



Ratih Kusuma Wardani

Lahir di Surabaya, 19 April 1990. Penulis menyelesaikan studi S1 (S.Si) Kimia di Universitas Airlangga pada tahun 2012. Setelah itu, penulis melanjutkan studi S2 (M.Si) Kimia di Institut Teknologi Sepuluh Nopember pada tahun 2013 dan selesai pada bulan September 2015. Saat ini penulis bekerja sebagai staf dosen di Akademi Farmasi Surabaya. Mata kuliah yang diampu Penulis adalah Kimia Dasar, Kimia Farmasi dan Kimia Organik.



Djamilah Arifiyana, S.Si., M.Si.

Lahir di Pamekasan, 3 Juli 1990. Penulis menyelesaikan studi S1 (S.Si.) pada tahun 2013 dan S2 (M.Si.) pada tahun 2015, di jurusan Kimia Institut Teknologi Sepuluh Nopember Surabaya. Saat ini penulis bekerja sebagai staf dosen di Akademi Farmasi Surabaya. Mata kuliah yang diampu Penulis adalah Kimia Dasar, Kimia Organik dan Kimia Farmasi.



PENERBIT GRANITI
Anggota IKAPI (181/JTI/2017)
Jln. Granit Kumala 1/12, KBD, Gresik
Telp. 081357827429/081357827430
Email: penerbitgraniti@yahoo.com
Website: www.penerbitgraniti.com



Ratih Kusuma Wardani, Djamilah Arifiyana



SUHU, WAKTU DAN KELARUTAN KALSIMUM OKSALAT PADA UMBI PORANG

SUHU, WAKTU DAN KELARUTAN KALSIMUM OKSALAT PADA UMBI PORANG



Ratih Kusuma Wardani
Djamilah Arifiyana



SUHU, WAKTU DAN KELARUTAN KALSIUM OKSALAT PADA UMBI PORANG

Ratih Kusuma Wardani

Djamilah Arifiyana

SUHU, WAKTU DAN KELARUTAN KALSIUM OKSALAT PADA UMBI PORANG

Penulis

Ratih Kusuma Wardani
Djamilah Arifiyana

Editor

Nuria Reny H

Desain Sampul & Layout

Alek Subairi

Penerbit

Graniti

Anggota IKAPI (181/JTI/2017)
Perum. Kota Baru Driyorejo, Jln. Granit Kumala 1/12, Gresik 61177
website: www.penerbitgraniti.com
fb: Penerbit Graniti
ig: [@penerbit_graniti](https://www.instagram.com/penerbit_graniti)
email: penerbitgraniti@yahoo.com
telp.081357827429/081357827430

Hak cipta dilindungi undang-undang
All rights reserved

Cetakan pertama, September 2020
ISBN: 987-602-5811-77-7

.....
Hak cipta dilindungi undang-undang
Dilarang memperbanyak isi buku ini dengan bentuk dan dengan
cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.
.....

Isi buku di luar tanggung jawab penerbit dan percetakan

KATA PENGANTAR

Alhamdulillah, segala puji dan syukur penulis panjatkan kehadirat Allah SWT karena buku ini selesai disusun. Buku ini disusun untuk membantu para mahasiswa, peneliti, dan masyarakat umum untuk mengetahui pemanfaatan suhu dan waktu perendaman untuk menurunkan kadar kalsium oksalat pada umbi-umbian dan umbi porang pada khususnya. Buku ini merupakan hasil penelitian dosen pemula (PDP) tahun 2020 yang memperoleh pendanaan dari Direktorat Penguatan Riset dan Pengembangan, Kementerian Riset dan Teknologi/Badan Riset dan Inovasi. Penulis menyadari bahwa masih terdapat kekurangan pada penyusunan buku ini namun penulis meyakini sepenuhnya bahwa sekecil apapun buku ini tetap memberikan manfaat.

Surabaya, September 2020

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR..... iii

DAFTAR ISIv

BAB 1

TEORI ASAM BASA 1

A. Indikator.....2

B. Teori Asam Basa4

C. Kekuatan Asam Basa.....6

D. Derajat Keasaman.....7

BAB 2

REAKSI ASAM BASA11

A. Reaksi asam kuat dengan basa kuat13

B. Reaksi asam kuat dengan basa lemah..... 15

C. Reaksi asam lemah dengan basa kuat17

D. Reaksi asam lemah dengan basa lemah..... 18

BAB 3

KELARUTAN..... 21

A. Pendahuluan22

B. Kelarutan Zat Dalam Pelarut Cair23

C. FAKTOR YANG MEMPENGARUHI KELARUTAN25

D. Hasil Kali Kelarutan (Ksp)32

BAB 4

REVIEW JURNAL..... 39

A. Pengaruh Suhu40

B. Pengaruh Waktu.....41

BAB 5

HASIL ANALISIS KADAR KALSIMUM OKSALAT

AKIBAT PENGARUH SUHU LARUTAN PERENDAM

DAN LAMA PERENDAMAN. 45

A. Pengaruh Suhu Larutan Perendam.....46

B. Pengaruh Lama Perendaman49

REFERENSI55

TENTANG PENULIS..... 57

The image shows a lush green field of plants, likely a tea plantation, with a circular white overlay in the center. The overlay contains the text 'BAB 1' and 'TEORI ASAM BASA'. In the foreground, a metal bowl contains several round, textured objects, possibly tea balls or small cakes, which are covered in a greenish-grey material, possibly a type of tea or a natural coating.

BAB 1

TEORI ASAM BASA

Sifat asam dan basa suatu senyawa kimia dapat dijumpai dalam kehidupan sehari-hari. Ada beberapa senyawa asam yang dikenal masyarakat seperti asam cuka, asam sitrat, asam laktat dan lain sebagainya. Masyarakat pada umumnya dapat menggolongkan senyawa asam dari rasa dan nama senyawa yang umum dikenal masyarakat. Senyawa asam memiliki sifat yang khas berupa memiliki rasa masam, bau yang tajam dan akan terasa pedih saat terkena bagian tubuh yang luka. Masyarakat dapat mengenali senyawa basa dari sifat fisiknya yang licin dan berbusa saat tercampur dengan air dan mempunyai rasa pahit, seperti sabun dan detergen.

A. Indikator

Kekuatan asam basa dapat ditentukan melalui derajat keasaman (pH). Larutan bersifat asam bila memiliki pH kurang dari tujuh (<7), bersifat basa bila memiliki pH lebih dari tujuh (>7) dan bila $\text{pH} = 7$ maka larutan tersebut bersifat netral. Derajat keasaman suatu senyawa dapat diuji dengan menggunakan indikator. Indikator yang banyak digunakan untuk menguji sifat keasaman senyawa dapat berupa kertas, instrumen ataupun larutan. Indikator asam-basa yang paling sederhana yaitu kertas lakmus. Terdapat dua macam kertas lakmus yakni lakmus merah dan biru. Kertas lakmus merah akan berubah warna menjadi biru bila bereaksi dengan senyawa basa dan tidak akan memberi perubahan warna bila bereaksi dengan senyawa asam. Sebaliknya, kertas lakmus biru akan berubah warna menjadi merah bila bereaksi dengan senyawa asam dan tetap berwarna biru bila bereaksi dengan senyawa basa. Perubahan warna kertas lakmus terjadi pada rentang pH 4,5 – 8,3 dan akan berwarna ungu pada keadaan netral.

Indikator asam-basa kedua yang sering digunakan yakni indikator universal. Indikator universal dapat mengukur keasaman senyawa pada rentang pH 1-14. Setiap pH memiliki perubahan warna yang

berbeda-beda. Cara menggunakan indikator universal yakni dengan mencelupkannya kertas indikator pada larutan uji kemudian diamati perubahan warnanya dan dicocokkan dengan warna pada kemasan indikator universal tersebut. Berbeda dengan kertas lakmus, yang hanya bisa menggolongkan larutan uji memiliki sifat asam atau basa, indikator universal dapat menunjukkan berapa pH larutan yang sedang kita uji namun dengan interval $pH = 1$.



Gambar 1.1 Indikator Universal

Sumber : foto dari penulis

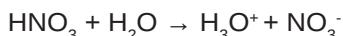
Indikator ketiga yang dapat kita gunakan untuk mengetahui sifat keasamaan suatu larutan atau senyawa yaitu pH meter. Pada pH meter, kita dapat mengetahui sifat keasamaan suatu larutan lebih cepat dan dapat mengetahui pH larutan dengan lebih teliti bila dibandingkan dengan indikator universal.

B. Teori Asam Basa

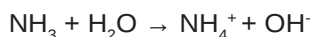
Ada beberapa teori asam basa antara lain:

1. Teori asam basa Arrhenius

Menurut Arrhenius, suatu senyawa dapat dikatakan asam bila senyawa tersebut dapat melepaskan ion hidrogen dalam air atau yang dapat meningkatkan ion hidronium (H_3O^+), seperti pada reaksi berikut.



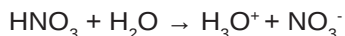
Pada reaksi tersebut senyawa HNO_3 dalam air dapat melepaskan ion hidrogen (H^+) dan ion H^+ tersebut berikatan dengan molekul air (H_2O) membentuk H_3O^+ sehingga akan menambah konsentrasi ion hidronium dalam larutan tersebut. Sebaliknya, suatu senyawa dapat dikatakan basa bila senyawa tersebut dapat melepas ion hidroksida (OH^-) dalam air sesuai persamaan reaksi berikut.



Kelemahan dari teori Arrhenius yaitu teori ini hanya berlaku pada larutan senyawa dengan pelarut air. Teori ini tidak berlaku pada senyawa yang tidak larut air, senyawa dalam bentuk gas dan padatan yang tidak terdapat ion H^+ dan OH^- .

2. Teori asam basa Bronsted-Lowry

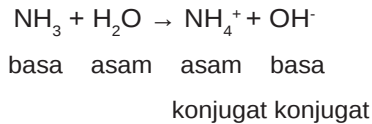
Teori asam ini ditemukan setelah teori Arrhenius. Dalam teori ini, senyawa bersifat asam bila dapat mendonorkan atau memberikan proton. Proton yang dimaksud dalam teori ini adalah (H^+). Senyawa dapat dikatakan bersifat basa bila bertindak sebagai penerima atau akseptor proton.



Asam Basa basa asam
 konjugat konjugat

Berdasarkan persamaan reaksi tersebut, HNO_3 bertindak sebagai asam karena memberikan proton ke molekul air dan molekul air bertindak

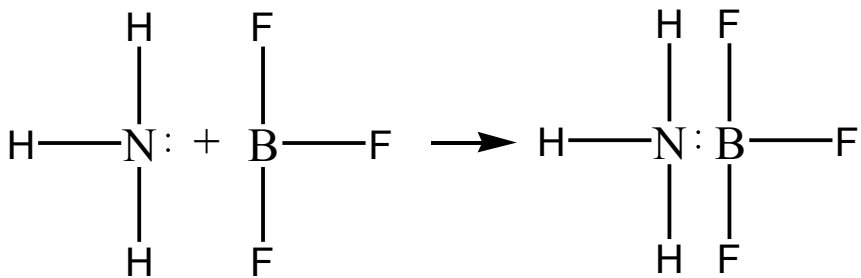
sebagai basa karena menerima proton membentuk H_3O^+ . Berbeda dengan dengan reaksi amonium dengan air. Air bertindak sebagai asam karena mendonorkan proton pada molekul NH_3 membentuk NH_4^+ . Molekul amonium sendiri merupakan akseptor proton sehingga dapat dikatakan sebagai senyawa yang bersifat basa.



Dikarenakan molekul air dapat bersifat sebagai asam maupun basa maka air dapat digolongkan sebagai senyawa amfoter.

3. Teori asam basa Lewis

Lewis mendefinisikan senyawa asam adalah senyawa yang bertindak sebagai senyawa penerima pasangan elektron, sedangkan senyawa basa adalah senyawa yang bertindak sebagai senyawa pendonor elektron. Teori tersebut dapat dijelaskan melalui ikatan antara senyawa NH_3 dengan senyawa BF_3 .



Gambar 1.2. Struktur Lewis Reaksi NH_3 dan BF_3

Pada molekul NH_3 terdapat tiga pasang ikatan N-H dan satu pasangan elektron bebas. Elektron bebas tersebut didonorkan ke molekul BF_3 . Pada molekul BF_3 hanya ada tiga ikatan B-F. Sehingga elektron bebas pada molekul NH_3 didonorkan ke molekul BF_3

membentuk suatu ikatan yang disebut ikatan koordinasi. Senyawa NH_3 berperan sebagai donor elektron, sehingga senyawa NH_3 termasuk ke dalam senyawa basa. Sebaliknya, senyawa BF_3 berperan sebagai penerima elektron sehingga senyawa BF_3 termasuk ke dalam senyawa asam.

C. Kekuatan Asam Basa

Ada dua macam senyawa asam yakni asam kuat dan asam lemah. Asam kuat dapat didefinisikan sebagai senyawa asam yang dapat terionisasi sempurna dalam air, sehingga memiliki derajat ionisasi (α) sama dengan satu. Senyawa-senyawa yang tergolong ke dalam asam kuat antara lain: asam dari golongan halida (HCl , HBr , HI), asam oksidasi dari golongan halida (HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 , HBrO , HBrO_2 , HBrO_3 , HBrO_4 , HIO , HIO_2 , HIO_3 , HIO_4), asam nitrat (HNO_3) dan asam sulfat (H_2SO_4). Salah satu reaksi ionisasi dari senyawa asam kuat adalah sebagai berikut.



Senyawa HCl dalam larutannya dapat terionisasi seluruhnya membentuk ion H^+ dan ion Cl^- , sehingga senyawa HCl dikategorikan sebagai asam kuat.

Berbeda dengan asam kuat, asam lemah dalam larutannya tidak terionisasi sempurna sehingga memiliki derajat ionisasi lebih dari nol dan kurang dari satu ($0 < \alpha < 1$). Senyawa yang tergolong sebagai asam lemah antara lain: asam fluorida (HF), asam sulfat (H_2SO_3), asam nitrit (HNO_2) dan asam-asam organik (seperti asam asetat, asam sitrat, asam askorbat dan lain sebagainya). Asam asetat saat dilarutkan dalam air hanya mengalami ionisasi sebagian yang artinya sebagian molekul terdisosiasi menjadi ion CH_3COO^- dan ion H^+ dan sebagian molekul tetap dalam bentuk CH_3COOH sesuai persamaan reaksi berikut.

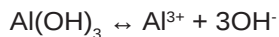


Sama halnya dengan asam, senyawa basa pun terbagi menjadi basa kuat dan basa lemah. Senyawa basa pada umumnya tersusun atas ion logam dan ion OH⁻. Senyawa yang dikategorikan menjadi basa kuat bila dalam larutannya dapat terionisasi sempurna. Yang tergolong ke dalam senyawa basa kuat yakni senyawa basa dari logam golongan IA dan IIA (kecuali Be dan Mg) dalam sistem periodik unsur.



Bila senyawa NaOH dilarutkan dalam air, seluruhnya akan membentuk ion Na⁺ dan OH⁻. Dikarenakan terionisasi dengan sempurna, maka derajat ionisasinya sama dengan satu ($\alpha=1$) dan tergolong ke dalam senyawa basa kuat.

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 yakni antara nol sampai satu ($0 < \alpha < 1$), yang artinya dalam larutannya, senyawa basa lemah tidak seluruhnya terionisasi.



Dari persamaan reaksi di atas, dapat diketahui bahwa dalam larutan senyawa Aluminium (II) hidroksida terdapat molekul Al(OH)₃, ion Al³⁺ dan ion OH⁻.

D. Derajat Keasaman

Derajat keasaman atau lebih dikenal dengan istilah pH merupakan nilai yang menyatakan tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan senyawa.

1. Asam

Nilai pH (power of Hidrogen) suatu senyawa dapat diperkirakan jika konsentrasi, derajat ionisasi atau tetapan ionisasi senyawa tersebut diketahui. Nilai pH dapat ditentukan bila kita telah mengetahui

konsentrasi H^+ .

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

Untuk senyawa asam kuat, konsentrasi ion H^+ dapat dihitung dengan rumus berikut.

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

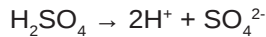
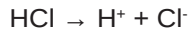
Keterangan :

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

α : derajat ionisasi (karena senyawa asam kuat maka nilai $\alpha = 1$)

M_{asam} : konsentrasi larutan asam (Molar)

Valensi : jumlah ion H^+



Senyawa HCl mempunyai satu ion H^+ sehingga valensi senyawa HCl berjumlah satu, sedangkan senyawa H_2SO_4 mempunyai dua ion H^+ sehingga valensi senyawa H_2SO_4 berjumlah dua.

Senyawa asam lemah dapat diperkirakan nilai pHnya dengan cara yang sama yakni dengan rumus:

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

namun cara menghitung konsentrasi ion H^+ asam lemah berbeda dengan asam kuat. Konsentrasi ion H^+ asam lemah dapat dihitung dengan rumus berikut.

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

atau

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

Keterangan :

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

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

M_{asam} : konsentrasi larutan asam (Molar)

K_a : tetapan ionisasi asam

Pada senyawa asam lemah, konsentrasi ion H^+ dalam larutan tidak dipengaruhi oleh valensi atau jumlah ion H^+ tapi dipengaruhi oleh nilai tetapan ionisasi asam.

2. Basa

Nilai pH senyawa basa dapat ditentukan dengan rumus:

$$pH = pK_w - pOH$$

pK_w merupakan konstanta kesetimbangan air yaitu sebesar 14. Senyawa basa memiliki pH antara 7 sampai 14. pH senyawa basa dapat ditentukan dengan menentukan nilai pOH larutan terlebih dahulu. pOH dapat ditentukan dengan rumus:

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

konsentrasi ion OH^- pada senyawa basa kuat dapat ditentukan dengan mengkalikan valensi senyawa basa dengan konsentrasi larutan basa. Valensi senyawa basa merupakan jumlah ion OH^- yang terbentuk saat senyawa basa tersebut mengalami ionisasi dalam larutannya.

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

Seperti penjelasan sebelumnya bahwa senyawa basa kuat dapat terionisasi sempurna dalam larutannya sehingga memiliki derajat ionisasi sebesar 1 ($\alpha=1$).

Dalam senyawa $NaOH$, jumlah ion OH^- yang terbentuk dalam larutan sebanyak satu, sehingga valensi OH^- sebesar satu. Dalam senyawa $Ba(OH)_2$, jumlah ion OH^- yang terbentuk dalam larutan sebanyak dua, sehingga kita dapat mengetahui bahwa valensi senyawa $Ba(OH)_2$ sebanyak dua.

Berbeda dengan senyawa basa kuat, basa lemah tidak dapat terionisasi sempurna dalam larutannya sehingga memiliki derajat ionisasi $0 < \alpha < 1$. Untuk menentukan konsentrasi ion OH^- dapat menggunakan rumus berikut.

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

atau

$$[OH^-] = \sqrt{Kb \cdot M_{basa}} =$$

Keterangan :

$[OH^-]$: konsentrasi ion OH^-

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

M_{basa} : konsentrasi larutan basa (Molar)

Kb : tetapan ionisasi basa

Pada senyawa basa lemah, konsentrasi ion OH^- tidak dipengaruhi oleh valensi atau jumlah ion OH^- tapi dipengaruhi oleh nilai tetapan ionisasi basa.

The image features a lush green field of plants, likely a rice paddy, as the background. A large, white circular overlay with a green border is centered in the upper half of the image. Inside this circle, the text 'BAB 2' is written in black, and 'REAKSI ASAM BASA' is written in green. Below the circle, a metal bowl is visible, containing several round, textured objects that appear to be rice cakes or similar food items, some with small brown spots on their surface.

BAB 2

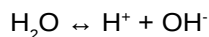
REAKSI ASAM BASA

Suatu larutan bersifat asam, basa atau netral dapat ditentukan berdasarkan konsentrasi ion hidrogen (H^+) atau ion hidroksil (OH^-) dalam larutan tersebut. Jika, dalam suatu larutan, konsentrasi ion hidrogen lebih besar daripada ion hidroksil maka larutan tersebut bersifat asam ($pH < 7$). Sebaliknya, bila dalam suatu larutan, konsentrasi ion hidroksil lebih besar daripada konsentrasi ion hidrogen, larutan tersebut bersifat basa ($pH > 7$). Jika dalam suatu larutan konsentrasi ion hidrogen dan ion hidroksil dalam jumlah yang sama besar, maka larutan tersebut bersifat netral ($pH = 7$).

Air bersifat netral (dengan $pH = 7$) karena mengandung ion hidrogen dan ion hidroksil yang sama banyak yakni:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

K_w merupakan tetapan ionisasi air, dimana nilainya sebesar 10^{-14} . Tetapan ionisasi air didapatkan dari beberapa eksperimen yang telah dilakukan. Telah diketahui, air mempunyai daya hantar listrik meskipun kecil. Daya hantar listrik dari air bersifat pasti. Dikarenakan mempunyai daya hantar listrik, para ilmuwan beranggapan bahwa air dapat terionisasi walaupun sedikit.



Dari persamaan ionisasi air tersebut, kita dapat menyatakan tetapan kesetimbangan dari air adalah sebagai berikut.

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

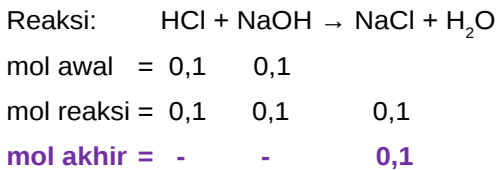
Hasil eksperimen menyatakan bahwa konduktans air sebesar $1,82 \times 10^{-16}$ pada $25^\circ C$. Nilai yang sangat rendah ini menunjukkan bahwa derajat disosiasi boleh diabaikan dan air dianggap tidak terdisosiasi dan konsentrasi air dianggap tetap yakni sebesar $55,6 \text{ mol/L}$ sehingga pada suhu kamar ($25^\circ C$), didapatkan tetapan ionisasi air atau hasil kali ion air (K_w) sebesar $1,01 \times 10^{-14}$.

Suatu senyawa asam (baik asam kuat maupun asam lemah) dapat bereaksi dengan senyawa basa kuat atau lemah membentuk senyawa garam. Senyawa garam dapat bersifat asam, basa atau netral. Hal tersebut bergantung pada sifat asam dan basa yang bereaksi. Sifat keasaman atau kebasaaan garam yang terbentuk disebabkan karena adanya sebagian garam yang terlarut bereaksi dengan air. Reaksi tersebut dinamakan reaksi hidrolisis. Hidrolisis berasal dari kata hidro, yang berarti air, dan kata lisis yang berarti pemecahan. Reaksi hidrolisis dapat didefinisikan sebagai reaksi pemecahan molekul air (H_2O) menjadi ion hidrogen (H^+) dan ion hidroksil (OH^-).

A. Reaksi asam kuat dengan basa kuat

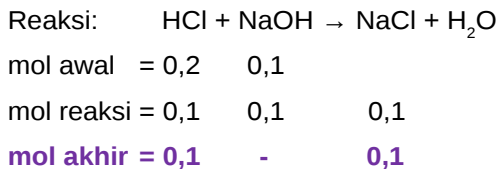
Senyawa HCl (asam kuat) bila bereaksi dengan NaOH (basa kuat) membentuk garam NaCl. Garam NaCl ini bila dilarutkan dalam air, akan terionisasi sempurna menjadi ion Na^+ dan Cl^- tanpa bereaksi atau memecah molekul air, sehingga garam NaCl termasuk ke dalam senyawa garam yang tidak terhidrolisis. Nilai derajat keasaman garam NaCl ditentukan dari jumlah mol asam dan basa yang bereaksi.

Bila mol asam dan mol basa sama besar, maka garam yang terbentuk bersifat netral ($pH = 7$). Penjelasan tersebut dapat dilihat dari persamaan reaksi asam kuat dan basa kuat berikut.



Dari reaksi tersebut dapat diketahui bahwa mol asam kuat dan basa kuat habis bereaksi membentuk garam, sehingga garam NaCl yang terbentuk bersifat netral dengan $pH = 7$.

Bila dalam volume 1 liter, mol asam kuat yang bereaksi lebih besar daripada mol basa kuat, maka senyawa garam yang terbentuk bersifat asam ($\text{pH} < 7$). Hal tersebut dijelaskan dari persamaan reaksi berikut.



Mol yang masih tersisa dari persamaan tersebut adalah mol asam kuat, sehingga garam NaCl yang terbentuk bersifat asam. Nilai derajat keasaman garam NaCl dapat ditentukan dari konsentrasi ion $[\text{H}^+]_{\text{asam kuat}}$ dengan valensi asam sebesar satu (valensi HCl = 1).

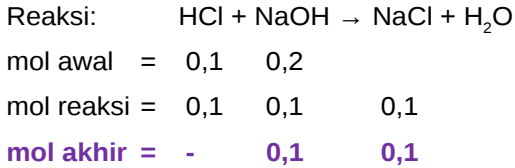
$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= M \cdot \text{valensi} \\ [\text{H}^+] &= \frac{\text{mol asam akhir}}{\text{volume (L)}} \times \text{valensi} \\ [\text{H}^+] &= \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 1 \\ [\text{H}^+] &= 0,1 \approx 10^{-1} \end{aligned}$$

Sehingga pH larutan dapat diketahui dengan perhitungan:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ \text{pH} &= -\log 10^{-1} \\ \text{pH} &= 1 \end{aligned}$$

Larutan NaCl hasil reaksi tersebut bersifat asam dengan $\text{pH} = 1$ karena dalam larutan tersebut masih tersisa mol asam.

Bila keadaannya berbeda, mol asam kuat lebih kecil dari mol basa kuat dalam volume yang sama maka larutan garam NaCl yang terbentuk bersifat basa, dengan persamaan reaksi berikut.



Dari reaksi di atas, mol basa kuat bersisa sebanyak 0,1 mol dalam 1 Liter larutan. pH akhir campuran larutan tersebut bersifat basa ($\text{pH} > 7$) dengan perhitungan sebagai berikut.

$$[\text{OH}^-] = M \cdot \text{valensi}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{mol basa akhir}}{\text{volume (L)}} \times \text{valensi}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 1$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \approx 10^{-1}$$

Sehingga pH larutan dapat diketahui dengan perhitungan:

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

$$\text{pOH} = -\log 10^{-1}$$

$$\text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

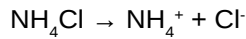
$$\text{pH} = 14 - 1$$

$$\text{pH} = 13$$

B. Reaksi asam kuat dengan basa lemah

Reaksi asam basa dapat terjadi antara asam kuat dengan basa kuat. Bila HCl (asam kuat) bereaksi dengan NH_4OH (basa lemah) akan membentuk senyawa NH_4Cl (garam). Garam NH_4Cl dalam larutan dapat bereaksi dengan molekul air melalui reaksi hidrolisis. Garam yang tersusun atas asam kuat dan basa lemah mengalami hidrolisis sebagian. Garam yang bereaksi dengan air membentuk ion H^+ dan

menyebabkan ion H^+ dalam larutan bertambah, maka larutan tersebut bersifat asam ($pH < 7$).



Senyawa NH_4Cl dalam larutannya terionisasi menjadi ion NH_4^+ dan Cl^- . Molekul air yang ada dalam larutan tersebut terurai menjadi ion H^+ dan OH^- . Ion OH^- dapat berikatan dengan ion NH_4^+ membentuk NH_4OH dan ion H^+ tidak berikatan dengan ion Cl^- membentuk HCl . Hal tersebut dikarenakan HCl merupakan asam kuat yang terionisasi sempurna dalam larutan sehingga dalam larutan campuran tersebut terdapat ion H^+ yang bebas dan menyebabkan larutan garam NH_4Cl bersifat asam.

Jika 0,1 mol NH_4OH ($K_b = 10^{-5}$) direaksikan dengan 0,1 mol HCl dalam volume 1 Liter, maka pH larutan NH_4Cl yang terbentuk sama dengan 5. pH larutan campuran tersebut dapat dihitung dengan rumus :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times [G]}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}} \times \left[\frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ Liter}} \right]}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-9} \times 10^{-1}}$$

$$[H^+] = 10^{-5}$$

$$pH = 5$$

Keterangan :

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

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

K_b = tetapan ionisasi basa lemah (nilainya berbeda-beda untuk tiap senyawa)

$[G]$ = konsentrasi garam yang terbentuk (Molar = mol/Liter)

C. Reaksi asam lemah dengan basa kuat

Asam lemah (misalnya CH_3COOH), dapat bereaksi dengan basa kuat (misalnya NaOH) membentuk garam CH_3COONa yang dapat terhidrolisis sebagian. Dikatakan terhidrolisis sebagian karena garam CH_3COONa hanya bereaksi dengan sebagian ion yang terbentuk dari penguraian molekul air. Garam CH_3COONa dalam larutan dapat terionisasi menjadi ion CH_3COO^- dan Na^+ . Ion CH_3COO^- dalam air dapat bereaksi dengan ion H^+ yang berasal dari molekul air yang terurai membentuk CH_3COOH dan menyebabkan konsentrasi ion OH^- (berasal dari penguraian molekul air) dalam larutan tersebut bertambah. Adanya penambahan ion OH^- dalam larutan tersebut menyebabkan larutan bersifat basa ($\text{pH} > 7$).

Jika 0,1 mol CH_3COOH ($K_a = 10^{-5}$) direaksikan dengan 0,1 mol NaOH dalam volume 1 Liter, maka pH larutan CH_3COONa yang terbentuk sama dengan 9. pH larutan campuran tersebut dapat dihitung dengan rumus :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times [G]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}} \times \left[\frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ Liter}} \right]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-9} \times 10^{-1}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 5$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 5$$

$$\text{pH} = 9$$

Keterangan :

[OH-]= konsentrasi ion OH-

K_w = tetapan ionisasi air (10-14)

K_a = tetapan ionisasi asam lemah (nilainya berbeda-beda untuk tiap senyawa)

[G] = konsentrasi garam yang terbentuk (Molar = mol/Liter)

D. Reaksi asam lemah dengan basa lemah

Garam yang terbentuk dari reaksi asam lemah dan basa lemah merupakan garam yang mengalami hidrolisis sempurna. Sebagai contoh, reaksi antara ammonia (NH_4OH) selaku basa lemah dan asam asetat (CH_3COOH) selaku asam lemah membentuk senyawa garam amonia asetat. Ammonia asetat dalam larutannya dapat terionisasi menjadi ion NH_4^+ dan CH_3COO^- yang dapat bereaksi dengan air. Ion H^+ dan ion OH^- yang berasal dari molekul air bereaksi dengan ion CH_3COO^- dan ion NH_4^+ , sehingga dalam larutan tersebut konsentrasi ion H^+ ataupun OH^- tidak ada yang berlebih. Sifat keasaman atau kebasaan garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah tidak bergantung pada konsentrasi garam tersebut melainkan bergantung pada tetapan ionisasi asam lemah atau basa lemah. Bila nilai tetapan ionisasi asam sama dengan tetapan ionisasi basa, maka garam yang terbentuk bersifat netral. Bila tetapan ionisasi asam lemah lebih besar daripada tetapan ionisasi basa lemah, maka garam yang terbentuk bersifat asam. Bila tetapan ionisasi asam lemah lebih kecil daripada tetapan ionisasi basa lemah, maka garam yang terbentuk bersifat basa. Derajat keasaman garam yang terbentuk dari asam lemah dan basa lemah dapat diperkirakan dengan rumus:

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

Keterangan :

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

K_w = tetapan ionisasi air (10-14)

K_a = tetapan ionisasi asam lemah (nilainya berbeda-beda untuk tiap senyawa)

K_b = tetapan ionisasi basa lemah (nilainya berbeda-beda untuk tiap senyawa)

The image shows a vast field of green plants, likely a medicinal herb plantation, with rows of plants stretching into the distance. In the foreground, a large, shallow metal bowl is filled with several dried, spherical plant products. These spheres are covered in a thick, greyish-green mold or fungus, and some have small, reddish-brown spots. The text 'BAB 3' is centered in a white circular overlay.

BAB 3

KELARUTAN

A. Pendahuluan

Larutan adalah campuran homogen dari dua zat atau lebih. Larutan cair dan gas adalah jenis larutan yang paling sering dipelajari dalam kimia. Larutan terdiri dari zat pembawa yang disebut pelarut (solvent) dan zat yang dibawa yang disebut zat terlarut (solute). Ketika larutan terbentuk dari zat dalam fase yang berbeda, zat terlarut adalah zat yang mengalami perubahan fase (misalnya, garam padat larut ke dalam air menciptakan larutan cair). Ketika larutan terbentuk dari dua zat dalam satu fasa, pelarut adalah zat yang ada dalam jumlah terbesar (misalnya, oksigen (gas) dianggap terlarut dalam nitrogen (gas) di atmosfer karena sebagian besar atmosfer adalah nitrogen (78%)). Larutan dimana air sebagai media pelarutannya dikenal sebagai larutan berair (aqueous). Banyaknya zat terlarut yang dapat larut dalam pelarut disebut kelarutannya.

Istilah 'kelarutan' didefinisikan sebagai jumlah maksimum zat terlarut yang dapat dilarutkan dalam sejumlah pelarut tertentu. Kelarutan dapat didefinisikan secara kuantitatif maupun kualitatif. Secara kuantitatif didefinisikan sebagai konsentrasi zat terlarut dalam larutan jenuh pada suhu tertentu. Dalam istilah kualitatif, kelarutan dapat didefinisikan sebagai interaksi spontan dari dua atau lebih zat untuk membentuk dispersi molekuler yang homogen. Larutan jenuh adalah larutan dimana zat terlarut berada dalam kesetimbangan dengan pelarut. Kelarutan suatu senyawa direpresentasikan melalui berbagai ekspresi konsentrasi seperti bagian, persentase, molaritas, molalitas, fraksi volume, dan fraksi mol.

Pembentukan larutan terjadi ketika partikel pelarut dan zat terlarut dapat memisahkan diri dan bercampur. Karena partikel suatu zat selalu tertarik ke partikel lain dari zat tersebut (meskipun hanya melalui gaya dispersi), energi harus ditambahkan untuk memecahnya. Energi dibutuhkan untuk memisahkan zat terlarut dan pelarut dalam

pembentukan larutan. Pergerakan partikel setelah mereka dipisahkan, memungkinkan mereka berdifusi satu sama lain dan interaksi baru terjadi antara zat terlarut dan partikel pelarut yang melepaskan energi. Pembentukan larutan dapat berupa endotermik atau eksotermik tergantung pada jumlah energi yang diserap saat partikel terpisah, dan jumlah energi yang dilepaskan saat atraksi baru terbentuk.

Jika pelarut, atau zat terlarut, sangat tertarik pada dirinya sendiri dan bukan ke zat lain, maka kelarutannya akan rendah. Partikel sejenis yang sangat terikat satu dengan yang lain hanya akan mempertahankan kohesi mereka dan tidak akan terjadi pencampuran. Inilah yang terjadi dengan air dan minyak. Air yang bersifat polar sangat tertarik pada dirinya sendiri, karena ikatan hidrogen, tetapi tidak terlalu tertarik pada molekul minyak yang bersifat non-polar. Suatu zat yang tidak larut dalam pelarut tertentu bisa jadi dapat larut dalam pelarut yang berbeda.

Semua larutan terbentuk dengan laju dan luasan yang berbeda (laju kelarutan). Laju tergantung pada faktor-faktor seperti ukuran zat terlarut, pengadukan, dan suhu. Misalnya gula lebih cepat larut jika diaduk atau dilarutkan dalam air panas.

Pelarut hanya mampu membawa sejumlah zat terlarut (kelarutan). Jika zat terlarut ditambahkan melebihi jumlah ini (titik jenuhnya), pelarut mulai “menjatuhkan” zat terlarut dan terjadi pengendapan.

B. Kelarutan Zat Dalam Pelarut Cair

1. Kelarutan Cair dalam Cair

Ketika terjadi pencampuran antara dua jenis zat cair, maka masing-masing zat cair akan terdispersi satu dengan yang lain. Proses ini terbagi menjadi tiga tahap: (1) dispersi molekul larutan A (selalu merupakan efek endotermik); (2) dispersi molekul larutan B (juga endotermik); (3) asosiasi atau interaksi dari molekul A dan B (selalu eksotermik). Jika

tahap terakhir merupakan tahap yang dominan dan energi interaksi $A-B > A-A$ atau $B-B$, maka keseluruhan proses adalah eksotermik dan kondisi saling campur akan terjadi. Hal ini berlaku misalnya antara aseton dan kloroform. Namun jika energi interaksi antara $A-A$ atau $B-B$ lebih besar dari pada $A-B$, maka akan terjadi pemisahan fasa (atau misalnya larut sebagian). Dengan kata lain, pemisahan fasa akan terjadi ketika gaya intermolekular antara molekul-molekul sejenis lebih kuat dari pada gaya intermolekular antara molekul-molekul beda jenis.

2. Kelarutan Padat dalam Cair

Sebagaimana pada semua jenis proses pelarutan, zat terlarut terdispersi menyeluruh dalam pelarut. Pada kelarutan zat padat dalam zat cair terdiri dari dua tahap: (1) pemisahan molekul terlarut (atau ion pada senyawa ionik) satu dengan yang lain; (2) asosiasi atau interaksi molekul (atau ion) terlarut yang telah terpisah dengan molekul pelarut. Tahap 1 selalu endotermik, untuk senyawa ionik dalam air, entalpi (energi yang diserap atau dilepaskan dalam sistem termodinamika) ionisasi biasanya sangat besar, hal ini disebabkan oleh adanya energi kisi ($\Delta H^{\circ}_{\text{kisi}}$). Tahap 2 selalu eksotermik, untuk senyawa ionik dalam air disebut entalpi hidrasi ($\Delta H^{\circ}_{\text{hidrasi}}$), sedangkan untuk pelarut selain air disebut entalpi solvasi ($\Delta H^{\circ}_{\text{solvasi}}$). Secara keseluruhan entalpi disebut entalpi larutan ($\Delta H^{\circ}_{\text{larutan}}$). Nilai $\Delta H^{\circ}_{\text{larutan}}$ ini bertanggung jawab terhadap pengaruh suhu pada kelarutan, sebagaimana terdapat dalam prinsip Le Châtelier. Sebagai contoh, jika $\Delta H^{\circ}_{\text{larutan}}$ bernilai positif (endotermik), maka peningkatan suhu akan menyebabkan peningkatan kelarutan. Hal ini berlaku misalnya pada KNO_3 . Kelarutan KNO_3 meningkat dari 15 menjadi 60 gram tiap 100 gram air pada kenaikan suhu dari 0 ke 40 °C. Pada NaCl pengaruh suhu ini sangat kecil; terhadap kenaikan suhu yang sama, perubahan kelarutan dari 35 menjadi 37 gram NaCl tiap 100 gram air. Pengaruh sebaliknya pada Li_2SO_4 ; terhadap kenaikan

suhu yang sama, perubahan kelarutan menurun dari 36 menjadi 33 gram Li_2SO_4 tiap 100 gram air.

Rentang kelarutan padatan ionik dalam air sangat besar. Pengaruh dominan bukan terletak pada besarnya $\Delta H^\circ_{\text{larutan}}$, tetapi pada besarnya $\Delta H^\circ_{\text{lebur}}$ dan titik lebur/lelehnya.

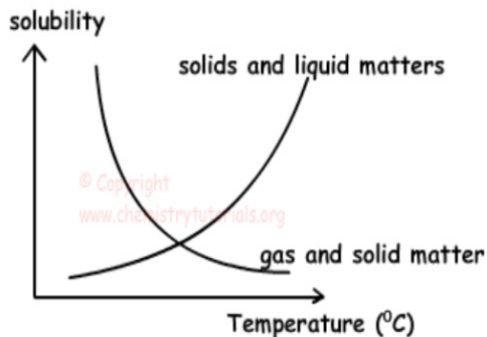
3. Kelarutan Gas dalam Cair

Pada gas yang dilarutkan dalam cairan, mengikuti pendekatan yang digunakan pada zat padat dalam cairan.

C. Faktor Yang Mempengaruhi Kelarutan

1. Suhu

Umumnya, peningkatan suhu larutan dapat meningkatkan kelarutan padatan zat terlarut. Suhu meningkatkan laju kelarutan zat terlarut karena pada suhu yang lebih tinggi, partikel bergerak lebih cepat, memungkinkan proses pencampuran menjadi cepat terjadi.



Pada zat terlarut berupa padatan, dan pelarut berupa cairan, meningkatkan suhu tidak hanya meningkatkan jumlah zat terlarut yang akan larut tetapi juga meningkatkan laju pelarutan zat terlarut. Dengan meningkatnya suhu, sistem larutan menyerap energi sehingga

kelarutan akan meningkat, tetapi jika sistem larutan melepaskan energi seiring dengan kenaikan suhu maka hal tersebut akan menurunkan kelarutannya. Misalnya, jumlah gula yang larut dalam air hangat lebih banyak daripada dalam air dingin. Namun terdapat beberapa padatan zat terlarut yang kurang larut dalam larutan yang lebih hangat. Sedangkan pada zat terlarut berupa gas adalah sebaliknya. Peningkatan suhu menurunkan kelarutan dan laju larutan. Untuk semua gas, kelarutan menurun dengan naiknya suhu larutan, contohnya adalah Soda. Kelarutan gas karbon dioksida berkurang saat soda menjadi hangat, hal ini menyebabkan rasa soda menjadi datar atau hambar.

Pengaruh suhu terhadap kelarutan beberapa senyawa dapat digambarkan pada kurva kelarutan berikut.

