3=105.0 mg).
- * volume titran HClO_4 0.1 N setelah titik akhir titrasi (1=5.0 ml, 2=4.5 ml, 3=5.5 ml).
- * kesetaraan 1 ml HClO_4 0.1 N = 20.42 mg kaliumbiftalat.

❖ **data penetapan kadar sampel baku papaverin HCl**

- * berat sampel bahan baku papaverin HCl (1=200.0 mg, 2=195.0 mg, 3=200.0 mg).
- * volume titran HClO_4 hasil pembakuan, titrasi (1=5.00 ml, 2=4.75 ml, 3=5.5 ml).
- * kesetaraan 1 ml HClO_4 0.1 N = 37.59 mg papaverin HCl.
- * tingkat kemurnian baku papaverin HCl 99.0 %.

Ditanyakan :

- 1) Berapa N HClO_4 hasil pembakuan ?
- 2) Berapa kadar sampel baku papaverin HCl ?
- 3) Berapa % perbedaan hasil penetapan kadar papaverin HCl ?

Jawaban soal TBA

■ Data hasil pembakuan HClO_4

No	Berat kaliumbiftalat mg	vol HClO_4 0,1 N /ml	N HClO_4
1	100,0	5,00	0,1021
2	95,0	4,50	0,0967
3	105,0	5,50	0,1069

Rata-rata	-	-	0.1019(0,102)
-----------	---	---	---------------

Rumus :

$$\text{Normalitas (N) HCL04} = \frac{V_{tr} \times \text{Bes} \times N_{ks}}{\text{Bbm}} = \frac{5,00 \times 20,42 \text{ mg} \times 0,1 \text{ N}}{100,0 \text{ mg}}$$

$$\text{Rata-rata N HCL0}_4 \text{ standar} = 0,102 \text{ N.}$$

■ Perhitungan penetapan kadar sampel papaverin HCl

No	Berat sampel papaverin HCl/mg	vol HCL0 ₄ 0,102 N /ml	% kadar sampel
1	200,0	5,0	95,85
2	195,0	4,5	88,48
3	200,0	5,5	105,44
Rata-rata	-	-	96,823

Rumus :

$$\% \text{ kadar} = \frac{V_{tr} \times \text{Bes} \times N_{ks} \times 100 \%}{\text{Bs} \times 0,1 \text{ N}} = \frac{5,0 \times 37,59 \times 0,102 \times 100\%}{198,3 \times 0,1} = 96,823\%$$

Jadi Rata-rata % kadar sampel papaverin HCl = 96,823 %

% perbedaan hasil percobaan

$$\text{Rumus} = \frac{(\% \text{ kemurnian} - \% \text{ percobaan})}{(\% \text{ kemurnian})} \times 100\% = 2,198\%$$

Jadi % perbedaan hasil percobaan = 2,198% (hasil percobaan dibandingkan dengan kemurnian papaverin HCl).

DAFTAR PUSTAKA

- Cahaya Wulandari. (2017). Analisis Pemahaman Konsep Asam Basa Siswa Kelas XI SMA Menggunakan Bahan Ajar Multi Representasi (Definitif, Makroskopis, Mikroskopis, Simbolik). Semarang: Universitas Negeri Semarang.
- Charles W. Keenan. (1989). Kimia Untuk Universitas, Edisi Ke Enam, Jilid 1. Jakarta: Erlangga.
- Dirjen POM. (1979). Farmakope Indonesia Edisi III. Jakarta: Departemen Kesehatan RI.
- Elizabeth Indah P. (2022). Asam Basa Bronsted Lowry dan Lewis/ Bronsted Lowry and Lewis Theory of Acids and Bases. [Online]. Tersedia : [https://www.academia.edu/20223998/Asam Basa Bronsted Lowry dan Lewis Bronsted Lowry and Lewis Theory of Acids and Bases](https://www.academia.edu/20223998/Asam_Basa_Bronsted_Lowry_dan_Lewis_Bronsted_Lowry_and_Lewis_Theory_of_Acids_and_Bases). Di akses pada 23 Desember 2022.
- L. Miessler and D.A. Tarr. (1998). Inorganic Chemistry (2nd edn, Prentice-Hall 1998), Prentice-Hall.
- Oxtoby, dkk., (2001). Prinsip-prinsip Kimia Modern. Jakarta: Erlangga.
- R.H. Petrucci, W.S. Harwood, and F.G. Herring. (2002). General Chemistry (8th edn, Prentice-Hall 2002), p.666. Prentice-Hall.
- Syukri. (1999). Kimia Dasar 2. Bandung: ITB press.
- Underwood, A.L., Day, RA. (2002). Analisa Kimia Kuantitatif, Edisi VI. Jakarta: Erlangga.
- Universitas Krisnadwipayana (Unkris). (2022). Teori asam basa Brønsted–Lowry. [Online]. Tersedia : [http://p2k.unkris.ac.id/id3/3065-2962/Teori-Asam-Basa-Bronsted-Lowry_138530 unkris p2k-unkris.html](http://p2k.unkris.ac.id/id3/3065-2962/Teori-Asam-Basa-Bronsted-Lowry_138530_unkris_p2k-unkris.html). Di akses pada 23 Desember 2022.

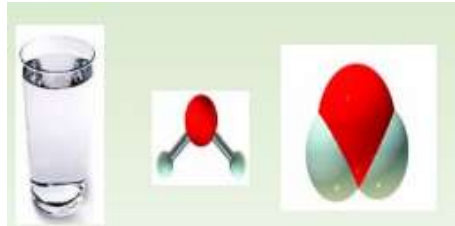
BAB III

SELF-IONISASI AIR

Oleh Chusnur Rahmi

3.1 Pendahuluan

Pelarut yang umumnya digunakan untuk asam dan basa adalah air. Air merupakan senyawa kimia yang dilambangkan dengan rumus H_2O . Bagaimana air dapat melarutkan asam dan basa?



Gambar 3. 1 Air dan Model Molekulnya

(Sumber : Whitten *et al*, 2014)

Apakah anda tahu bahwa air memiliki sifat yang sangat menakjubkan? Molekul air dapat mengalami *self-ionisasi* menjadi ion-ion penyusunnya. Bagaimana air dapat bersifat demikian? Mari cermati dengan baik materi berikut.

3.2 Definisi *Self-Ionisasi* Air

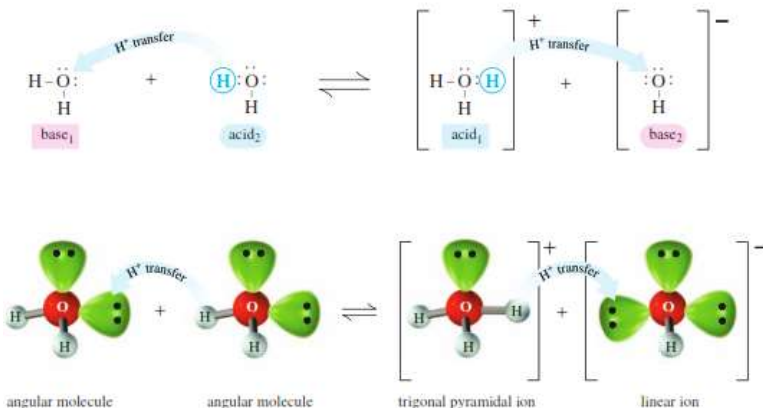
Istilah *self-ionisasi* atau dikenal dengan autoionisasi didefinisikan sebagai reaksi suatu molekul zat dengan dirinya sendiri untuk menghasilkan ion-ion penyusunnya (Goldberg, 2005).

Reaksi tersebut terjadi antara molekul-molekul yang identik. Mengapa molekul air dapat mengalami *self*-ionisasi?

Molekul air adalah pelarut amfiprotik yang memiliki karakteristik sebagai asam Bronsted dan basa Bronsted (Rittner & Bailey, 2005). Berdasarkan teori asam basa Bronsted Lowry, molekul air dapat bereaksi sebagai asam dalam larutan basa. Sebaliknya, molekul air juga dapat bereaksi sebagai basa dalam larutan asam. Karena air didefinisikan sebagai asam dan basa, tidak mengherankan jika molekul air dapat bereaksi dengan dirinya sendiri, meskipun hanya pada keadaan reaksi yang sangat terbatas yang disebut *self*-ionisasi atau autoionisasi (Goldberg, 2005).

3.3 Reaksi *Self*-Ionisasi Air

Hasil pengukuran yang cermat menunjukkan bahwa molekul air murni terionisasi dalam jumlah yang sangat sedikit untuk menghasilkan ion hidronium dan ion hidroksida yang terhidrasi dalam jumlah yang sama. Karena jumlah ion H_3O^+ dan ion OH^- yang sama dihasilkan, maka larutannya tidak bersifat asam atau basa. Dalam istilah asam basa, larutan ini disebut sebagai larutan netral (Whitten *et al.*, 2014).



Gambar 3. 2 Reaksi *Self*-Ionisasi Molekul H_2O Sebagai Reaksi Asam

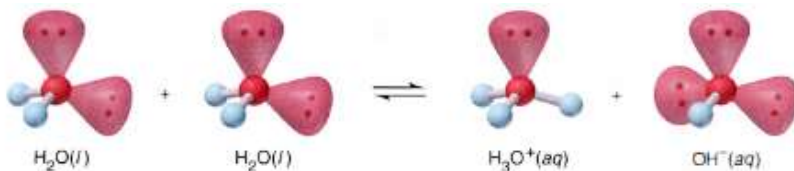
Basa Bronsted-Lowry
(Sumber : Whitten *et al.*, 2014)

Self-ionisasi air merupakan reaksi asam basa menurut teori Bronsted Lowry seperti yang disajikan pada Gambar 3.2. Pada reaksi tersebut, satu molekul H_2O yang bereaksi sebagai asam, menyumbangkan sebuah proton untuk molekul H_2O lainnya yang bereaksi sebagai basa. Molekul H_2O yang menyumbangkan sebuah proton menjadi ion OH^- sebagai basa konjugat. Sedangkan molekul H_2O yang menerima proton menjadi ion H_3O^+ sebagai asam konjugat.

Pada reaksi *self*-ionisasi air, makna tanda panah reaksi balik dari arah kanan ke kiri menunjukkan bahwa H_3O^+ (asam) menyumbangkan sebuah proton untuk OH^- (basa) membentuk dua molekul H_2O . Satu molekul H_2O bertindak sebagai asam dan molekul H_2O lainnya bertindak sebagai basa dalam reaksi *self*-ionisasi air. Air bersifat amfiprotik karena molekul H_2O dapat menyumbangkan dan menerima proton dalam reaksi asam basa (Whitten *et al.*, 2014).

3.4 Konstanta Kestimbangan *Self*-Ionisasi Air

Molekul air bersifat amfoter. Karena sifat ini, molekul air dapat bereaksi dengan sesama molekul air untuk membentuk ion hidronium dan ion hidroksida berdasarkan persamaan kimia berikut.



Gambar 3. 3 Persamaan Reaksi *Self*-Ionisasi Air
(Sumber : Silberberg, 2012)

Berdasarkan Gambar 3.3, reaksi *self*-ionisasi air berada dalam keadaan kesetimbangan. Reaksi tersebut secara kuantitatif mempunyai konstanta kesetimbangan sebagai berikut.

$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Berdasarkan hasil pengukuran diperoleh nilai K_c sebesar $3,2 \times 10^{-18}$ pada suhu kamar. Konsentrasi H_2O pada dasarnya adalah konstan, yaitu sebesar 55,5 M pada 25°C. Hal ini karena konsentrasi ion $[H_3O^+]$ dan ion $[OH^-]$ yang terbentuk dalam reaksi *self*-ionisasi sangat kecil (McMurry & Fay, 2015; Sunarya, 2018). Sehingga persamaan kesetimbangan dapat disederhanakan untuk mendapatkan konstanta kesetimbangan hasil kali ion-ion air (K_w) sebagai berikut.

$$K_c [H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \quad (\text{pada } 25^\circ\text{C})$$

Perhatikan bahwa pada reaksi *self*-ionisasi air, selalu muncul satu ion H_3O^+ dan satu ion OH^- untuk setiap molekul H_2O yang terdisosiasi. Oleh karena itu, dalam air murni ditemukan bahwa

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1,0 \times 10^{-14}} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Berdasarkan perhitungan di atas, pada 25°C dalam air murni terdapat ion $[H_3O^+]$ dan ion $[OH^-]$ dengan konsentrasi yang sama, yaitu sebesar $1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$.

3.5 Pergeseran Kesetimbangan Reaksi *Self*-Ionisasi Air

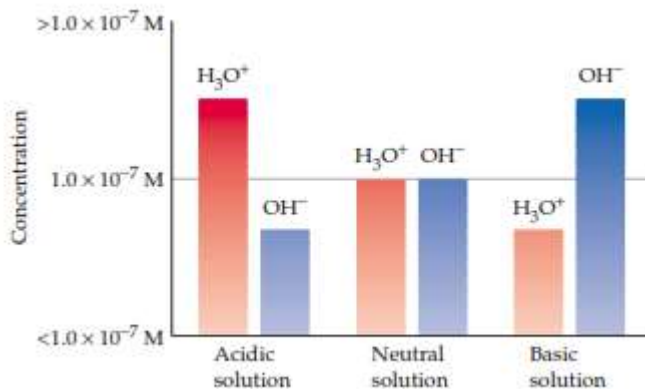
Apa yang terjadi apabila ke dalam air murni ditambahkan asam atau basa? Jika suatu asam atau basa ditambahkan ke dalam air murni, konsentrasi ion $[H_3O^+]$ dan ion $[OH^-]$ tidak lagi sama dan akan berubah (Sunarya, 2018). Mengapa demikian?

Berdasarkan prinsip *Le Chatelier*, perubahan konsentrasi salah satu ion akan menggeser posisi kesetimbangan reaksi, akan

tetapi tidak mengubah konstanta kesetimbangan. Selama suhu tetap, nilai konstanta kesetimbangan hasil kali ion-ion air (K_w) tidak berubah.

Penambahan suatu asam ke dalam air murni menyebabkan meningkatnya konsentrasi ion $[H_3O^+]$ dalam larutan, sehingga konsentrasi ion $[OH^-]$ menurun. Sebaliknya, jika ke dalam air murni ditambahkan suatu basa, maka konsentrasi ion $[OH^-]$ meningkat dan konsentrasi ion $[H_3O^+]$ menurun. Namun, penambahan ion $[H_3O^+]$ atau ion $[OH^-]$ hanya menyebabkan terbentuknya molekul H_2O , sehingga nilai K_w tetap konstan (Silberberg, 2012).

Sifat kesetimbangan reaksi *self-ionisasi* air dapat digunakan untuk mendefinisikan larutan asam dan basa dengan membandingkan besaran relatif konsentrasi ion $[H_3O^+]$ dan ion $[OH^-]$ yang terdapat dalam larutan.



Gambar 3. 4 Hubungan $[H_3O^+]$ dan $[OH^-]$ dalam Larutan Asam, Netral, dan Basa pada suhu 25°C
(Sumber : McMurry & Fay, 2015)

Perhatikan Gambar 3.4 dengan cermat! Berdasarkan besaran relatif konsentrasi ion H_3O^+ dan ion OH^- yang terdapat dalam larutan dapat disimpulkan sifat larutan sebagai berikut.

1. Dalam larutan asam: $[H_3O^+] > [OH^-]$
Pada suhu $25^\circ C$, dalam larutan asam terdapat konsentrasi ion $H_3O^+ > 1,0 \times 10^{-7} M$.
2. Dalam larutan netral: $[H_3O^+] = [OH^-]$
Pada suhu $25^\circ C$, dalam larutan netral terdapat konsentrasi ion H_3O^+ dan ion OH^- dalam jumlah yang sama sebesar $1,0 \times 10^{-7} M$.
3. Dalam larutan basa: $[H_3O^+] < [OH^-]$
Pada suhu $25^\circ C$, dalam larutan basa terdapat konsentrasi ion $H_3O^+ < 1,0 \times 10^{-7} M$.

Jika salah satu konsentrasi ion $[H_3O^+]$ atau $[OH^-]$ diketahui, kita dapat dengan mudah menghitung konsentrasi ion lainnya menggunakan persamaan K_w sebagai berikut.

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \text{ atau } [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

Perhitungan $[H_3O^+]$ dan $[OH^-]$ dalam larutan berair dapat dilihat pada contoh latihan berikut. Perhatikan dengan cermat contoh latihan berikut ini.

1. Dalam sebuah eksperimen, seorang ilmuwan kimia menambahkan sejumlah gas HCl ke dalam air murni pada suhu $25^\circ C$. Dari hasil pengukuran diperoleh larutan dengan konsentrasi ion H_3O^+ sebesar $3,0 \times 10^{-4} M$. Hitung konsentrasi ion hidroksida dalam larutan tersebut. Apakah larutan tersebut bersifat netral, asam atau basa?

Penyelesaian:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} M \text{ (pada } 25^\circ C)$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,0 \times 10^{-4}} = 3,3 \times 10^{-11} M$$

Karena $[H_3O^+] > [OH^-]$, maka larutan bersifat asam.

Penambahan suatu asam ke dalam air menghasilkan larutan yang bersifat asam. Karena $[H_3O^+]$ lebih besar dari 10^{-7} M, maka $[OH^-]$ harus lebih kecil dari 10^{-7} M agar nilai konstanta K_w tetap.

2. Jika diketahui konsentrasi ion H_3O^+ dalam lemon jus adalah $2,5 \times 10^{-3}$ M. Hitung konsentrasi ion OH^- , dan tentukan sifat larutan tersebut.

Penyelesaian:

Ketika $[H_3O^+]$ diketahui, maka konsentrasi ion OH^- dapat ditentukan menggunakan persamaan berikut.

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-3}} = 4,0 \times 10^{-12} M$$

Karena $[H_3O^+] > [OH^-]$, maka larutan bersifat asam.

Hasil kali konsentrasi ion H_3O^+ dan ion OH^- harus sama dengan 1×10^{-14} . Karena konsentrasi ion H_3O^+ berada di antara 10^{-3} M hingga 10^{-2} M, maka konsentrasi ion OH^- harus berada di antara 10^{-11} M hingga 10^{-12} M.

3. Hitung konsentrasi ion H_3O^+ apabila diketahui konsentrasi ion OH^- dalam air laut adalah $5,0 \times 10^{-6}$ M. Tentukan sifat larutannya.

Penyelesaian:

Jika $[OH^-]$ diketahui, maka konsentrasi H_3O^+ dapat dihitung menggunakan persamaan berikut.

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{5,0 \times 10^{-6}} = 2,0 \times 10^{-9} M$$

Karena $[H_3O^+] < [OH^-]$, maka larutan bersifat basa.

Hasil kali konsentrasi ion H_3O^+ dan ion OH^- harus sama dengan 1×10^{-14} . Karena konsentrasi ion OH^- berada di antara 10^{-6} M hingga 10^{-5} M, maka konsentrasi ion OH^- harus berada di antara 10^{-8} M hingga 10^{-9} M.

DAFTAR PUSTAKA

- Brown TL, Eugene L, Bursten BE, Murphy CJ, Woodward PM. 2012. *Chemistry the Central Science*, 12th ed. Pearson Education Inc. USA.
- Chang R, Overby J. 2011. *General Chemistry, The Essential Concept*. McGraw-Hill Companies, Inc. USA.
- Goldberg, DE. 2005. *Theory and Problems of Beginning Chemistry*, 3rd ed. McGraw-Hill Companies, Inc. USA.
- Jespersen ND, Brady JE, Hyslop A. 2012. *Chemistry, The Molecular Nature of Matter*. John Wiley and Sons, Inc.
- Lewis R, Evans W. 2006. *Chemistry*, 3rd ed. Palgrave Macmillan. New York.
- McMurry JE, Fay RC. 2015. *Chemistry*, 7th ed. Pearson Education Inc. USA.
- Rittner D, Bailey, RA. 2005. *Encyclopedia of Chemistry*. Facts On File, Inc. New York.
- Silberberg, MS. 2012. *Principles of General Chemistry*, 3rd ed. Mc Grall Hill Companies, Inc. USA.
- Sunarya Y. 2018. *Kimia Dasar 2*. Bandung: Yrama Widya.
- Whitten KW, Davis RE, Peck ML, Stanley GG. 2014. *Chemistry*, 10th ed. Brooks/Cole. USA.
- Zumdahl SS, Zumdahl SA, DeCoste DJ. 2018. *Chemistry*, 10th ed. Cengage Learning.

BAB IV

ASAM LEMAH DAN BASA LEMAH

Oleh Rahmawati

4.1 Pendahuluan

Dalam kehidupan sehari-hari, penggunaan zat kimia asam dan basa sering ditemukan untuk berbagai keperluan. Beberapa jenis asam yang sering digunakan seperti asam askorbat, asam asetat, asam sitrat, dll. Sedangkan jenis basa yang banyak digunakan adalah soda api atau natrium hidroksida, sebagai pembersih saluran air, amoniak sebagai pelarut desinfektan, aluminium hidroksida dan magnesium hidroksida digunakan sebagai obat nyeri lambung.

Asam dan basa memiliki sifat-sifat yang berbeda sehingga dapat digunakan untuk menentukan sifat larutan dengan mengukur tingkat keasaman larutan atau pH. Asam didefinisikan sebagai zat yang dapat memberikan ion H^+ ke zat lain sedangkan basa adalah zat yang dapat menerima ion H^+ dari zat lain. Misalnya asam asetat (CH_3COOH) yang berionisasi dalam air membentuk ion-ion hidrogen (H^+) dan ion asetat (CH_3COO^-). Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh 1 molekul asam disebut valensi asam, sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepaskan ion H^+ disebut ion sisa asam (Viswanatha & Putra, 2017).

Kekuatan asam dan kekuatan basa merupakan ukuran dari asam atau basa dapat terionisasi dalam larutan. Ada dua jenis senyawa asam yaitu asam kuat dan asam lemah, sedangkan senyawa basa juga terdiri dari dua jenis yaitu basa kuat dan basa lemah. Asam lemah dalam larutannya tidak terionisasi sempurna sehingga memiliki derajat ionisasi lebih dari nol dan kurang dari satu ($0 < \alpha < 1$).

Senyawa yang tergolong asam lemah seperti asam flourida (HF), asam nitrit (HNO_3), asam sulfit (H_2SO_3), dan asam-asam organik yaitu asam asetat, asam sitrat, asam askorbat, dll. Senyawa

basa pada umumnya tersusun atas ion logam dan ion hidroksida (OH^-). Senyawa basa yang tersusun dari unsur logam selain golongan IA dan IIA (kecuali Be dan Mg) dikategorikan sebagai basa lemah. Basa lemah memiliki derajat ionisasi yang sama dengan asam lemah yaitu antara nol sampai satu ($0 < \alpha < 1$), berarti senyawa basa lemah tidak terionisasi sempurna dalam larutannya (Wardani & Arifiyani, 2020).

Berdasarkan banyaknya asam atau basa yang terionisasi diperoleh nilai derajat ionisasi asam atau basa. Derajat ionisasi (α) merupakan harga perbandingan antara jumlah molekul zat yang terionisasi dengan jumlah molekul zat mula-mula. Derajat ionisasi memiliki rentang antara 0 sampai 1 ((KEMDIKBUD), 2019).

Larutan asam memiliki pH kurang dari 7, sedangkan larutan basa memiliki pH lebih dari 7. pH dapat ditentukan dengan pH meter atau kertas indikator pH universal. Keseimbangan asam basa hal yang penting bagi tubuh karena dapat mempengaruhi fungsi organ vital. Derajat keasaman (pH) darah manusia secara normal berkisar antara 7.35 sampai 7.45. Tubuh manusia mampu mempertahankan keseimbangan asam dan basa agar proses metabolisme dan fungsi organ dapat berjalan secara optimal (Seifter, 2014).

Kebanyakan asam dan basa dalam cairan ekstraseluler yang berhubungan dengan pengaturan asam basa normal adalah asam dan basa lemah. Pada proses kehidupan keseimbangan asam pada tingkat molekuler umumnya berhubungan dengan asam lemah dan basa lemah, begitu pula pada tingkat konsentrasi ion H^+ atau ion OH^- yang sangat rendah (Viswanatha & Putra, 2017).

4.2 Asam Lemah

Asam lemah merupakan senyawa asam yang hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ion dalam larutannya. Derajat ionisasi tidak sama dengan satu ($\alpha < 1$). Jenis-jenis asam lemah antara lain: CH_3COOH , HNO_2 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, dll (Situmaorang & Ginting, 2017).

Reaksi ionisasi asam lemah merupakan reaksi kesetimbangan yang disebut tetapan kesetimbangan asam lemah

(Ka). Secara umum ionisasi asam lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (\text{Lopez, 2020})$$

Harga K_a dapat menggambarkan kekuatan suatu asam lemah. Makin kuat asam maka reaksi kesetimbangan asam makin mengarah ke kanan, akibatnya K_a bertambah besar. Oleh karena itu harga K_a merupakan ukuran kekuatan asam, makin besar K_a maka makin kuat asam. Berdasarkan persamaan di atas, maka dapat diubah karena pada asam lemah $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$, menjadi persamaan berikut:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{HA}]}$$

Konsentrasi ion H asam lemah juga dapat dihitung jika derajat ionisasi (α) diketahui:

$$[\text{H}^+] = [\text{HA}] \times \alpha \quad (\text{Lopez, 2020})$$

Asam lemah merupakan suatu larutan yang dapat melepaskan sebagian kecil ion H^+ . Contoh reaksi ionisasi asam lemah yaitu CH_3COOH sebagai berikut:



Dengan demikian,

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Karena $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ dan $[\text{H}^+]$ dianggap sama, sehingga $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+]$, maka,

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Berdasarkan kesetimbangan ionisasinya, maka konsentrasi ion hidrogen dalam larutan asam lemah monoprotik dapat dinyatakan dalam hubungannya dengan derajat ionisasi asam (α), sebagai berikut:

$$[\text{H}^+]^2 = K_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \times M_{\text{asam}}}$$

$$[H^+] = \alpha \times M_{\text{asam}}$$

atau

$$\alpha = \sqrt{K_a / M_{\text{asam}}} \quad (\text{Svehla, 1990})$$

Suatu asam lemah dengan konsentrasi a Molar membentuk ion H^+ dan ion A^- dengan derajat ionisasi $= \alpha$. Secara matematis hubungan K_a dengan α dapat dijelaskan sebagai berikut:

	$HA_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$A^-_{(aq)}$
Mula-mula	$a \text{ mol}$		-		-
Bereaksi	$a \alpha$				
Hasil reaksi			$a \alpha$		$a \alpha$
Mol zat pada kesetimbangan	$a(1 - \alpha)$		α		$a \alpha$

Oleh karena α sangat kecil maka untuk asam lemah harga $a(1 - \alpha)$ dianggap $= 1$ atau sama dengan konsentrasi mula-mula.

Harga K_a bergantung pada jenis asam. Dalam hal ini, asam dapat dibedakan menjadi asam monoprotik dan asam poliprotik. Asam monoprotik merupakan asam yang menghasilkan sebuah ion hidrogen pada saat dilarutkan dalam tiap molekulnya. Misalnya asam asetat (CH_3COOH) dan asam fluorida (HF). Sedangkan untuk asam poliprotik yang dapat menghasilkan lebih dari 1 ion hidrogen pada saat dilarutkan dalam air tiap molekulnya. Misalnya asam karbonat (H_2CO_3), asam fosfat (H_3PO_4), dan hidrogen sulfida (H_2S).

Pada saat dilarutkan ke dalam air, maka asam lemah poliprotik akan terurai atau terionisasi secara bertahap, sehingga akan membentuk beberapa tahap reaksi kesetimbangan yang memungkinkan memiliki lebih dari 1 harga tetapan kesetimbangan (K_a). Oleh karena itu, untuk menentukan konsentrasi ion H^+ dalam larutan asam lemah poliprotik, maka nilai K_a terlebih dahulu harus ditentukan berdasarkan tahapan-tahapan reaksi ionisasi asam. Kemudian konsentrasi H^+ ditentukan dengan cara yang sama dengan asam lemah monoprotik.

Adapun tahapan-tahapan reaksi ionisasi asam lemah poliprotik untuk hidrogen sulfida adalah:





Dengan menjumlahkan kedua persamaan tersebut, maka diperoleh:



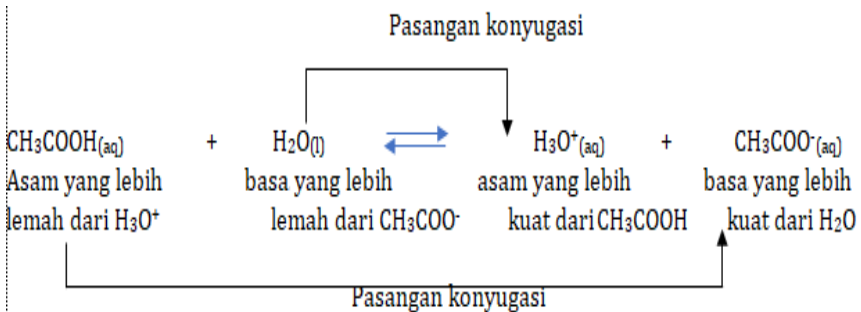
Berdasarkan aturan tetapan kesetimbangan, maka tetapan kesetimbangan untuk reaksi ionisasi H_2S dapat dituliskan dengan persamaan sebagai berikut:

$$K_a = K_{a1} \times K_{a2} \quad (\text{Situmaorang \& Ginting, 2017})$$

Dalam air beberapa asam merupakan donor proton yang lebih baik dari pada yang lainnya, sedangkan beberapa basa merupakan akseptor proton yang lebih baik dari yang lainnya. Misalnya pada larutan asam asetat, hanya sejumlah kecil yang akan mengion karena dikelompokkan sebagai asam lemah.



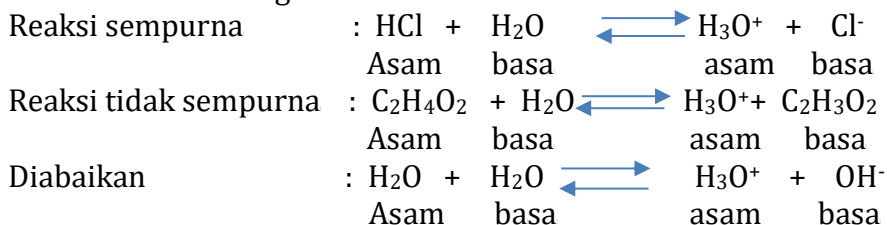
Larutan CH_3COOH 0,1 M dalam air hanya menghasilkan $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ 0,001 M dan $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$ 0,001 M, sekitar 99 % asam asetat tidak terjadi ionisasi. Larutan asam asetat dalam air mempunyai 2 asam (CH_3COOH dan H_3O^+) dan ion hidronium merupakan asam yang lebih kuat. Sedangkan kedua basa (H_2O dan ion asetat, CH_3COO^-), ion asetat yang lebih kuat. Dalam kesetimbangan, larutan mengandung sebagian besar asam asetat dengan hanya sedikit konsentrasi ion asetat dan ion hidronium. Hal ini menggambarkan bahwa kesetimbangan lebih mengarah kepada pembentukan asam lemah dan basa lemah (LeMay, *et al.*, 2017).



Sumber: (LeMay, *et al.*, 2017)

Asam dapat memiliki konsentrasi molaritas yang sama, tetapi konsentrasi H_3O^+ dan pH yang berbeda. Konsentrasi menunjukkan komponen-komponen yang terdapat dalam larutan, sedangkan $[\text{H}_3\text{O}^+]$ tergantung pada apa yang terjadi dalam larutan. Misalnya, pada kedua larutan HCl 0,1 M dan $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ 0,1 M, dengan syarat bahwa pH yaitu $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, maka diharapkan kedua larutan tersebut akan memiliki nilai pH = 1. Tetapi pada kenyataannya pH larutan HCl 0,1 M = 1, sedangkan pH larutan $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ 0,1 M tidak sama dengan 1 yaitu 2,8, hal ini berkaitan dengan $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Pada kedua larutan di atas telah terjadi *self* ionisasi dari air, akan tetapi dapat diabaikan. Adapun penyebab dari kedua pH larutan berbeda karena pada kenyataannya larutan HCl merupakan asam kuat sehingga dapat terionisasi berjalan sempurna, sedangkan $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ merupakan asam lemah dengan terjadi reaksi reversibel (tidak sempurna) yang mencapai kondisi kesetimbangan.



Tetapan kesetimbangan untuk reaksi tidak sempurna adalah:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]} = 1,74 \times 10^{-5}$$

K_a merupakan tetapan ionisasi asam dari asam asetat (CH_3COOH), dan nilai $1,74 \times 10^{-5}$ diperoleh melalui percobaan. Kekuatan asam bervariasi bergantung pada perbedaan ionisasi. Keterbatasan ionisasi asam lemah berhubungan dengan nilai tetapan kesetimbangan ionisasi. Tetapan ionisasi dari beberapa asam lemah dapat dilihat pada tabel 4.1 sebagai berikut, (Day & Underwood, 2002).

Tabel 4.1 Tetapan Ionisasi Beberapa Asam Lemah dalam Air pada Suhu 25 °C

Jenis Asam	Kesetimbangan Ionisasi	Tetapan Ionisasi, Ka	pKa
asetat	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	1.74×10^{-5}	4.76
Benzoat	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	6.3×10^{-5}	4.20
Klorit	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$	1.2×10^{-2}	1.92
Format	$\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$	1.8×10^{-4}	3.74
Nitrit	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	6.7×10^{-4}	3.29
Fenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.6×10^{-10}	9.80
Hidrosianida	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	4.0×10^{-10}	9.40
Hidrofluorat	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	6.7×10^{-4}	3.17
Hidroklorit	$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	2.95×10^{-8}	7.53
monokloroasetat	$\text{HC}_2\text{H}_2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_2\text{ClO}_2^-$	1.35×10^{-3}	2.87

Sumber: (Day & Underwood, 2002)

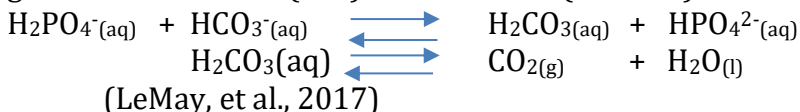
Beberapa asam lemah merupakan molekul-molekul netral sebagai asam, ada yang bersifat sebagai asam-asam Bronsted-Lowry kuat, sebagian besar sebagai asam lemah. Kation sebagai asam-asam lemah, sedangkan ion-ion amonium dan hidrat ion-ion logam, menghasilkan larutannya dalam air yang bersifat asam.



Anion-anion sebagai asam-asam Bronsted-Lowry seperti anion dihidrogen fosfat (H_2PO_4^-), sebagai asam dalam bubuk pengembang, dapat dilihat pada persamaan reaksi sebagai berikut:



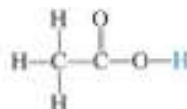
Berfungsi sebagai penyedia ion hidrogen untuk menghasilkan gas karbon dioksida (CO_2) dari soda kue (NaHCO_3).



4.2.1 Cara Mengenal Asam Lemah

Salah satu unsur kunci dari suatu senyawa asam adalah hidrogen (H), tetapi suatu senyawa tidak dapat disebut asam hanya karena memiliki atom hidrogen. Satu atau lebih atom H harus dapat terionisasi. Misalnya, asam asetat sebagai asam lemah dengan rumus yang dapat dituliskan dalam 5 cara yang berbeda :

Rumus empiris	: CH_2O
Rumus molekul	: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
Rumus asam	: $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
Rumus struktur yang dipadatkan	: CH_3COOH
Rumus struktur	:



(Day & Underwood, 2002)

Rumus empiris ditentukan berdasarkan analisis sederhana seperti analisis pembakaran. Pada rumus di atas tidak ada petunjuk yang dapat menjelaskan bahwa asam asetat adalah asam. Rumus molekul menunjukkan bahwa berat molekul asam asetat adalah 60 ($2 \times$ berat rumus empiris), akan tetapi tidak ada petunjuk tentang asal dari keasaman. Pada rumus asam dapat ditunjukkan bahwa satu dari empat atom H berbeda dari tiga atom lainnya. Atom H adalah atom yang terionisasi apabila asam asetat ditambahkan pada air. Pada rumus struktur yang dipadatkan, lebih spesifik perbedaan antara satu atom H yang terikat pada atom O dengan tiga atom H yang terikat pada atom C. sedangkan pada rumus struktur yang lengkap bahkan lebih spesifik lagi dalam menunjukkan penataan ikatan. Jika atom hidrogen yang dapat terionisasi dituliskan pada awal rumus, maka akan lebih jelas menentukan keasaman dari senyawa asam.

4.2.2 Contoh Soal

1. Tentukan konsentrasi ion H^+ dalam larutan CH_3COOH 0,05 M jika derajat ionisasi (α) = 1 %!

Penyelesaian:

Larutan CH_3COOH adalah asam lemah dengan derajat ionisasi (α) = 1 dengan konsentrasi 0,005 M. Reaksi:



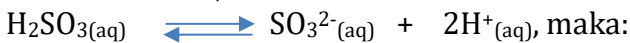
$$\begin{aligned}[H^+] &= [HA] \times \alpha \\ &= 0,05 \times 1 \% \\ &= 0,05 \times 0,01 \\ &= 0,0005 \text{ atau } 5 \times 10^{-4} \text{ M}\end{aligned}$$

Jadi konsentrasi H^+ dalam larutan CH_3COOH = 0,0005 atau 5×10^{-4} M

2. Tentukan konsentrasi ion H^+ dalam larutan H_2SO_3 0,001 M jika $K_a = 1 \times 10^{-5}$!

Penyelesaian:

Larutan H_2SO_3 adalah asam lemah dengan $K_a = 1 \times 10^{-5}$ dan konsentrasi = 0,001 M. Reaksi:



$$\begin{aligned}[H^+] &= \{\sqrt{K_a \times [HA]}\} \\ &= \{\sqrt{1 \times 10^{-5} \times 0,001}\} \\ &= \{\sqrt{10^{-5} \times 10^{-3}}\} \\ &= 10^{-4} \text{ M}\end{aligned}$$

Jadi konsentrasi H^+ dalam larutan H_2SO_3 adalah 10^{-4} M atau 0,0001 M (Lopez, 2020).

3. Derajat ionisasi HF 0,1 adalah 1 %, berapa nilai $[H^+]$ dan K_a HF sebagai asam lemah?

Penyelesaian:

$$\begin{aligned}[H^+] &= M_{\text{asam}} \times \alpha \\ [H^+] &= 0,1 \times 0,01 \\ &= 0,001 = 10^{-3} \text{ M} \\ K_a &= (a \times \alpha^2) \\ &= 0,1 \times (0,01)^2 \\ &= 10^{-5}\end{aligned}$$

Jadi konsentrasi H^+ adalah 10^{-3} M dan $K_a = 10^{-5}$ ((KEMDIKBUD), 2019).

4. Konsentrasi ion H^+ dalam larutan asam lemah monoprotik adalah 10^{-3} M. Jika tetapan kesetimbangan asam tersebut adalah 10^{-6} , tentukan persentase asam yang terionisasi!

Penyelesaian:

$$[H^+] = \{\sqrt{K_a \times [HA]}\}$$

$$10^{-3} = \{\sqrt{K_a \times [HA]}\}$$

$$10^{-6} = 10^{-6} \times [HA]$$

$$[HA] = 1$$

Karena $[K_a] = \alpha^2 \times [HA]$, maka

$$\alpha = \{\sqrt{K_a / [HA]}\}$$

$$= \{\sqrt{10^{-6} / 1}\}$$

$$= 10^{-3}, \text{ sehingga}$$

$$\alpha = 10^{-3} \times 100 \%$$

$$= 0,1 \%$$

Jadi persentase asam yang terionisasi adalah 0,1 % (Seifter, 2014).

4.3 Basa Lemah

Senyawa basa pada umumnya tersusun atas ion logam dan ion OH^- . Senyawa basa yang tersusun dari unsur logam selain golongan IA dan IIA (kecuali Be dan Mg) dikategorikan sebagai basa lemah. Basa lemah merupakan suatu larutan basa yang melepaskan sebagian ion OH^- . Basa lemah memiliki derajat ionisasi yang sama dengan asam lemah yaitu antara nol sampai satu ($0 < \alpha < 1$), berarti senyawa basa lemah tidak terionisasi sempurna dalam larutannya (Wardani & Arifiyani, 2020).

Reaksi ionisasi basa lemah merupakan reaksi kesetimbangan. Secara umum, ionisasi basa lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut:



(Situmaorang & Ginting, 2017)

Jenis-jenis asam lemah antara lain amonium hidroksida, senyawa aluminium hidroksida dengan persamaan reaksi berikut:



Dari persamaan reaksi di atas, maka dapat diketahui bahwa dalam larutan aluminium (III) hidroksida terdapat molekul Al(OH)_3 , ion Al^{3+} , dan ion OH^- (Wardani & Arifiyani, 2020).

Konsentrasi ion OH^- dapat ditentukan dengan menggunakan rumus sebagai berikut:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \times M_{\text{basa}}$$

Atau

$$[\text{OH}^-] = \{\sqrt{K_b \times M_{\text{basa}}}\}$$

Keterangan:

$[\text{OH}^-]$: konsentrasi ion OH^-

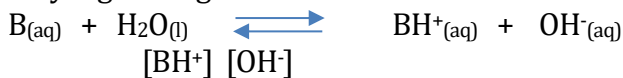
α : derajat ionisasi (senyawa basa lemah maka nilai $0 < \alpha < 1$)

K_b : tetapan ionisasi basa

M_{basa} : konsentrasi larutan basa (M)

Pada senyawa basa lemah, konsentrasi ion OH^- tidak dipengaruhi oleh valensi atau jumlah OH^- tapi dipengaruhi oleh tetapan ionisasi basa (Wardani & Arifiyani, 2020).

Nilai tetapan (konstanta) ionisasi basa (K_b) dapat ditentukan berdasarkan persamaan reaksi ionisasi. Basa lemah umumnya sukar larut dalam air, dan satu-satunya basa lemah yang larut sempurna dalam air adalah amonium hidroksida (NH_4OH). Pernyataan kesetimbangan dari basa lemah dalam air dengan nilai K_b yang kurang dari 1:



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \quad (\text{LeMay, et al., 2017})$$

Karena $[\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$, maka

$$K_b = [\text{OH}^-]^2 / [\text{B}]$$

Senyawa B yang terurai sangat sedikit, maka $[\text{B}]_{\text{sisas}} = [\text{B}]_{\text{mula-mula}} = M_{\text{basa}}$, maka

$$[\text{OH}^-] = \{\sqrt{K_b \times M_{\text{basa}}}\}$$

Berdasarkan persamaan rumus di atas, maka makin besar K_b , makin besar pula $[\text{OH}^-]$ atau sifat basa makin kuat. Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa makin besar K_b , maka sifat

basa makin kuat pula. Tetapan ionisasi beberapa basa lemah dapat dilihat pada tabel 4.2 berikut:

Tabel 4.2 Tetapan Ionisasi Beberapa Basa Lemah dalam Air pada Suhu 25 °C

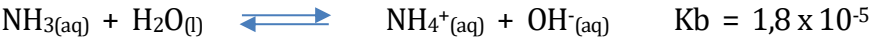
Jenis Basa	Kesetimbangan Ionisasi	Tetapan Ionisasi, Kb	pKb
Amonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.74×10^{-5}	4.76
Anilin	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.3×10^{-10}	9.37
Etilamina	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.4×10^{-4}	3.36
Hidroslamina	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	9.1×10^{-9}	8.04
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.2×10^{-4}	3.38
piridin	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	2.0×10^{-9}	8.70

Sumber: (Day & Underwood, 2002)

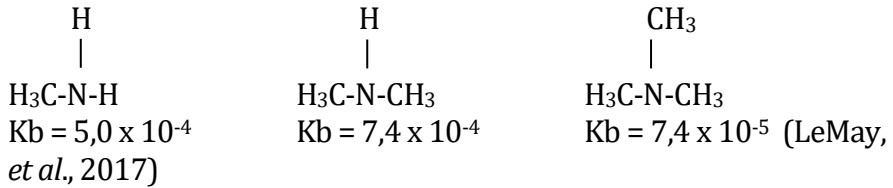
Suatu senyawa basa lemah (B) dengan konsentrasi b molar B akan terionisasi sebagian dengan derajat ionisasi (α membentuk B⁺ dan OH⁻. Konsentrasi ion OH⁻ untuk basa lemah dapat ditentukan, yaitu dengan penurunan rumus seperti pada asam lemah, sehingga diperoleh persamaan reaksi sebagai berikut:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \times M_{\text{basa}} \quad ((\text{KEMDIKBUD}), 2019)$$

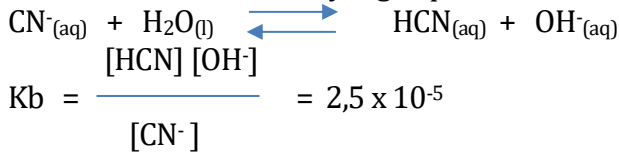
Beberapa basa lemah merupakan molekul-molekul netral sebagai basa, seperti amonia merupakan basa lemah yang paling dikenal dengan menghasilkan ion hidroksida dalam jumlah yang sangat kecil, jika menerima proton dari air.



Senyawa ini merupakan anggota kelompok senyawa-senyawa amina yang paling sederhana. Dengan menggantikan atom H dari NH₃ misalnya gugus metil (CH₃) diperoleh berbagai basa dengan kekuatan berbeda:



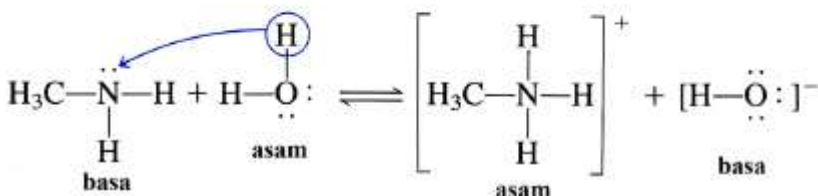
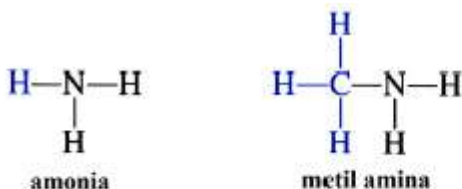
Anion-anion dari basa lemah berperan sebagai basa Bronsted-Lowry dalam larutan air. Misalnya ion CN^- merupakan basa konjugasi dari asam lemah HCN, menghasilkan konsentrasi ion hidroksida dalam air yang dapat diukur.



Ion sianida merupakan basa yang lebih lemah dari ion hidroksida, dan kesetimbangan diprediksi ke arah kanan. Ion sianida merupakan basa dengan kekuatan sedang di antara dua basa seperti, amoniak dan karbonat, sehingga ion sianida jelas reaksinya dengan yang menghasilkan larutan sedikit basa. Secara umum, basa konjugasi dari suatu asam lemah menghasilkan larutan dalam air yang bersifat basa (LeMay, *et al.*, 2017).

4.3.1 Cara Mengenal Asam Lemah

Pada tabel 4.2 dapat dilihat bahwa semua, kecuali piridin dapat dianggap sebagai amonia dengan beberapa gugus lain ($-\text{C}_6\text{H}_5$, $-\text{C}_2\text{H}_5$, $-\text{OH}$, $-\text{CH}_3$) sudah disubstitusi dengan salah satu atom H. Substitusi atom H oleh gugus metil, $-\text{CH}_3$ dan ionisasi metilamina sebagai Bronsted-Lowry adalah sebagai berikut:



dengan tetapan ionisasi adalah,

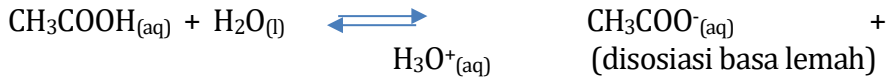
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = 4.2 \times 10^{-4}$$

Tidak semua basa lemah mengandung unsur N, tetapi sangat banyak yang mengandung unsur N, sehingga kemiripan dengan NH_3 dapat diketahui. Pada larutan basa lemah dalam air, kecuali larutan sangat encer atau harga K_b sangat kecil (mendekati harga K_w), dapat diasumsikan bahwa semua OH^- dihasilkan oleh basa lemah dan semua H_3O^+ dihasilkan oleh self ionisasi dari air.

Garam dari kation asam lemah dan anion asam lemah bahwa yang berperan sebagai asam lemah adalah kation dan basa lemah sebagai anion, sehingga kedua ion bereaksi dengan air. Keasaman larutan bergantung pada kekuatan relatif asam dan basa masing-masing ion, yang diperoleh dengan membandingkan tetapan kesetimbangannya. Misalnya amonium setat dengan ion amonium sebagai asam konjugasi dari basa lemah, jadi berperan sebagai asam lemah.



Ion asetat merupakan anion dari asam lemah CH_3COOH , jadi berperan sebagai basa kuat.



Sifat larutan bergantung pada besarnya nilai K_a dan K_b . Jika nilai K_a lebih besar dari K_b maka larutan bersifat asam, sebaliknya jika nilai K_a lebih kecil dari K_b maka larutan bersifat .

Senyawa asam lemah maupun basa lemah tidak cukup untuk mengion dalam larutan. Persamaan reaksi antara asam lemah seperti CH_3COOH sebagai basa lemah seperti NH_3 dalam jumlah ekimolar dapat dituliskan dalam bentuk molekul:



Dalam hal ini baik anion maupun kation bereaksi dengan air:



Dari kedua reaksi di atas dapat disimpulkan bahwa sifat larutan (asam, basa, dan netral) tergantung pada sejauh mana CH_3COO^- dan NH_4^+ bereaksi dengan air. Dalam hal ini, reaksi CH_3COO^- dan NH_4^+ dengan air dapat dikatakan sama, sehingga larutan bersifat netral (LeMay, *et al.*, 2017).

4.3.2 Contoh Soal

1. Suatu larutan basa lemah NH_4OH 0,1 M dalam air terionisasi 1 %, tentukan:

- a. Jumlah $[\text{OH}^-]$ yang terbentuk
- b. Nilai K_b

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} \text{a. } [\text{OH}^-] &= M_{\text{basa}} \times \alpha \\ &= 0,1 \times 0,01 \\ &= 0,001 \text{ M} \\ &= 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b. } [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b \times M_{\text{basa}}} \\ K_b &= [\text{OH}^-]^2 / M_{\text{basa}} \\ &= (0,001)^2 / 0,1 \\ &= 0,00001 \\ &= 1 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

Jadi jumlah $[\text{OH}^-]$ yang terbentuk 10^{-3} M dan nilai $K_b = 1 \times 10^{-5}$

2. Sebanyak 6,8 g NH_3 ($M_r = 17$) dilarutkan ke dalam air sehingga volume larutan menjadi 1000 mL dengan nilai $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$. Hitunglah derajat ionisasi NH_3 !

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} \text{Mol NH}_3 &= \text{massa} / M_r \\ &= 6,8 / 17 \\ &= 0,4 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{NH}_4\text{OH}] &= n / v \\ &= 0,4 \text{ mol} / 1 \text{ L} \\ &= 0,4 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \alpha &= \sqrt{K_b \times M} \\ &= 10^{-5} / 4 \times 10^{-1} \\ &= 5 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

3. Senyawa kokain ($\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{N}$) mempunyai kelarutan dalam air sebesar 1,7 g/L larutan dengan $\text{pH} = 10,08$. Hitung K_b dari kokain!

Penyelesaian:



Karena tetapan ionisasi memerlukan konsentrasi molaritas, maka terlebih dahulu dihitung konsentrasi dalam molaritas.

$$\begin{aligned} \text{Mol C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{N} &= \text{massa} / M_r \\ &= 1,7 / 303 \\ &= 0,056 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{N}] &= n / v \\ &= 0,056 \text{ mol} / 1 \text{ L} \\ &= 5,6 \times 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

Reaksi :



Dalam larutan : $5,6 \times 10^{-3} \text{ M}$ - -

Perubahan	: -x M	+x M	+x M
Setimbang	: (5,6 x 10 ⁻³ -x)M	x M	x M

Data x tidak diketahui, dan x merupakan [OH⁻] yang dapat dihitung dari pOH larutan, sehingga perlu dihitung terlebih dahulu pOH.

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= 14 - \text{pH} \\ &= 14 - 10,08 \\ &= 3,92 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Log [OH}^-] &= -\text{pOH} \\ &= -3,92 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] = x &= \text{anti log } (-3,92) \\ x &= 1,2 \times 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} K_b &= \frac{[\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{N}]} \\ &= \frac{x \cdot x}{(5,6 \times 10^{-3} - x)} \\ &= \frac{(1,2 \times 10^{-3}) \cdot (1,2 \times 10^{-3})}{(5,6 \times 10^{-3}) - (1,2 \times 10^{-3})} \\ &= 2,6 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

Jadi nilai K_b dari kokain yang diperoleh adalah 2,6 x 10⁻⁶

4.4 Reaksi Asam Lemah dengan Basa Lemah

Garam yang terbentuk dari reaksi asam lemah dan basa lemah merupakan garam yang mengalami hidrolisis sempurna. Misalnya, reaksi antara amonia (NH₄OH) sebagai basa lemah dengan asam asetat (CH₃COOH) sebagai asam lemah membentuk senyawa garam amonium asetat. Dalam larutannya, amonia asetat dapat terionisasi sempurna menjadi ion NH₄⁺ dan CH₃COO⁻ yang dapat bereaksi dengan air (H₂O). Ion H⁺ dan ion OH⁻ yang berasal dari molekul air bereaksi dengan ion CH₃COO⁻ dan ion NH₄⁺, sehingga konsentrasi H⁺ ataupun OH⁻ dalam larutan tidak ada yang berlebih.

Sifat keasaman atau kebasaan garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah tidak tergantung pada konsentrasi garam, melainkan bergantung pada tetapan ionisasi asam lemah atau basa lemah. Jika nilai tetapan ionisasi asam sama dengan tetapan ionisasi basa, maka garam yang terbentuk bersifat netral. Jika nilai tetapan ionisasi asam lemah lebih besar dari pada tetapan ionisasi basa lemah, maka garam yang terbentuk bersifat asam. Sedangkan jika nilai tetapan ionisasi asam lemah lebih kecil dari pada tetapan ionisasi basa lemah, maka garam yang terbentuk bersifat basa.

Derajat keasaman garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah dapat diperkirakan dengan persamaan rumus sebagai berikut:

$$[H^+] = \sqrt{K_w \times K_a / K_b}$$

Keterangan:

$[H^+]$ = konsentrasi ion H^+

K_w = tetapan ionisasi air (10^{-14})

K_a = tetapan ionisasi asam lemah

K_b = tetapan ionisasi basa lemah (Wardani & Arifiyani, 2020)

DAFTAR PUSTAKA

- (KEMDIKBUD), K. P. d. K., 2019. *pH Larutan*. Bandung: Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan Ilmu Pengetahuan Alam (PPPPTK IPA) .
- Day, R. A. & Underwood, A. L., 2002. *Analisis Kimia Kuantitatif*. Keenam ed. Jakarta: Erlangga.
- LeMay, H. E. et al., 2017. *Chemistry The Central Science*. s.l.:New Jersey: Prentice Hall.
- Lopez, Y. F. d., 2020. *Kimia*. Kupang: Program Studi Manajemen Pertanian, Politeknik Pertanian Negeri Kupang, Nusa Tenggara Timur (NTT).
- Seifter, J., 2014. Integration of Acid-Base and Electrolyte Disorders. *N Engl J. Med.*, 371(19), pp. 1821-1831.
- Situmaorang, M. & Ginting, Y. K., 2017. *Acid-Base Equilibrium*. Jakarta: Esis.
- Svehla, G., 1990. *VOGEL 1: Buku Teks Analisis Anorganik Kualitatif Makro dan Mikro*. Jakarta: PT. Kalman Media Pustaka.
- Viswanatha, P. A. & Putra, K. A. H., 2017. *Keseimbangan Asam Basa*. Denpasar: Bagian Ilmu Anestesia dan Terapi Intensif, RSUP Sanglah.
- Wardani, R. K. & Arifiyani, D., 2020. *Suhu, Waktu, Dan Kelarutan Kalsium Oksalat pada Umbi Porang*. Surabaya: Penerbit Graniti.

BAB V

EFEK ION SENAMA

Oleh Anisa Aurum Ningtyas

5.1 Pendahuluan

Adanya ion senama dapat mempengaruhi kelarutan suatu zat. Penambahan jumlah ion senama akan menyebabkan kelarutan yang dimiliki oleh suatu zat menjadi berkurang. Proses yang terjadi ini tidak akan berpengaruh terhadap harga tetapan hasil kali kelarutan selama suhu yang terdapat di dalamnya tidak berubah (Kurniadi, 2013).



Gambar 5.1

Larutan Jenuh Ag_2CrO_4 -
Pengaruh Ion Senama
Terhadap Kelarutan

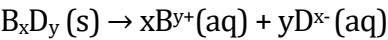
(Sumber: <https://www.rumuskimia.net/2016/02/pengaruh-ion-senama-terhadap-kelarutan.html>)

5.2 Kelarutan

Kelarutan dapat didefinisikan sebagai jumlah suatu zat (dinyatakan dengan mol atau gram) yang dapat melarut di dalam

larutan jenuh sebanyak satu liter pada suhu tertentu. Kelarutan disimbolkan dengan "s" (Haryono, 2019).

Secara rinci, konsep kelarutan dapat dijelaskan yaitu ketika terdapat suatu larutan jenuh misanya saja B_xD_y , maka reaksi kesetimbangan yang terjadi, yaitu:



Berdasarkan reaksi tersebut, konstanta kesetimbangan dapat dituliskan sebagai berikut:

$$K = \frac{[B^{y+}]^x [D^{x-}]^y}{[B_xD_y]}$$

Sesuai dengan persamaan di atas, $[B_xD_y]$ dianggap konstant, sehingga diperoleh konstanta hasil kali kelarutan yaitu:

$$K_{sp} [B_xD_y] = [B^{y+}]^x [D^{x-}]^y$$

dengan:

- K_{sp} = tetapan hasil kali kelarutan
- $[B^{y+}]$ = konsentrasi ion B^{y+} dalam larutan jenuh (molar)
- $[D^{x-}]$ = konsentrasi ion D^{x-} dalam larutan jenuh (molar)
- x, y = koefisien reaksi ion B^{y+} dan D^{x-}

Tabel berikut menyajikan harga K_{sp} dari senyawa elektrolit yang sukar larut dan ditetapkan pada suhu 25°C (Komarudin, 2015).

Tabel 5.1 Tetapan hasil kali kelarutan berbagai senyawa pada 25°C

Senyawa	K_{sp}	Senyawa	K_{sp}
Perak iodat, $AgIO_3$	$3,1 \times 10^{-8}$	Barium fluorida, BaF_2	$1,7 \times 10^{-4}$

Tembaga (I) iodat, CuIO_3	$1,4 \times 10^{-7}$	Kalsium fluorida, CaF_2	$3,9 \times 10^{-11}$
Tembaga (II) iodat, $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	$2,6 \times 10^{-13}$	Magnesium fluorida, MgF_2	$6,6 \times 10^{-9}$
Perak karbonat, Ag_2CO_3	$6,2 \times 10^{-12}$	Timbal (II) fluorida	$3,6 \times 10^{-4}$
Barium karbonat, BaCO_3	$8,1 \times 10^{-9}$	Strontium fluorida, SrF_2	$2,8 \times 10^{-9}$
Kalsium karbonat, CaCO_3	$8,7 \times 10^{-9}$	Perak klorida, AgCl	$1,6 \times 10^{-10}$
Timbal (II) karbonat, PbCO_3	$3,3 \times 10^{-14}$	Tembaga (I) klorida, CuCl	$1,0 \times 10^{-6}$
Magnesium karbonat, MgCO_3	$4,0 \times 10^{-5}$	Raksa (I) klorida, Hg_2Cl_2	$2,0 \times 10^{-18}$
Strontium karbonat, SrCO_3	$1,6 \times 10^{-9}$	Perak bromida, AgBr	$7,7 \times 10^{-13}$
Perak kromat, Ag_2CrO_4	$1,9 \times 10^{-12}$	Tembaga (I) bromida, CuBr	$4,2 \times 10^{-8}$
Barium kromat, BaCrO_4	$2,1 \times 10^{-10}$	Raksa (I) bromida, Hg_2Br_2	$1,3 \times 10^{-21}$
Timbal (II) kromat, PbCrO_4	$1,8 \times 10^{-14}$	Perak Iodida, AgI	$1,5 \times 10^{-16}$
Tembaga (II) oksalat, $\text{Cu}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$2,9 \times 10^{-8}$	Tembaga (I) iodida, CuI	$5,1 \times 10^{-12}$
Besi (II) oksalat, FeC_2O_4	$2,1 \times 10^{-7}$	Timbal (II) iodida, PbI_2	$1,4 \times 10^{-8}$

Magnesium oksalat, MgC_2O_4	$8,6 \times 10^{-5}$	Raksa (I) iodida, Hg_2I_2	$1,2 \times 10^{-28}$
Timbal (II) oksalat, PbC_2O_4	$2,7 \times 10^{-11}$	Perak hidroksida, AgOH	$1,5 \times 10^{-8}$
Strontium oksalat, SrC_2O_4	$5,6 \times 10^{-8}$	Aluminium hidroksida, $\text{Al}(\text{OH})_3$	$3,7 \times 10^{-15}$
Barium sulfat, BaSO_4	$1,1 \times 10^{-10}$	Besi (III) hidroksida, $\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,1 \times 10^{-36}$
Kalsium sulfat, CaSO_4	$2,4 \times 10^{-5}$	Besi (II) hidroksida, $\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1,6 \times 10^{-14}$
Timbal (II) sulfat, PbSO_4	$1,1 \times 10^{-8}$	Magnesium hidroksida, $\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,2 \times 10^{-11}$
Zink hidroksida, $\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,5 \times 10^{-17}$	Mangan (II) hidroksida, $\text{Mn}(\text{OH})_2$	$2,0 \times 10^{-13}$

Sumber: (Komarudin, 2015)

Beberapa contoh dari penulisan K_{sp} dituliskan sebagai berikut:

- $\text{PbS (s)} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$
 $K_{sp} \text{ PbS} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{S}^{2-}]$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
 $K_{sp} \text{ Ca}(\text{OH})_2 = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$
 - $\text{Bi}(\text{OH})_3 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{Bi}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$
 $K_{sp} \text{ Bi}(\text{OH})_3 = [\text{Bi}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$
- (Komarudin, 2015)

Di bawah ini merupakan informasi mengenai pelarutan padatan ionik terhadap larutan yang berair, yaitu:

- Jika nilai Q lebih kecil dari K_{sp} , menjadikan larutan bersifat tak jenuh serta tidak menimbulkan endapan
- Jika nilai Q sama besarnya dengan nilai K_{sp} , menjadikan larutan bersifat jenuh
- Jika nilai Q lebih besar dari K_{sp} , menjadikan larutan bersifat lewat jenuh serta menimbulkan endapan (Yusuf, 2019)

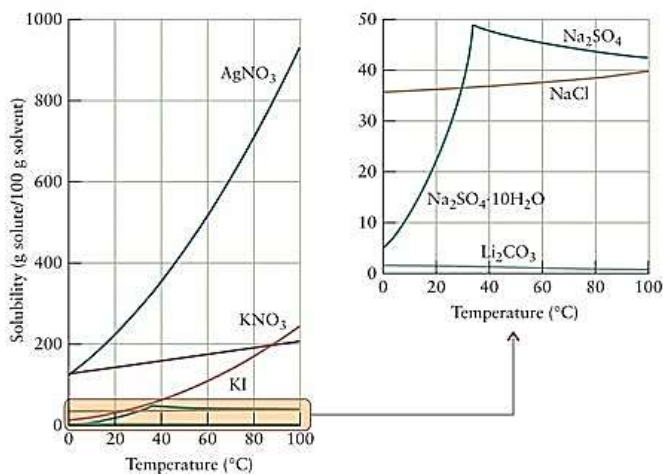
5.3 Kurva Kelarutan

Energi kisi dibutuhkan supaya keduanya dapat melarut. Proses ini termasuk ke dalam proses endoterm yaitu ketika kristal mengalami penguraian. Solvasi dikatakan lebih besar daripada energi kisi ketika bagian yang melarut diselubungi oleh molekul pelarut (Yusuf, 2019).

Kelarutan suatu zat akan semakin besar seiring dengan meningkatnya temperatur. Syaratnya adalah apabila reaksi kimia tidak berlangsung pada zat yang larut dan juga pada zat pelarut. Namun, ketika energi solvasi lebih kecil dari energi kisi, maka kelarutan akan menjadi berkurang dengan bertambahnya suhu (Yusuf, 2019).

Sementara itu, kelarutan tidak akan dipengaruhi oleh suhu saat energi kisi dan energi solvasi seimbang.

Berikut merupakan hubungan antara kelarutan dengan suhu yang diwakilkan oleh sebuah kurva yang dinamakan dengan kurva kelarutan.



Gambar 5.2

Pengaruh variasi temperatur terhadap kelarutan beberapa garam dalam air.

Sumber: (Atkins & Jones, 2010)

Berdasarkan kurva tersebut, terlihat ada beberapa garam yang memiliki reaksi pelarutan bersifat eksoterm. Hal ini berakibat garam tersebut akan memiliki nilai kelarutan yang justru menurun pada suhu tinggi. Misalnya saja pada litium karbonat. Senyawa tersebut lebih sukar larut pada suhu tinggi karena karakteristik ion-ionnya yang dapat terhidrasi secara ekstensif di dalam air.

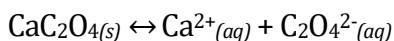
5.4 Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Ion positif dan ion negatif sebagai partikel dasar pembentukan suatu senyawa akan diperoleh ketika terjadi peristiwa senyawa-senyawa ion terlarut dan terurai di dalam air. Larutan jenuh senyawa ion Ketika ditambahkan kristal senyawa ion akan menyebabkan senyawa tambahan tersebut tidak larut serta akan menimbulkan endapan (Yusuf, 2019).

Ukuran kelarutan suatu garam dinamakan dengan K_{sp} . Nilai ini bisa dihitung apabila kelarutan molar diketahui. Dapat

disimpulkan pula bahwa bila K_{sp} sudah diketahui, maka kelarutan molar dapat dihitung. Istilah lainnya selain K_{sp} yaitu pK_{sp} atau -log K_{sp}. Jika ditinjau dari kecenderungannya, maka nilai pK_{sp} akan semakin besar jika nilai K_{sp} semakin kecil. Hal ini menandakan bahwa kelarutan yang kecil. Sementara itu kelarutan yang besar ditunjukkan oleh nilai pK_{sp} yang kecil.

K_{sp} disebut juga sebagai hasil kali kelarutan. Istilah ini sering digambarkan sebagai nilai yang dinamakan dengan tetapan kesetimbangan dari suatu garam atau basa yang memiliki kemampuan sukar larut dalam suatu larutan yang bersifat jenuh. Selain itu, hasil kali kelarutan dapat dihubungkan juga dengan kelarutan jika dilihat dari stoikiometri reaksinya, yaitu saat larutan bersifat jenuh maka terbentuk suatu kesetimbangan antara ion-ion dengan zat-zat yang tidak larut. Laju reaksi yang terbentuk sama yang menyebabkan suatu kesetimbangan bisa tercapai. Berikut ini adalah salah satu contoh reaksinya. Reaksi kesetimbangan yang terjadi pada larutan jenuh CaC₂O₄ dalam air:



Berdasarkan reaksi di atas, konstanta reaksi dapat dituliskan sebagai berikut:

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

Saat senyawa CaC₂O₄ yang telarut di dalam air berjumlah sangat sedikit, menjadikan konsentrasi CaC₂O₄ dianggap tetap. Hal serupa juga terjadi pada garam-garam diantaranya HgF₂ dan AgCl. Hanya sedikit sekali jumlah dari masing-masing senyawa tersebut yang dapat terlarut dalam air. Namun, karena kedua senyawa tersebut tergolong larutan elektrolit jika dilarutkan ke dalam air, maka tetap akan terionisasi dalam larutan dan membentuk kesetimbangan (Yusuf, 2019).

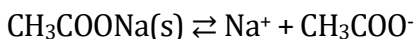
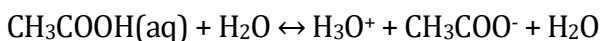
5.5 Pengaruh Ion Sejenis pada Kelarutan

Adanya ion sejenis akan menyebabkan kelarutan suatu senyawa menjadi berkurang. Hal ini disebabkan karena senyawa akan mengalami pengendapan oleh ion sejenis ini. Peristiwa ini

dapat dijelaskan oleh adanya pengendapan perak klorida yang telah diujicobakan (Yusuf, 2019).

Efek ion senama terjadi pada saat kita menambahkan ion senama ke dalam suatu larutan jenuh yang berada pada kesetimbangannya. Ketika ion senama tersebut ditambahkan, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah kiri dan membentuk endapan. Endapan ini terbentuk karena adanya penurunan kelarutan.

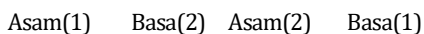
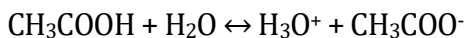
Misalnya saja pada garam CH_3COO . Garam ini terbentuk dari senyawa asam lemah dan basa kuat. Larutan yang di dalamnya mengandung campuran antara senyawa asam asetat (CH_3COOH) dan natrium asetat (CH_3COONa) akan menghasilkan ion asetat (CH_3COO^-).



Natrium asetat (CH_3COONa) sebagai suatu elektrolit kuat akan terurai sempurna menjadi ion Na^+ dan CH_3COO^- . Sementara itu, asam asetat adalah asam lemah yang nantinya dapat terurai lebih sedikit menjadi ion. Adanya penambahan ion CH_3COO^- ke dalam larutan yang berasal dari garam CH_3COONa sesuai dengan azas Le Chatelier dan reaksi kesetimbangan CH_3COOH akan bergeser ke kiri (Haryono, 2019).

Azas Le Chatelier:

" Bila pada sistem kesetimbangan dinamik ada gangguan sehingga kesetimbangan terganggu (rusak) maka sistem akan berubah sedemikian rupa sehingga gangguan itu berkurang dan bila mungkin akan kembali ke keadaan setimbang lagi."



CH_3COO^- sebagai larutan basa yang ada dalam reaksi balik, sehingga H_3O^+ bersifat asam. Adanya pengaruh jumlah $[\text{H}_3\text{O}^+]$ yang berkurang akan menyebabkan pH larutan menjadi meningkat. Ion

asetat adalah ion senama dalam larutan asam asetat dan larutan natrium asetat, sehingga dapat mempengaruhi pergeseran kesetimbangan. Berikut ini adalah reaksi suatu larutan yang merupakan campuran dari asam lemah (HA) dengan garamnya (BA).



Dari persamaan reaksi tersebut, diperoleh nilai tetapan ionisasi K_a :

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

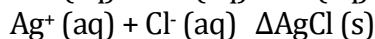
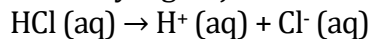
Berdasarkan reaksi di atas, hanya sedikit [HA] yang mengion, sementara itu jumlah BA yang terurai sempurna yang menyebabkan [HA] disebut sebagai konsentrasi asam dan $[A^-]$ sebagai konsentrasi garam. Oleh karena itu, terdapat persamaan yang disebut dengan persamaan Henderson-Hasselbalch dan dituliskan sebagai berikut (Haryono, 2019):

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

dan

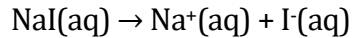
$$pOH = pK_b + \log \frac{[garam]}{[basa]}$$

Contoh lain dari pengaruh ion senama ini adalah adanya larutan jenuh AgCl yang ditambahkan dengan HCl. Proses penambahan tersebut menyebabkan kesetimbangan AgCl menjadi terganggu. Berikut reaksi yang terjadi:



Dalam reaksi tersebut, kehadiran Cl^- pada reaksi ionisasi HCl menyebabkan konsentrasi Cl^- pada kesetimbangan bergeser ke arah kiri, sehingga menghasilkan endapan AgCl. Hal ini menyebabkan kelarutan menjadi berkurang.

Peristiwa selanjutnya terjadi pada larutan AgI yang akan lebih sukar larut dalam air yang mengandung ion Ag^+ maupun ion I^- daripada air yang mengandung air murni saja. Dalam hal ini, reaksi yang terjadi yaitu:



Terdapatnya ion I^- yang dihasilkan dari proses ionisasi NaI(aq) menyebabkan kesetimbangan reaksi bergeser ke arah kiri pada reaksi pertama. Pergeseran ini akan menyebabkan AgI menjadi mengendap dan kelarutan AgI menjadi berkurang.

Dari beberapa contoh yang dijelaskan sebelumnya, adanya ion sejenis menyebabkan nilai kelarutan (s) menjadi lebih kecil. Apabila A_mB_n dilarutkan ke dalam larutan yang di dalamnya mengandung ion B^- (ion sejenis), maka nilai kelarutan dapat dihitung menggunakan persamaan berikut ini (Komarudin, 2015):

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P., & Jones, L. (2010). *Chemical Principles: The Quest for Insight, 5th Edition*. New York: W. H. Freeman and Company.
- Haryono, H. E. (2019). *Kimia Dasar* (Cetakan Pertama). Yogyakarta: deepublish.
- Komarudin, O. (2015). *Big Book Kimia SMA Kelas 1,2,&3*. Jakarta: Cmedia Imprint Kawan Pustaka.
- Kurniadi, D. (2013). *UPAYA MENINGKATKAN HASIL BELAJAR KIMIA SISWA SMA N 1 BAWANG BANJARNEGARA KELAS XI IPA I DENGAN PENDEKATAN PBL(PROJECT-BASED LEARNING) BERBASIS BAHAN SEKITAR* [Skripsi]. Semarang: Universitas Negeri Semarang.
- Yusuf, Y. (2019). *Belajar Mudah Kimia Analisis*. Tangerang: EduCenter Indonesia.

BAB VI

LARUTAN PENYANGGA

Oleh Lovi Sandra

6.1 Definisi Larutan Penyangga

Untuk menjalankan fungsinya dengan baik, tubuh manusia harus dapat mempertahankan derajat keasaman (pH) dalam tubuhnya. Salah satu contohnya adalah pada proses pemecahan protein dalam lambung dengan peptidase sebagai enzimnya. Jika lambung yang berisi cairan berada di kisaran pH = 3, maka proses tersebut dapat berlangsung dengan baik. Untuk menstabilkan pH di kisaran tersebut diperlukan suatu sistem yang dapat mempertahankan pH itu dan biasa kita kenal sebagai larutan penyangga (*buffer*). Larutan *buffer* dapat memberikan peranan penting di seluruh proses reaksi kompleks yang terjadi di tubuh manusia.

Dari sedikit pemaparan diatas, dapat kita tarik sebuah definisi tentang larutan penyangga (*buffer*). *Buffer solution* adalah larutan yang tetap dalam posisi stabil dalam mempertahankan pH meskipun dengan penambahan sedikit asam, sedikit basa atau penambahan air (diencerkan) (Chang, 2005). Berkat sifat larutan *buffer*, tubuh manusia mampu mempertahankan pH meskipun menerima berbagai penambahan, baik asam maupun basa. Jadi, agar larutan dapat bertindak sebagai penyangga, maka larutan tersebut harus terbagi menjadi dua bagian. Satu bagian dapat menetralkan asam dan bagian lain dapat menetralkan basa. Larutan penyangga (*buffer*) mempunyai karakteristik yang bersifat abstrak pada bagian reaksi asam basa dan bersifat aplikatif pada bagian fungsi larutan penyangga (Genes, Lukum and Laliyo, 2021).

6.2 Jenis Larutan Penyangga

Berdasarkan komponen penyusunnya, larutan penyangga (*buffer*) dibagi dua, yaitu *buffer* asam dan *buffer* basa.

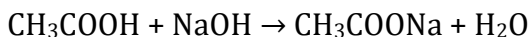
6.2.1 Larutan Penyangga Asam

Komponen penyusun *buffer* asam adalah asam lemah (*weak acid*) dengan basa konjugatnya (dari garamnya). *Buffer* asam mempertahankan pH di $\text{pH} < 7$ atau rentang daerah asam.

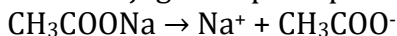
Pembuatan *buffer* asam dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu:

1. Cara langsung yaitu mencampurkan asam lemah dengan garamnya
Contoh: CH_3COOH dan CH_3COONa
2. Cara tidak langsung yaitu asam lemah direaksikan dengan basa kuat berlebih dengan hasil reaksi garam basa konjugat.
Contoh: CH_3COOH dan CH_3COO^-

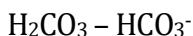
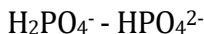
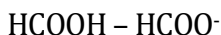
Reaksi:



Basa konjugasi dapat diperoleh dari larutan garamnya.



Contoh lain larutan penyangga asam adalah sebagai berikut:



6.2.2 Larutan Penyangga Basa

Komponen penyusun *buffer* basa adalah basa lemah (*weak base*) dengan asam konjugatnya (dari garamnya) (Sudarmo, 2014). *Buffer* basa mempertahankan pH di $\text{pH} > 7$ atau rentang daerah basa.

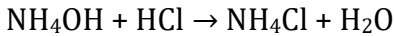
Pembuatan larutan penyangga basa dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu:

1. Cara langsung yaitu mencampurkan basa lemah dengan garamnya
Contoh: NH_3 dan NH_4Cl

3. Cara tidak langsung yaitu mereaksikan basa lemah dengan asam kuat berlebih dengan hasil reaksi garam asam konjugat.

Contoh: NH_3 dan NH_4^+

Reaksi:



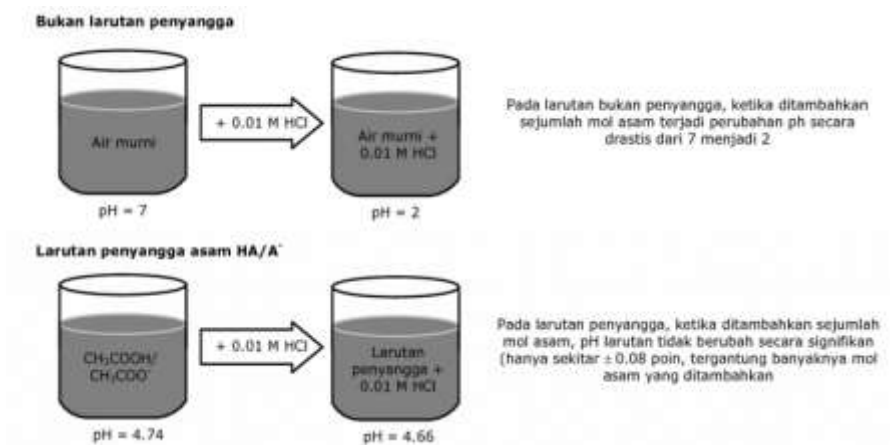
Asam konjugasi dapat diperoleh dari larutan garamnya.



6.3 Prinsip Kerja Larutan Penyangga

Berdasarkan konsep, larutan penyangga (*buffer*) bisa mempertahankan pH awal meski ditambahkan sedikit asam, sedikit basa, atau ditambah air (pengenceran). Lalu bagaimanakah prinsip kerja larutan penyangga (*buffer*)?

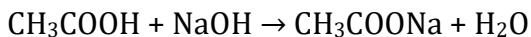
Karena mengandung asam atau basa lemah dan asam atau basa konjugatnya, maka larutan penyangga mampu berikatan dengan ion hidrogen (H^+) atau ion hidroksida (OH^-). Hal inilah yang menyebabkan penambahan sedikit asam atau sedikit basa ataupun proses pengenceran relatif tidak mengubah pH secara berarti. Mungkin bisa berubah tapi hanya sedikit. pH tidak berubah secara drastis. Dapat dilihat pada gambar di bawah ini!.



Gambar 6.1. Contoh Prinsip Kerja Larutan Penyangga (Sari, 2020)

6.3.1 Larutan Penyangga Asam

Contoh *buffer* asam yaitu CH_3COOH dan $\text{CH}_3\text{COONa}/\text{CH}_3\text{COO}^-$. Pada larutan ini, terjadi reaksi kesetimbangan kimia berikut:

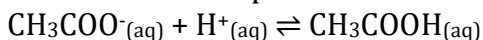


atau



a. Penambahan Asam

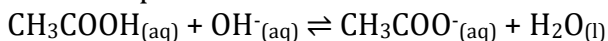
Jika yang ditambahkan adalah senyawa asam yang berasal dari asam kuat, ion H^+ (ion hidrogen) dari asam tersebut akan mengakibatkan konsentrasi H^+ pada larutan bertambah besar sehingga kesetimbangan bergeser ke arah reaktan. Oleh karenanya, reaksi mengarah pada pembentukan CH_3COOH . Hal ini berarti, ion H^+ yang ditambahkan akan berikatan dengan ion CH_3COO^- dan membentuk CH_3COOH . Dengan kata lain, basa konjugasi CH_3COO^- akan menetralkan penambahan asam tersebut.



Berdasarkan reaksi kesetimbangan diatas, dapat dijelaskan bahwa penambahan asam tidak mengubah konsentrasi ion H^+ sehingga pH larutan setelah penambahan asam dapat dipertahankan.

b. Penambahan Basa

Jika yang ditambahkan adalah senyawa basa yang berasal dari basa kuat, maka ion OH^- (ion hidroksida) dari basa tersebut akan berikatan dengan ion H^+ dari asam lemah dan membentuk H_2O (air). Akibatnya, reaksi kesetimbangan akan bergeser ke arah produk sehingga konsentrasi ion H^+ tidak mengalami perubahan yang signifikan. Alasan lainnya mengapa kesetimbangan bergeser ke arah produk adalah berkurangnya komponen asam (CH_3COOH) akibat adanya penambahan basa. Jadi, basa yang ditambahkan akan bersenyawa dengan CH_3COOH membentuk ion asam asetat dan air. Dengan kata lain, adanya asam lemah CH_3COOH dapat menetralkan penambahan basa dari basa kuat tadi.



Berdasarkan reaksi kesetimbangan diatas, dapat dijelaskan bahwa konsentrasi ion H^+ tidak mengalami perubahan, sehingga pH larutan setelah penambahan basa dapat dipertahankan.

c. Pengenceran

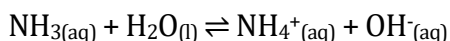
Apabila yang ditambahkan air atau terjadi reaksi pengenceran, maka akan menyebabkan derajat ionisasi asam lemah CH_3COOH semakin besar. Ini artinya adalah jumlah ion H^+ pada asam lemah juga bertambah. Tetapi, akibat lain dari reaksi pengenceran adalah volum larutan yang juga ikut bertambah sehingga penambahan ion H^+ tadi menjadi tidak berarti. Dengan kata lain, terjadinya reaksi pengenceran tidak mengubah nilai pH larutan.

6.3.2 Larutan Penyangga Basa

Contoh *buffer* basa yaitu NH_3 dan NH_4^+ . Di dalam larutan, terjadi reaksi kesetimbangan kimia berikut:

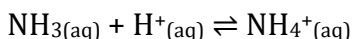


atau



a. Penambahan Asam

Jika yang ditambahkan adalah senyawa asam yang berasal dari asam kuat, ion H^+ (ion hidrogen) dari asam tersebut terikat pada ion OH^- (ion hidroksida) dari basa lemah dan membentuk air. Oleh karenanya, kesetimbangan akan bergeser ke arah produk dan konsentrasi ion OH^- dapat dipertahankan. Alasan lainnya mengapa kesetimbangan bergeser ke arah produk adalah berkurangnya komponen basa (NH_3) akibat adanya penambahan asam. Jadi, asam yang ditambahkan akan berikatan dengan NH_3 membentuk ion NH_4^+ . Dengan kata lain, adanya basa lemah NH_3 dapat menetralkan penambahan asam dari asam kuat tadi.

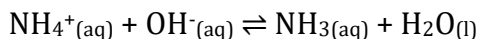


Berdasarkan reaksi kesetimbangan diatas, dapat dijelaskan bahwa konsentrasi ion H^+ tidak mengalami perubahan yang

signifikan, sehingga pH larutan setelah penambahan asam dapat dipertahankan.

b. Penambahan Basa

Jika yang ditambahkan adalah senyawa basa yang berasal dari basa kuat, ion OH^- dari basa tersebut akan memperbesar konsentrasi OH^- sehingga mengakibatkan reaksi kesetimbangan bergeser ke arah reaktan. Hal ini berarti, ion OH^- yang ditambahkan akan berikatan dengan ion NH_4^+ menghasilkan senyawa NH_3 . Dengan kata lain, asam konjugasi NH_4^+ dapat menetralkan penambahan basa tersebut.



Berdasarkan reaksi kesetimbangan diatas, dapat dijelaskan bahwa konsentrasi ion OH^- tidak mengalami perubahan, sehingga pH larutan setelah penambahan basa dapat dipertahankan.

c. Pengenceran

Apabila yang ditambahkan air atau terjadi reaksi pengenceran, maka akan menyebabkan derajat ionisasi basa lemah NH_3 semakin besar. Ini artinya adalah jumlah ion OH^- pada basa lemah juga bertambah. Tetapi, akibat lain dari reaksi pengenceran adalah volum larutan yang juga ikut bertambah sehingga penambahan ion OH^- tadi menjadi tidak berarti. Dengan kata lain, terjadinya reaksi pengenceran tidak mengubah nilai pH larutan.

6.4 Penentuan pH Larutan Penyangga

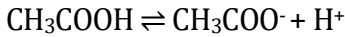
Sebelum menentukan pH larutan penyangga (*buffer*), sebaiknya kita memahami terlebih dahulu sifat dari larutan penyangga tersebut, apakah bersifat asam atau bersifat basa. pH larutan penyangga (*buffer*) bergantung pada tetapan ionisasi asam lemah (K_a) dan tetapan ionisasi basa lemah (K_b) serta rasio konsentrasi asam lemah dengan konsentrasi basa konjugasinya atau konsentrasi basa lemah dengan asam konjugasinya (Sutresna, 2013).

6.4.1 Larutan Penyangga Asam

Contoh:

Buffer asam CH_3COOH dan CH_3COONa .

Reaksi:



Rumus: $[\text{H}^+] = K_a \times \frac{n_{al}}{n_{bk}}$ dan $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

(Sumarni, Si and Si, 2013)

Keterangan:

K_a = tetapan ionisasi asam lemah

n_{al} = jumlah mol asam lemah

n_{bk} = jumlah mol basa konjugasi

Contoh soal:

Diketahui 100 mL CH_3COONa 0,5 M dan 200 mL CH_3COOH 0,5 M ($K_a = 1,7 \times 10^{-5}$). Tentukanlah:

- pH awal
- pH setelah ditambah 1 mL HCl 0,1 M
- pH setelah ditambah 1 mL NaOH 0,1 M
- pH setelah ditambah 50 mL air

Penyelesaian:

- a. mol asam = 200 mL x 0,5 M = 100 mmol
mol garam = 100 mL x 0,5 M = 50 mmol

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= K_a \times \frac{n_{al}}{n_{bk}} \\ &= 1,7 \times 10^{-5} \times \frac{100}{50} \\ &= 1,7 \times 10^{-5} \times 2 \\ &= 3,4 \times 10^{-5} \\ \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] = -\log(3,4 \times 10^{-5}) \\ &= 5 - \log(3,4) \\ &= 4,468 \end{aligned}$$

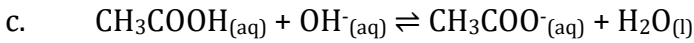
- b. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}$
M : 50 0,1 100

$$\begin{array}{r} \text{B:} \quad -0,1 \quad -0,1 \quad +0,1 \\ \hline \text{S:} \quad 49,9 \quad - \quad 100,1 \end{array}$$

$$[H^+] = 1,7 \times 10^{-5} \times \frac{100,1}{49,9}$$

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

$$pH = -\log(3,4 \times 10^{-5}) = 4,468$$



$$\begin{array}{r} \text{M:} \quad 100 \quad \quad \quad 0,1 \quad \quad \quad 50 \\ \text{B:} \quad -0,1 \quad \quad \quad -0,1 \quad \quad \quad +0,1 \\ \hline \text{S:} \quad 99,9 \quad \quad \quad - \quad \quad \quad 50,1 \end{array}$$

$$[H^+] = 1,7 \times 10^{-5} \times \frac{99,9}{50,1}$$

$$= 3,38 \times 10^{-5}$$

$$pH = -\log(3,38 \times 10^{-5}) = 4,471$$

d. Volume campuran = 100 + 50 + 50 = 200 mL

$$[\text{asam}] = \frac{100}{200} = 0,5 \text{ M}$$

$$[\text{garam}] = \frac{50}{200} = 0,25 \text{ M}$$

$$[H^+] = 1,7 \times 10^{-5} \times \frac{0,5}{0,25}$$

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

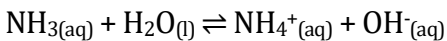
$$pH = -\log(3,4 \times 10^{-5}) = 4,468$$

6.4.2 Larutan Penyangga Basa

Contoh:

Buffer basa NH_3 dan NH_4^+

Reaksi:



Rumus: $[\text{OH}^{-}] = Kb \times \frac{n_{bl}}{n_{ak}}$

$$pOH = -\log [\text{OH}^{-}] \text{ dan } pH = 14 - pOH$$

Keterangan:

Kb = tetapan ionisasi basa lemah

N_{bl} = jumlah mol basa lemah

N_{ak} = jumlah mol asam konjugasi

Contoh soal:

Sebanyak 100 mL larutan penyangga mengandung NH_3 ($K_b = 1 \times 10^{-5}$) dan NH_4Cl masing-masing 0,1 M. Tentukanlah:

- pH awal
- pH setelah ditambah 1 mL HCl 0,1 M
- pH setelah ditambah 1 mL NaOH 0,1 M
- pH setelah ditambah 50 mL air

Penyelesaian:

- mol basa = 100 mL x 0,1 M = 10 mmol
mol garam = 100 mL x 0,1 M = 10 mmol

$$\begin{aligned}[OH^-] &= K_b \times \frac{n_{bl}}{n_g} \\ &= 1 \times 10^{-5} \times \frac{10}{10} \\ &= 1 \times 10^{-5} \times 1\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}pOH &= -\log[OH^-] \\ &= -\log(1 \times 10^{-5}) \\ &= 5 - \log(1) = 5\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}pH &= 14 - pOH \\ &= 14 - 5 = 9\end{aligned}$$

- $NH_{3(aq)} + H^+_{(aq)} \rightleftharpoons NH_{4^+}(aq)$

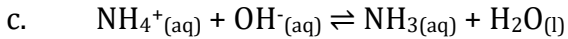
M:	10	0,1	10
B:	- 0,1	- 0,1	+0,1
S:	9,9	-	10,1

$$\begin{aligned}[OH^-] &= 1 \times 10^{-5} \times \frac{9,9}{10,1} \\ &= 1 \times 10^{-5} \times 0,980 \\ &= 9,80 \times 10^{-6}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}pOH &= -\log(9,80 \times 10^{-6}) \\ &= 6 - \log(9,80) \\ &= 5,01\end{aligned}$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$= 14 - 5,01 = 8,99$$



$$\text{M: } 10 \quad 0,1 \quad 10$$

$$\text{B: } -0,1 \quad -0,1 \quad +0,1$$

$$\text{S: } 9,9 \quad - \quad 10,1$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \times \frac{10,1}{9,9}$$

$$= 1 \times 10^{-5} \times 1,020$$

$$= 1,02 \times 10^{-5}$$

$$p\text{OH} = -\log(1,02 \times 10^{-5})$$

$$= 5 - \log(1,02)$$

$$= 4,99$$

$$p\text{H} = 14 - p\text{OH}$$

$$= 14 - 4,99 = 9,01$$

d. Volume campuran = $100 + 50 = 250 \text{ mL}$

$$[\text{basa}] = \frac{10}{250} = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{garam}] = \frac{10}{250} = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \times \frac{0,04}{0,04}$$

$$p\text{OH} = 5$$

$$p\text{H} = 14 - 5 = 9$$

6.5 Peranan pH Larutan Penyangga

Di kehidupan sehari-hari, larutan penyangga (*buffer*) banyak memberikan peran, diantaranya sebagai berikut:

1. Mempertahankan pH Darah
2. Mempertahankan pH buah dalam kaleng
3. Mempertahankan pH dalam cairan sel, baik intra sel maupun ekstrasel (Thahjadarmawan, 2018)

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, R. (2005) 'Kimia Dasar:Konsep-konsep Inti', in Achmadi, S. S. (ed.) *General Chemistry: The Essential Concepts*. Ketiga. Jakarta: Penerbit Erlangga, p. 200.
- Genes, A. J., Lukum, A. and Laliyo, L. A. R. (2021) 'Identifikasi Kesulitan Pemahaman Konsep Larutan Penyangga Siswa di Gorontalo', 3, pp. 61–65.
- Sari, N. A. (2020) *Modul Pembelajaran SMA: KIMIA*. Palembang: Kementrian Pendidikan dan Kebudayaan.
- Sudarmo, U. (2014) *KIMIA SMA XI Sekolah Menengah Atas*. Jakarta: Erlangga.
- Sumarni, N. I. K., Si, S. and Si, M. (2013) *Buku Ajar Kimia Dasar Jurusan Farmasi*. Palu: Unit Pelaksana TeknisLaboratorium Dasar.
- Sutresna, N. (2013) *KIMIA SMA XI Sekolah Menengah Atas*. Jakarta: Grafindo.
- Thahjadarmawan, E. (2018) *Gagas Kimia*. 2nd edn. Yogyakarta: Rexaqila Media.

BAB VII

INDIKATOR ASAM BASA

Oleh Lina Arifah Fitriyah

Pada dasarnya larutan asam dan basa dapat diketahui rasanya melalui uji organoleptik, namun uji ini tidak aman karena ada beberapa larutan asam dan basa memiliki sifat racun kalau zat tersebut memasuki tubuh manusia. Agar mengetahui sifat asam/basa/netral pada larutan membutuhkan indikator.

Untuk lebih jelasnya, bahasan bab ini adalah indikator asam basa.

7.1 Pengertian Indikator

Indikator merupakan petunjuk zat sebagai pembeda dalam larutan; apakah larutan tersebut asam/basa/netral. Dengan demikian, indikator adalah sekelompok senyawa yang mempunyai sifat perubahan warna larutan.

Larutan memiliki sifat asam atau basa dapat diketahui dengan memakai indikator asam basa. Fessenden & Fessenden (1999) menjelaskan bahwa indikator asam basa adalah senyawa organik yang bisa mengubah warna berdasarkan perubahan pH. Perbedaan larutan asam basa biasanya dilakukan dengan pemberian larutan tersebut dengan perubahan warna. Suwarni (2018) juga menyatakan bahwasanya zat yang berubah warna dalam larutan tersebut dengan sifat yang berlainan disebut indikator asam basa.

7.2 Jenis Indikator Asam Basa

Di laboratorium penggunaan indikator asam basa biasanya adalah kertas lakmus biru dan merah, indikator universal, indikator alami, dan larutan indikator. Untuk titrasi asam basa biasanya menggunakan metil orange dan fenolftalein (Andarias, 2018).

Pada umumnya indikator asam basa terdiri dari indikator alami dan buatan.

a. Indikator Alami

Indira (2015) serta Muna & Mulyanti (2021) menjelaskan bahwa indikator alami adalah indikator yang digunakan untuk menentukan senyawa asam atau basa dengan menggunakan bahan yang berasal dari tumbuhan. Bagian tumbuhan yang dimanfaatkan untuk indikator alami adalah bunga, daun, buah bahkan batang. Bagian tumbuhan yang dijadikan sebagai indikator alami harus mempunyai sifat khas warna agar ekstrak tumbuhan tersebut mengeluarkan perubahan warna yang dapat dibentuk rentang pH (Yulfriansyah & Novitriani, 2016).

Beberapa contoh jenis indikator alami berdasarkan penelitian dari Muna & Mulyanti (2021); Wijayadi, Fitriyah, & Hayati (2020; Yazid (2018); Yulfriansyah & Novitriani (2016) disajikan berikut ini:

Tabel 7.1 Jenis Indikator Alami

Jenis Tumbuhan	Kandungan Pewarna	Perubahan Warna
Daun pucuk merah	Antosianin	Merah muda menjadi kuning
Kulit bawang merah	Antosianin	Merah muda menjadi kuning
Bunga Rosella	Antosianin	Hijau/Biru menjadi merah muda
Buah Naga	Antosianin	Merah muda menjadi kuning
Kulit rambutan	Antosianin	Merah menjadi coklat
Kubis Ungu	Antosianin	Merah muda menjadi hijau
Bunga pacar air	Antosianin	Merah menjadi hijau

b. Indikator Buatan

Indikator buatan adalah indikator yang pemakaiannya siap digunakan karena hasil produksi dari pabrik alat dan bahan kimia. Indikator buatan mempunyai sifat khas trayek pH yaitu warna yang berubah pada larutan yang memiliki sifat asam basa dengan nilai pH pada indikator tersebut (Rahmawati et al, 2016).

Indira (2015) menyatakan bahwa indikator buatan terdiri dari kertas lakmus, indikator universal, indikator metil orange, indikator fenolftalein, dan indikator brom timol biru. Penjelasan terkait indikator buatan sebagai berikut:

1) Kertas Lakmus

Kertas lakmus adalah strip kertas yang dipakai untuk indikator pH berdasarkan warna berlainan yang dicelupkan pada larutan asam maupun basa. Kertas lakmus dibuat dari kertas saring yang diberi ekstrak lumut. Kertas lakmus yang mengalami perubahan warna menandakan sifat dari larutan tersebut.



Gambar 7.1 Kertas Lakmus

(Sumber: Vernandes, 2019)

Jenis kertas lakmus yaitu:

a) Kertas Lakmus Merah

Penggunaan kertas lakmus merah saat akan melakukan uji kebasaaan. Lakmus ini mengalami perubahan warna menjadi biru di dalam larutan basa. Kertas lakmus merah akan tetap berwarna merah di dalam larutan asam. Contoh perubahan zat dari kertas lakmus merah menjadi biru adalah pembersih lantai, baking soda, dan lainnya.

b) Kertas Lakmus Biru

Penggunaan kertas lakmus biru saat akan melakukan uji keasaman. Lakmus ini akan mengalami perubahan warna menjadi merah di dalam larutan asam. Kertas lakmus biru akan tetap berwarna biru di dalam larutan basa. Contoh perubahan zat dari kertas lakmus biru menjadi merah adalah jeruk nipis, cuka, asam nitrat, dan lainnya.

c) Kertas Lakmus Netral

Kertas lakmus netral akan mengalami perubahan warna merah pada suasana asam dan perubahan warna biru pada suasana basa. Kertas lakmus metral bisa menentukan senyawa asam dan basa secara serentak sehingga pemakaiannya lebih efektif.

2) Indikator Universal

Indikator universal yaitu sejenis kertas yang memiliki empat warna atau lebih dengan prinsip kerja mencelupkan kertas tersebut ke dalam larutan yang akan ditentukan nilai pH. Kertas indikator universal jika dicelupkan ke dalam larutan akan mengalami perubahan warna sesuai rentang pH 1-14 untuk menyatakan larutan asam atau basa.



Gambar 7.2 Indikator Universal

(Sumber: Meidi, 2021)

Untuk mengetahui pH larutan pada indikator universal ditandai dengan warna yang dihasilkan oleh kertas indikator tersebut yaitu

Tabel 7.2 pH dan Warna Larutan Pada Indikator Universal

Rentang pH	Keterangan	Warna
< 3	Asam kuat	Merah
3-6	Asam lemah	Jingga/Kuning
7	Netral	Hijau
8-11	Basa lemah	Biru
>11	Basa kuat	Ungu

3) Indikator Titration Asam Basa

Titration asam basa mempunyai indikator tersendiri. Indikator asam basa pada titration sebagai berikut:

Tabel 7.3 Indikator Titration Asam Basa

Indikator	Perubahan Warna		Trayek pH
	Asam	Basa	
Metil Orange	Merah	Kuning/Orange	2,9-4,0
Metil Merah	Merah	Kuning	4,2-6,2
Bromtimol Biru	Kuning	Biru	6,0-7,6
Fenolftalein	Tidak Berwarna	Merah Muda	8,2-10

7.3 Kelebihan dan Kekurangan Dalam Penggunaan Indikator Asam Basa

Muna & Mulyanti (2021) menjabarkan tentang kelebihan dan kekurangan dalam menggunakan indikator asam basa sebagai berikut:

a. Kelebihan Penggunaan Indikator Asam Basa

Indikator buatan yang digunakan untuk mengidentifikasi kandungan asam atau basa mempunyai kelebihan yaitu:

- 1) Praktis saat digunakan untuk praktikum karena telah tersedia kertas lakmus atau larutan yang telah jadi sehingga bisa dicampurkan secara langsung pada sampel yang akan diidentifikasi.
- 2) Memiliki keakuratan pH karena penggunaannya telah tersedia nilai pH.

Sedangkan indikator alami memiliki kelebihan yaitu:

- 1) Penggunaan indikator alami bersifat ramah lingkungan karena bahan yang digunakan tidak berbahaya dan terdapat di lingkungan sekitar.
- 2) Keberadaan indikator alami gampang diperoleh dan sudah ada di lingkungan.

b. Kekurangan Penggunaan Indikator Asam Basa

Kekurangan dalam menggunakan indikator buatan dalam mengidentifikasi asam basa adalah

- 1) Indikator buatan merupakan bahan dan alat kimia hasil dari produksi suatu pabrik kimia sehingga kehadirannya tidak dapat diperoleh dimana saja. Saat praktikum diperlukan pembelian di toko tertentu yaitu toko bahan kimia.
- 2) Penggunaan indikator buatan dalam skala panjang dapat mencemari lingkungan karena bahan kimia mempunyai toksik terhadap lingkungan dan kesehatan pada manusia. Diupayakan penggunaan indikator buatan diminimalisir.
- 3) Harga indikator buatan tergolong mahal dan perolehan bahannya sangat sukar ditemukan sehingga keadaan tersedia atau tidaknya terbilang terbatas.

Kekurangan untuk penggunaan indikator alami sebagai berikut:

- 1) Waktu yang dibutuhkan cukup lama saat akan digunakan untuk identifikasi. Misalkan saat akan menggunakan bunga pacar air sebagai indikator alami maka harus memperoleh bunga pacar air terlebih dahulu lalu membersihkn, menghaluskan, merendam bunga pacar air tersebut hingga diperoleh ekstraknya. Proses tersebut dibutuhkan waktu yang tidak sebentar.
- 2) Untuk mengetahui nilai pH pada indikator alami tidak bisa diketahui secara langsung namun perlu pembanding dengan penggunaan indikator buatan.

DAFTAR PUSTAKA

- Andarias, S. H. 2018. Potensi Organ Tumbuhan Sebagai Indikator Asam Basa. Sang Pencerah: Jurnal Ilmiah Universitas Muhammadiyah Buton, 4(2), 64-69.
- Fessenden, R & Fessenden, J.S. 1999. *Kimia Organik Jilid 2*. Erlangga: Jakarta.
- Indira, C. 2015. Pembuatan Indikator Asam Basa Karamunting. *Jurnal Kaunia*, 11(1), 1-10.
- Muna, M. N., & Mulyanti, S. 2021. Indikator Asam-Basa Dari Alam: Riview Literatur Berdasarkan Teori Dan Praktek. Prosiding, 62.
- Meidi. 2021. *Pengertian dan Fungsi Indikator Universal*. (Online). (<https://blogkimia.com/fungsi-indikator-universal/>, diakses tanggal 29 Desember 2022)
- Rahmawati, R., Nuryanti, S., & Ratman, R. (2016). Indikator Asam-Basa dari Bunga Dadap Merah (*Erythrina crista-galli*L.). *Jurnal Akademika Kimia*, 5(1), 29-36.
- Suwarni, S. 2018. Pembuatan Indikator Alami Kertas dari Kayu Secang dan Kunyit sebagai Pengganti Kertas Lakmus di MTsN 5 Sleman. *In Annual Conference on Madrasah Teacher* (Vol. 1).
- Vernandes, A. 2019. *Bagaimana Cara Kerja Kertas Lakmus Dalam Membedakan Senyawa Asam dan Basa?* (Online). (<https://www.avkimia.com/2019/01/bagaimana-cara-kerja-kertas-lakmus-dalam-membedakan-senyawa-asam-dan-basa.html>, diakses tanggal 28 Desember 2022).
- Wijayadi, A. W., Fitriyah, L. A., & Hayati, N. 2020. Pemanfaatan Potensi Lokal Jombang Berupa Bunga Pacar Air Sebagai Indikator Alami. *Hydrogen: Jurnal Kependidikan Kimia*, 8(2), 116-122.
- Yazid, E. A. 2018. Potensi Antosianin Dari Ekstrak Bunga Rosella (*Hibiscus sabdariffa* L.) Sebagai Alternatif Indikator Titrasi Asam Basa. *Jurnal Sains*, 8(15).
- Yulfriansyah, A., & Novitriani, K. 2016. Pembuatan indikator bahan alami dari ekstrak kulit buah naga (*hylocereus polyrhizus*) sebagai indikator alternatif asam basa berdasarkan variasi waktu perendaman. *Jurnal Kesehatan Bakti Tunas Husada*:

Jurnal Ilmu-ilmu Keperawatan, Analisis Kesehatan dan Farmasi,
16(1), 153-160.

BAB VIII

REAKSI NETRALISASI DAN KURVA TITRASI

Oleh Dwi Astuti

8.1 Reaksi Netralisasi

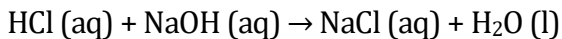
Dalam titrasi asam-basa, sejumlah volume larutan asam atau basa yang telah diketahui konsentrasinya (titran) ditambahkan ke dalam labu dengan konsentrasi setara larutan basa atau asam (titran) yang tidak diketahui menggunakan buret. Jika konsentrasi titran diketahui, konsentrasi yang tidak diketahui dapat ditentukan. Pembahasan berikut berfokus pada perubahan pH yang terjadi selama titrasi asam-basa. Plotting pH larutan dalam labu terhadap jumlah asam atau basa ditambahkan memberikan kurva titer. Bentuk kurva memberikan informasi penting tentang apa yang terjadi dalam larutan selama titrasi. (GetX Press, 2020).

Reaksi netralisasi juga disebut sebagai reaksi asam-basa. Reaksi penetralan adalah reaksi yang menghasilkan unsur netral yaitu air (H_2O), berasal dari asam melepaskan ion H^+ , dengan basa melepaskan ion OH^- . Nyatanya, bagaimanapun, reaksi netralisasi tidak hanya menghasilkan garam netral, tetapi bergantung pada sifat asam atau basa yang lebih kuat.

Reaksi penetralan ada empat macam yaitu antara asam kuat dan basa kuat, antara asam lemah dan basa kuat, antara asam kuat dan basa lemah dan antara asam lemah dan basa lemah. Setiap reaksi memiliki produk yang berbeda, meskipun keduanya menghasilkan air. Berikut adalah penjelasan dari keempat jenis reaksi netralisasi tersebut.

1. Asam kuat dan basa kuat

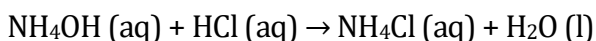
Pencampuran larutan asam kuat dan basa kuat menghasilkan garam dan air. Contoh persamaan reaksi adalah:



dari HCl (asam kuat) dan NaOH (basa kuat)

2. Asam kuat dan basa lemah

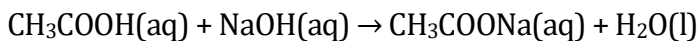
Ketika larutan asam kuat dan basa lemah dicampur, garam asam dan air terbentuk. Contoh persamaan reaksi adalah:



dari HCl (asam kuat) dan NH_4OH (basa lemah)

3. Asam lemah dan basa kuat

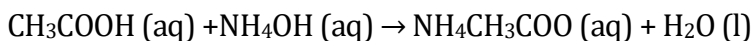
Pencampuran larutan asam lemah dan basa kuat menghasilkan garam basa dan air. Contoh persamaan reaksi adalah:



dari CH_3COOH (asam lemah) dan NaOH (basa kuat)

4. Asam lemah dan basa lemah

Pencampuran larutan asam lemah dan basa lemah menghasilkan garam dan air. Contoh persamaan reaksi adalah:



dari CH_3COOH (asam lemah) dan NH_4OH (basa lemah)

Dari penjelasan di atas dapat disimpulkan bahwa hasil reaksi berupa garam belum tentu netral. Dalam larutan campuran ada beberapa kemungkinan kecenderungan dalam perilaku garam, tergantung pada sifat larutan yang lebih kuat.

Asam kuat + basa kuat = netral

Asam lemah + basa lemah = netral

Asam kuat + basa lemah = garam asam

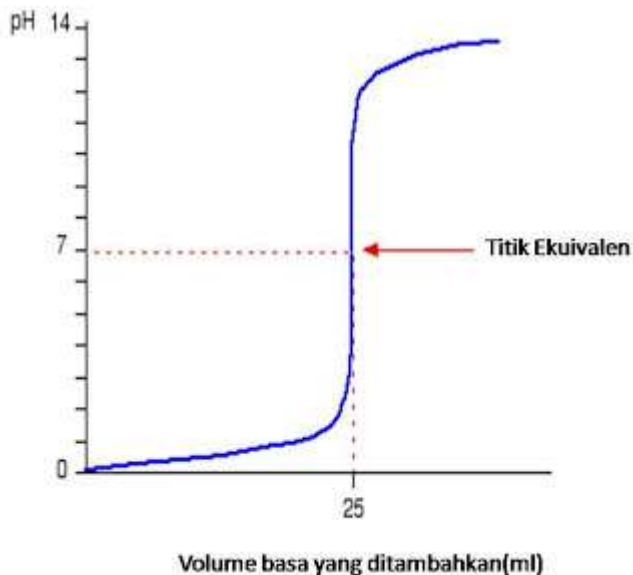
Asam lemah + basa kuat = garam basa

8.2 Kurva Titrasi Asam Basa

Nilai pH larutan yang dititrasi dengan asam-alkalimetri berubah. Sebagai contoh, jika larutan asam dititrasi dengan basa, nilai pH awal yang rendah dari larutan tersebut semakin meningkat selama titrasi. Jika pH diukur dengan pH meter (pH meter) pada awal titrasi, yaitu H. sebelum penambahan basa dan pada waktu tertentu setelah dimulainya titrasi, kemudian dengan membagi pH larutan terhadap volume titran diperoleh grafik yang disebut “kurva titrasi”.

8.2.1 Asam kuat dan basa kuat

Bentuk kurva pada reaksi antara asam kuat sebagai titrat dengan basa kuat sebagai titran adalah sebagai berikut:



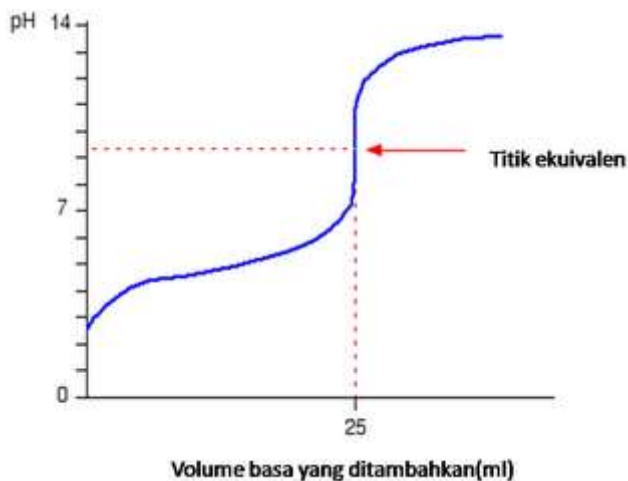
Tercapainya titik ekivalensi adalah pada saat titran yang ditambahkan bereaksi tepat dengan semua zat yang dititrasi (titrat)

tanpa ada sisa dari zat titran. Pada titik ekuivalen, secara stikiometri jumlah mol titran setara dengan jumlah mol titrat.

Dari gambar tersebut, pH awal naik sedikit demi sedikit. Hal ini disebabkan skala naiknya pH bersifat logaritmik yang artinya pH 1 mempunyai keasaman 10 kali lipat dari pH 2 (karena $\log 10 = 1$). Oleh karena itu, konsentrasi ion hidronium pada pH 1 adalah 10 kali lipat dari konsentrasi ion hidronium pada pH 2. Setelah itu naik tajam di dekat titik ekuivalen. Pada saat titik ini, ion hidronium yang tersisa hanya tinggal sedikit dan hanya membutuhkan sedikit ion hidroksida untuk menaikkan pH.

8.2.2 Asam lemah dan basa kuat

Kurva pada reaksi asam lemah dengan basa kuat yaitu:



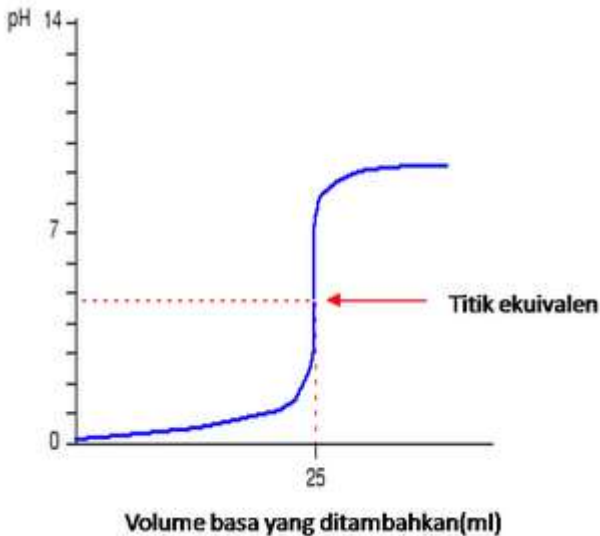
Kurva tersebut menunjukkan hasil reaksi pada proses titrasi asam lemah dengan basa kuat dengan penjelasan sebagai berikut:

1. Asam lemah dengan pH awal rendah
2. Terjadinya kenaikan pH secara cepat pada permulaan reaksi, kemudian berkurang cepat pada saat sudah mendekati titik ekuivalen.
3. pH pada saat titik ekuivalen tidak menunjukkan tepat 7

Adapun pH yang dihasilkan dari proses titrasi asam lemah dan asam kuat lebih besar dari 7. Pada titrasi asam lemah dan basa kuat, akan terjadi perubahan pH agak cepat pada saat awal, selanjutnya naik sedikit demi sedikit hingga mendekati titik ekuivalen. Peningkatan sedikit demi sedikit disebabkan karena larutan buffer (larutan penyangga) mempertahankan kondisi pH sampai penambahan basa berlebih. Setelah itu, pH naik lebih cepat pada waktu tercapai titik ekuivalen.

8.2.3 Asam kuat dan basa lemah

Ini adalah contoh kurva titrasi dari hasil reaksi antara asam kuat dengan basa lemah :



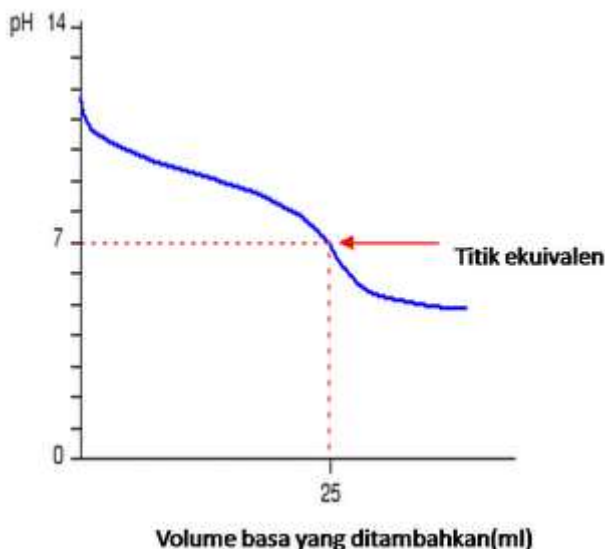
Penjelasan dari kurva titrasi di atas adalah sebagai berikut :

1. Asam kuat dengan pH rendah pada awalnya.
2. Terjadi kenaikan pH perlahan pada saat awal, kemudian terjadi kenaikan cepat pada saat mendekati titik ekuivalen.
3. pH pada saat titik ekuivalen tidak tepat 7.

Tercapainya titik ekuivalen pada reaksi asam kuat dengan basa lemah pada pH kurang dari 7.

8.2.4 Asam lemah dan basa lemah

Berikut ini bentuk kurva titrasi asam lemah dan basa lemah :



Dari gambar tersebut ditunjukkan bahwa asam lemah dan basa lemah tidak menghasilkan kurva yang tajam, lebih ke bentuk kurva yang tidak beraturan. Pada kurva titrasi antara asam lemah dengan basa lemah, terdapat satu titik infleksi yang serupa dengan titik ekuivalen.

8.3 Menghitung Kurva Titrasi

Kurva titrasi diperoleh berdasarkan pengukuran pH larutan selama titrasi berjalan. Pada dasarnya kurva juga bisa diperoleh dengan cara menghitung pH larutan secara teori. Untuk itu kita bedakan empat wilayah titrasi yakni:

1. Titik awal yaitu sebelum titrasi dimulai (0% titran) pH disini merupakan pH titrat
2. Daerah sebelum titik ekuivalen, larutan berisi residu titrat & output reaksi antara titrat & titran; pH merupakan larutan campuran.
3. Titik ekuivalen (100% titran sudah ditambahkan); larutan hanya berisi output reaksi & pHnya bisa dihitung misalnya

dibicarakan sebelumnya yaitu “pH LARUTAN PADA TITIK EKIVALEN” diatas.4. Daerah selesainya titik ekuivalen: larutan berisi output titrasi & kelebihan titran; pH merupakan pH larutan campuran.

Titrasi asam kuat dengan basa kuat, contohnya: HCl 0,1 M, dititrasi dengan NaOH 0,1 M

1. Awal: pH larutan asam kuat

$[H^+] = \text{konsentrasi asam} = 0,1$; $pH = 1$

2. Sebelum titik ekuivalen, larutan mengandung garam dan sisa asam kuat; Garam ini terjadi dari asam dan basa kuat, sehingga pH larutan tidak terpengaruh; jadi hanya satu solusi ditentukan oleh sisa asam. Misalnya setelah menambahkan 10% dari volume NaOH yang dibutuhkan untuk netralisasi, maka HCl tinggal sebesar 90% sedangkan volume totalnya adalah 110% sehingga HCl sekarang menjadi:

$$0,1 \times \frac{90}{110} \quad ; pH = \log 110 - \log 9 = 1,09$$

Saat titrasi basa kuat dengan asam kuat, cara perhitungannya tidak jauh berbeda dengan titrasi basa kuat. Kurva titrasi terlihat simetris dengan kurva titrasi asam kuat dan basa kuat dengan garis pH 7 sebagai sumber simetri.

Titrasi asam lemah dengan basa kuat, mis. Asam asetat 0,1M dengan NaOH 0,1M

1. Awal:

larutan asam asetat pH 0,1 M; $pH = \frac{1}{2} (pK_a + pK_a) = 3$

2. Sebelum titik ekuivalen, larutannya adalah campuran asam asetat yang tersisa dan garam natrium asetat; jadi campuran buffer.

$pH = pK_a + pK_a - pK_g$

(pK_a = keasaman; pK_g = salinitas)

Di sini kurva melengkung baik di awal maupun menuju titik ekuivalen; hampir linier di sekitar titik tengah titrasi (50% NaOH). Setelah menambahkan 5% NaOH, volume = 105%, sisa asam = 95% serta 5% garam. Dari sudut pandang perhitungan,

volume tidak penting di sini karena rumusnya hanya membandingkan konsentrasi asam dan garam sehingga faktor volumenya ditiadakan. Saat titrasi basa kuat dengan asam kuat, cara perhitungannya tidak jauh berbeda dengan titrasi asam kuat dengan basa kuat. Kurva titrasi tampak simetris dengan kurva titrasi asam kuat dan basa kuat dengan garis pH 7 sebagai sumber simetri.

Titrasi asam lemah dengan basa kuat, contohnya: asam asetat 0,1M dengan NaOH 0,1M.

1. Awal: larutan asam asetat pH 0,1 M; $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{pca}) = 3$
2. Sebelum titik ekuivalen, larutannya adalah campuran asam asetat yang tersisa dan garam natrium asetat; jadi campuran buffer.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{pca} - \text{pcg}$$

(ca = konsentrasi keasaman; cg = konsentrasi salinitas)

Di sini kurva melengkung baik di awal maupun menuju titik ekuivalen; hampir linier di sekitar titik tengah titrasi (50% NaOH). Setelah menambahkan 50% NaOH, volume = 105%, sisa asam = 95% serta 5% garam. Volume tidak berperan dalam perhitungan di sini, karena rumusnya hanya mewakili rasio konsentrasi asam dan garam sehingga faktor volume ditiadakan.

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} - \log 95 + \log 5 = 3,72$$

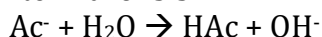
Setelah menambahkan 50% NaOH, ca = cg, pH = 5

Setelah menambahkan 99,9% NaOH, pH = 8

3. titik ekuivalen; 0,05 M natrium asetat

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (14 - \text{pK}_a + \text{pcg}) = 5,15; \text{pH} = 8,85$$

4. Setelah titik ekuivalen: larutannya adalah campuran garam dan sisa asam. Garam terhidrolisis



Ionisasi NaOH: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Karena NaOH adalah basa kuat, OH^- yang cukup dihasilkan untuk menggeser kesetimbangan hidrolitik ke kiri. Artinya konsentrasi OH^- hanya ditentukan oleh basa dan tidak tergantung pada adanya garam.

Misalnya setelah 100,2% NaOH; sisanya 0,2%, volumenya kemudian 200,2%.

$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$; pOH = 4 dan pH = 10

DAFTAR PUSTAKA

- Christian, Gary.D. 1986. Analytical Chemistry. 3th edition. New York: John Wiley & Sons.
- Day, RA., GD. dan Underwood. 1998. *Analisis Kimia Kuantitatif*. New Delhi: Prentice-Hall, Inc.
- Harris, DC. 1999. Quantitative Chemical Analysis. 5th Edition. New York: WH Freeman Company
- Jeffrey, GH, Baset, J. Mendham, J., Denney, RC. (1989). Vogel's Textbook of Quantitative Chemical Analysis, 5th Edition. New York: Longman Scientific Technical.

BIODATA PENULIS



**Dodi Satriawan, S.T., M.Eng., CPHCEP., CPMP., CPRW., CBOA.,
CNPHRP., CLMA.**

Staf Dosen Teknik Pengendalian Pencemaran Lingkungan, Politeknik
Negeri Cilacap

Penulis lahir di Bengkulu tanggal 07 Mei 1988. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi D-IV Teknik Pengendalian Pencemaran Lingkungan, Politeknik Negeri Cilacap. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Teknik Kimia, Universitas Sriwijaya dan melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia, Magister Teknik Pengendalian Pencemaran Lingkungan, Universitas Gadjah Mada. Penulis menekuni bidang bioproses, bioenergi, dan pengolahan air limbah.

BIODATA PENULIS



apt. Drs. Wahidin, MSI

Dosen Tetap Fakultas Farmasi Universitas 17 Agustus 1945
Jakarta

Penulis bernama Wahidin, tempat tanggal lahir Ciamis 27 Agustus 1953. Penulis adalah dosen Tetap pada Fakultas Farmasi Universitas 17 Agustus 1945 Jakarta. Penulis menyelesaikan pendidikan dari SD, SMP dan SMA diselesaikan di kota kelahiran. S1 Sarjana Farmasi lulus tahun 1983 dan apoteker dari Fakultas Farmasi UGM lulus tahun 1984. Menyelesaikan Program Pascasarjana Farmasi bidang Kimia Farmasi Medisinal dari PPS Farmasi UGM Yogyakarta tahun 1999.

Pengalaman; mengajar ilmu kimia di SMA Karya Bakti Bekasi tahun 1984-1985, mengajar Ilmu Farmakologi di Sekolah Perawat Kesehatan (SPK) Bakti Husada Cikarang, sebagai Dosen di Program Studi Farmasi Fak. MIPA ISTN Jakarta. Mulai tahun 2018 sebagai Dosen Tetap di Universitas 17 Agustus 1945 Jakarta, pengampu mata kuliah Kimia Farmasi Analisis kualitatif dan kuantitatif, Kimia Farmasi Medisinal, Radiofarmasi dan Analisis Instrumen serta Pengampu Praktikum Kimia Organik, Kimia Farmasi Analisis kualitatif dan Kimia Farmasi Analisis kuantitatif.

BIODATA PENULIS



Chusnur Rahmi, S.Pd., M.Pd.

Dosen Program Studi Pendidikan Kimia
Fakultas Tarbiyah dan Keguruan
Universitas Islam Negeri Ar-Raniry Banda Aceh

Penulis lahir di Lhokseumawe tanggal 17 Januari 1989. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Tarbiyah dan Keguruan, Universitas Islam Negeri Ar-Raniry Banda Aceh. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan Universitas Syiah Kuala Banda Aceh dan melanjutkan S2 pada Program Studi Pendidikan Kimia Sekolah Pasca Sarjana Universitas Pendidikan Indonesia Bandung. Penulis menekuni bidang menulis.

BIODATA PENULIS



Dr. RAHMAWATI, S. Si, M. Kes.

Dosen Tetap Program Studi D3 Teknologi Laboratorium Medis (TLM) POLITEKNIK KESEHATAN MUHAMMADIYAH MAKASSAR

Penulis lahir di Desa Kasiwang Kecamatan Suli Kabupaten Luwu pada tanggal 12 April 1980, merupakan anak kedua dari dua bersaudara dari pasangan (Alm) Abd. Muis dan (Almrh) Rapidah Hasan. Penulis adalah dosen tetap yayasan pada Program Studi D3 Teknologi Laboratorium Medis (TLM) Politeknik Kesehatan Muhammadiyah Makassar. Menyelesaikan pendidikan sekolah dasar di SD Negeri 20 Cimpu Kecamatan Suli Kabupaten Luwu pada tahun 1992. Pada tahun 1995 telah menyelesaikan pendidikan sekolah menengah pertama pada SMP Negeri 2 Kabupaten Takalar. Kemudian pada tahun 1998 menyelesaikan pendidikan sekolah menengah atas pada Sekolah Menengah Farmasi (SMF) Depkes Ujungpandang, Makassar.

Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Fakultas MIPA Universitas Hasanuddin pada tahun 2003. Pada tahun 2004 melanjutkan S2 pada Jurusan Kesehatan Lingkungan Fakultas Kesehatan Masyarakat (FKM) Universitas Hasanuddin dan berhasil menyelesaikan studi pada tahun 2006. Kemudian pada tahun 2013 melanjutkan S3 pada jurusan Ilmu Kimia Fakultas MIPA Universitas Hasanuddin dan berhasil meraih gelar Doktor pada tahun 2018. Penulis menekuni bidang ilmu kimia analitik dan biokimia serta toksikologi klinik.

BIODATA PENULIS



Anisa Aurum Ningtyas, S.Pd., M.Sc.

Dosen Program Studi Teknologi Informasi

Fakultas Ilmu Komputer

Universitas Insan Pembangunan Indonesia

Penulis lahir di Sleman tanggal 15 Desember 1992. Menyelesaikan pendidikan S1 pada jurusan Pendidikan Kimia di Universitas Negeri Yogyakarta dan S2 pada Jurusan Ilmu Kimia di Universitas Gadjah Mada. Memulai karirnya mengajar di SMA N 1 Klapanunggal, Bogor sebagai guru kimia dan mulai tahun 2021 mengajar sebagai dosen tetap pada Program Studi Teknologi Informasi Universitas Insan Pembangunan Indonesia, Tangerang hingga sekarang.

BIODATA PENULIS



Lovi Sandra, M. Sc

Dosen Program Studi Teknologi Hasil Perikanan
Universitas Ibrahimy

Penulis menyelesaikan studi sarjana di Universitas Negeri Malang dan studi magister di Universitas Gadjah Mada. Sehari-hari penulis aktif mengajar di Fakultas Sains dan Teknologi Universitas Ibrahimy yang berada di bawah naungan Pondok Pesantren Salafiyah Syafi'iyah Sukorejo. Penulis juga aktif mengajar di Fakultas Tarbiyah pada program studi Tadris Matematika Universitas Ibrahimy. Penulis mulai aktif menulis *book chapter* sejak tahun 2021 dan telah menghasilkan beberapa judul *book chapter*.

BIODATA PENULIS



Lina Arifah Fitriyah, S.Pd, M.Pd

Dosen Program Studi Pendidikan IPA
Universitas Hasyim Asy'ari Tebuireng Jombang

Penulis menyelesaikan studi di Universitas Negeri Malang, Sarjana Pendidikan Kimia tahun 2007 dan Magister Pendidikan Kimia tahun 2010. Profesi dosen mulai dikembangkan sejak tahun 2013 sampai sekarang. Penulis menekuni bidang ilmu pendidikan dengan karya ilmiah yang telah dipublikasikan dalam jurnal dan buku.

Karya buku yang telah terbit yaitu: (1) *Menanamkan Efikasi Diri dan Kestabilan Emosi*, (2) Klasifikasi materi dan perubahannya berbasis pendekatan STEM (Science, Technology, Engineering, and Mathematic), (3) Micro Teaching: Perencanaan Pembelajaran dan Keterampilan Mengajar, (4) Buku Panduan: Praktikum Fisika Dasar Materi Pengukuran, (5) Pendidikan Kewirausahaan melalui Biodiversipreneurship: Panduan Praktikum Bioteknologi dan Kewirausahaan.

Buku kolaborasi yang telah terbit yaitu: (1) Masa-masa Covid-19: Menuju Pendidikan Di Era 5.0, (2) Metodologi Penelitian (Teori dan Praktik), (3) Media pembelajaran, (4) Ilmu Pendidikan, (5) Evaluasi Pembelajaran, dan (6) Aplikasi Pembelajaran Digital.

Untuk menghubungi penulis bisa melalui email: linaarifahfitriyah@gmail.com.

BIODATA PENULIS



Dwi Astuti, S.Pd., SKM., MKes.

Dosen Program Studi Kesehatan Masyarakat
Fakultas Ilmu Kesehatan Masyarakat Universitas Muhammadiyah
Surakarta

Penulis lahir di Cilacap pada tanggal 13 Juni 1975. Pendidikan yang ditempuh dimulai dari SD Mujur VI tahun 1980, dilanjutkan ke SMPN 1 Kroya pada tahun 1990 dan SMAN 1 Purwokerto pada tahun 1993. Menamatkan D3 Kesehatan Lingkungan di AKL Depkes Purwokerto pada tahun 1996, S1 Pendidikan Biologi (tahun 2002) dan S1 Kesehatan Masyarakat (tahun 2011) di Universitas Muhammadiyah Surakarta, S-2 Magister Kesehatan Minat Utama Kesehatan Lingkungan di Universitas Gadjah Mada Tahun 2007. Saat ini penulis tengah menempuh Program Doktorat di Universiti Kebangsaan Malaysia.

Penulis merupakan dosen di Program Studi Kesehatan Masyarakat, Fakultas Ilmu Kesehatan Universitas Muhammadiyah Surakarta sejak tahun 1997- sekarang. Kaya ilmiah yang dihasilkan lebih banyak berkulat di Bidang Kesehatan Lingkungan. Moto penulis yaitu “Jadilah manusia yang selalu memberi manfaat untuk manusia lain”.