

Suhu, Waktu dan Kelarutan Kalsium Oksalat pada Umbi Porang

by Djamilah Arifiana

Submission date: 13-Nov-2020 10:29AM (UTC+0700)

Submission ID: 1473456852

File name: BUKU_REFERENSI_PDP_2020.docx (1.35M)

Word count: 8102

Character count: 46705

BAB I

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 $\text{pH} = 1$.



Gambar 1. Indikator Universal

Sumber : foto dari penulis

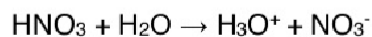
Indikator ketiga yang dapat kita gunakan untuk mengetahui sifat keasamaan suatu larutan atau senyawa yaitu pH meter. Pada pH meter, kita dapat mengetahui sifat keasaman suatu larutan lebih cepat dan dapat mengetahui pH larutan dengan lebih teliti bila dibandingkan dengan indikator universal.

⁴⁹ B. Teori Asam Basa

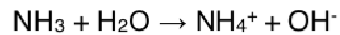
Ada beberapa teori asam basa antara lain:

1. Teori asam basa Arrhenius

Menurut Arrhenius, suatu senyawa dapat dikatakan asam bila ⁴²senyawa tersebut dapat melepaskan ion hidrogen dalam air atau yang dapat meningkatkan ion hidronium (H_3O^+), seperti pada reaksi berikut.



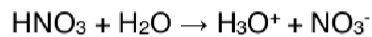
Pada reaksi tersebut senyawa HNO_3 dalam air dapat melepaskan ion hidrogen (H^+) dan ion H^+ tersebut berikatan dengan molekul air (H_2O) membentuk H_3O^+ sehingga akan menambah konsentrasi ion hydronium dalam larutan tersebut. ⁴²Sebaliknya, suatu ¹⁸senyawa dapat dikatakan basa bila senyawa tersebut 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^- .

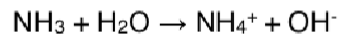
2. Teori asam basa Bronsted-Lowry

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 konjugat	asam 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.

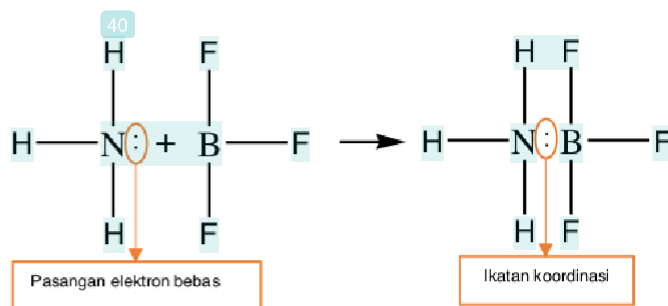


basa	asam	asam konjugat	basa konjugat
------	------	------------------	------------------

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 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 .

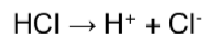


Gambar 2. Struktur Lewis Reaksi NH_3 dan BF_3

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

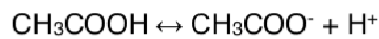
Ada dua macam senyawa asam yakni asam kuat dan asam lemah. Asam kuat dapat didefinisikan sebagai senyawa asam yang dapat terionisasi sempurna dalam air, sehingga memiliki derajat ionisasi (α) sama dengan satu. Senyawa-senyawa yang tergolong ke dalam asam kuat antara lain: asam dari golongan halida (HCl , HBr , HI), asam oksida 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.



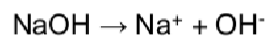
Senyawa HCl dalam larutannya dapat terionisasi seluruhnya membentuk ion H^+ dan ion Cl^- , sehingga senyawa HCl dikategorikan sebagai asam kuat.

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 fluorid (HF),

66 asam sulfat (H_2SO_4), asam nitrat (HNO_3) 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.

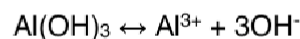


20 Sama halnya dengan asam, senyawa basa pun terbagi menjadi basa kuat dan basa lemah. Senyawa basa pada umumnya tersusun atas ion logam dan ion OH^- . Senyawa yang dikategorikan menjadi basa kuat bila dalam larutannya dapat terionisasi sempurna. Yang tergolong ke dalam senyawa basa kuat yakni senyawa 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.



6 Dari persamaan reaksi di atas, dapat diketahui bahwa dalam larutan senyawa Aluminium (II) hidroksida terdapat molekul $\text{Al}(\text{OH})_3$, ion Al^{3+} dan ion OH^- .

D. Derajat Keasaman

65 Derajat keasaman atau lebih dikenal dengan istilah pH merupakan nilai yang menyatakan tingkat keasaman atau kebasahan 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^+ .

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

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

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

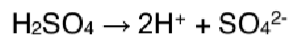
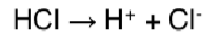
Keterangan :

[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 H₂SO₄ mempunyai dua ion H⁺ sehingga valensi senyawa H₂SO₄ berjumlah dua.

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

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

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:

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

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.

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

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.

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

atau

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

Keterangan :

[OH⁻] : konsentrasi ion OH⁻

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

M_{basa} : konsentrasi larutan basa (Molar)

K_b : 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.

BAB II

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:

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

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 $1,01 \times 10^{-14}$.

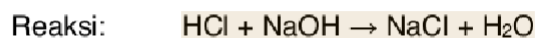
Suatu senyawa asam (baik asam kuat maupun asam lemah) dapat bereaksi dengan senyawa basa kuat atau lemah membentuk senyawa garam. Senyawa garam dapat bersifat asam, basa atau netral. Hal tersebut bergantung pada sifat asam dan

basa yang bereaksi. Sifat keasaman atau kebasaan 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.

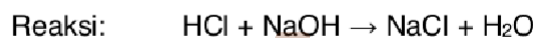
Bila mol asam dan mol basa sama besar, maka garam yang terbentuk bersifat netral ($pH = 7$). Penjelasan tersebut dapat dilihat dari persamaan reaksi asam kuat dan basa kuat berikut.



mol awal =	0,1	0,1	
mol reaksi =	0,1	0,1	0,1
mol akhir =	-	-	0,1

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 ($pH < 7$). Hal tersebut dijelaskan dari persamaan reaksi berikut.



mol awal =	0,2	0,1	
mol reaksi =	0,1	0,1	0,1
mol akhir =	0,1	-	0,1

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 $[H^+]_{\text{asam kuat}}$ dengan valensi asam sebesar satu (valensi HCl = 1).

$$[H^+] = M \cdot \text{valensi}$$

$$[H^+] = \frac{\text{mol asam akhir}}{\text{volume (L)}} \times \text{valensi}$$

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

$$[H^+] = 0,1 \approx 10^{-1}$$

Sehingga pH larutan dapat diketahui dengan perhitungan:

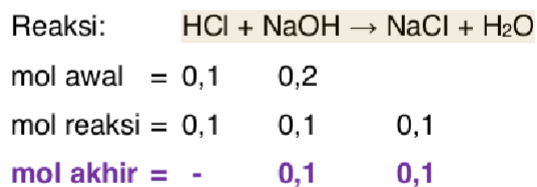
$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

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

$$\text{pH} = 1$$

Larutan NaCl hasil reaksi tersebut bersifat asam dengan 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.

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

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

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

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

Sehingga pH larutan dapat diketahui dengan perhitungan:

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

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

$$\text{pOH} = 1$$

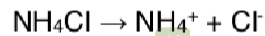
$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

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

$$\text{pH} = 13$$

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 ($\text{pH} < 7$).



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 :

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

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

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

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

$$pH = 5$$

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 CH₃COOH), dapat bereaksi dengan basa kuat (misalnya NaOH) membentuk garam CH₃COONa yang dapat terhidrolisis sebagian. Dikatakan terhidrolisis sebagian karena garam CH₃COONa hanya bereaksi dengan sebagian ion yang terbentuk dari penguraian molekul air. Garam CH₃COONa dalam larutan dapat terionisasi menjadi ion CH₃COO⁻ dan Na⁺. Ion CH₃COO⁻ dalam air dapat bereaksi dengan ion H⁺ yang berasal dari molekul air yang terurai membentuk CH₃COOH 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 (pH>7).

Jika 0,1 mol CH₃COOH (K_a = 10⁻⁵) direaksikan dengan 0,1 mol NaOH dalam volume 1 Liter, maka pH larutan CH₃COONa yang terbentuk sama dengan 9. pH larutan campuran tersebut dapat dihitung dengan rumus :

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

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

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

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

$$pOH = 5$$

$$pH = pK_w - pOH$$

$$pH = 14 - 5$$

$$pH = 9$$

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 (NH₄OH) selaku basa lemah dan asam asetat (CH₃COOH) selaku asam lemah membentuk senyawa garam amonia asetat. Ammonia asetat dalam larutannya dapat terionisasi menjadi ion NH₄⁺ dan CH₃COO⁻ yang dapat bereaksi dengan air. Ion H⁺ dan ion OH⁻ yang berasal dari molekul air bereaksi dengan ion CH₃COO⁻ dan ion NH₄⁺, 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:

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

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)

BAB III

KELARUTAN

53

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.

45

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.

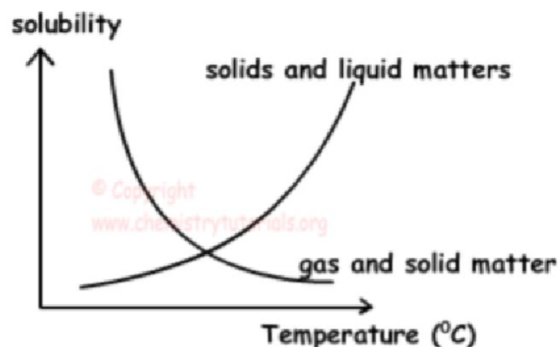
3. Kelarutan Gas dalam Cair

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

C. FAKTOR YANG MEMPENGARUHI KELARUTAN

1. Suhu

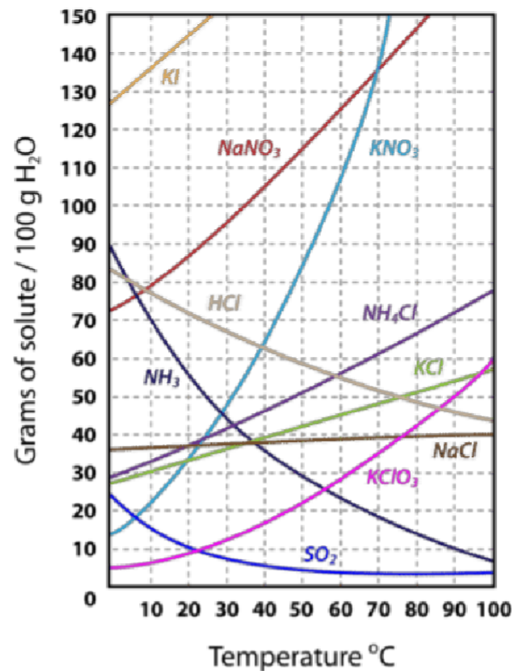
Umumnya, peningkatan suhu larutan dapat meningkatkan kelarutan padatan zat terlarut. Suhu meningkatkan laju kelarutan zat terlarut karena pada suhu yang lebih tinggi, partikel bergerak lebih cepat, memungkinkan proses pencampuran menjadi cepat terjadi.



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.

Solubility Curves



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.

Padatan

Pengaruh suhu terhadap kelarutan zat padat berbeda-beda, bergantung pada apakah reaksinya endotermik atau eksotermik. Dengan menggunakan prinsip Le Châtelier, pengaruh suhu pada kedua reaksi tersebut dapat ditentukan.

Pada reaksi endotermik ($\Delta H_{\text{solvasi}} > 0$): Peningkatan suhu menghasilkan tekanan pada sisi reaktan dari panas tambahan. Prinsip Le Châtelier memprediksi bahwa sistem bergeser ke sisi produk untuk mengurangi pengaruh ini. Dengan bergeser ke arah sisi produk, maka lebih banyak padatan yang terdisosiasi saat kesetimbangan tercapai lagi, yang mengakibatkan peningkatan kelarutan.

Pada reaksi eksotermik ($\Delta H_{\text{solvasi}} < 0$): Peningkatan suhu menghasilkan tekanan pada sisi produk dari panas tambahan. Prinsip Le Châtelier memprediksi bahwa sistem bergeser ke sisi reaktan untuk mengurangi pengaruh ini. Dengan bergeser ke arah

sisi reaktan, maka lebih sedikit padatan yang terdisosiasi ketika kesetimbangan tercapai lagi, mengakibatkan penurunan kelarutan.

Cairan

Dalam kasus cairan, tidak ada tren tertentu pada pengaruh suhu terhadap kelarutan cairan.

Gas

Dalam memahami pengaruh suhu terhadap kelarutan gas, pertama-tama penting untuk diingat bahwa suhu adalah ukuran energi kinetik rata-rata. Saat suhu meningkat, energi kinetik meningkat. Energi kinetik yang lebih besar menghasilkan gerakan molekul yang lebih besar pada partikel gas. Akibatnya, partikel gas yang terlarut dalam cairan lebih cenderung keluar ke fase gas dan partikel gas yang ada cenderung tidak terlarut, begitu pula sebaliknya. Trennya sebagai berikut: peningkatan suhu berarti kelarutan yang lebih rendah dan suhu yang menurun berarti kelarutan yang lebih tinggi.

Prinsip Le Châtelier dapat menjelaskan dengan baik dalam kasus ini. Pertama, perhatikan bahwa proses pelarutan gas dalam cairan biasanya bersifat eksotermik. Dengan demikian, peningkatan suhu mengakibatkan tekanan pada sisi produk (karena panas ada pada sisi produk). Selanjutnya, prinsip Le Châtelier memprediksi bahwa sistem bergeser ke sisi reaktan untuk mengurangi tekanan baru ini. Konsekuensinya, konsentrasi kesetimbangan partikel gas dalam fasa gas meningkat, sehingga kelarutannya menurun.

Sebaliknya, penurunan suhu mengakibatkan tekanan pada sisi reaktan (karena panas berada pada sisi produk). Selanjutnya, prinsip Le Châtelier memprediksi bahwa sistem bergeser ke sisi produk untuk mengimbangi tekanan baru ini. Konsekuensinya, konsentrasi kesetimbangan partikel gas dalam fasa gas akan menurun, menghasilkan kelarutan yang lebih besar.

2. Pengadukan

Perlakuan pengadukan membuat bagian pelarut bersentuhan dengan zat terlarut. Oleh karena itu, pengadukan memungkinkan zat terlarut larut lebih cepat, hal ini karena probabilitas tumbukan yang terjadi antara zat terlarut dengan pelarut semakin besar.

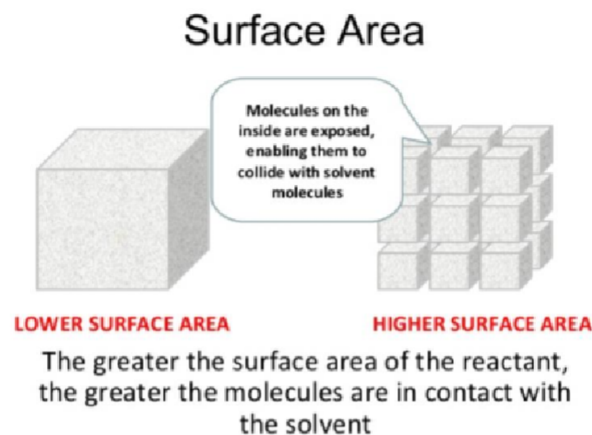
Pengadukan meningkatkan laju dimana zat terlarut larut karena mendorong partikel zat terlarut menjauh satu sama lain, memberi ruang bagi partikel pelarut.

3. Ukuran Partikel

Kelarutan suatu zat akan semakin meningkat dengan semakin berkurangnya ukuran partikel. Artinya, semakin kecil ukuran partikel, maka kelarutannya semakin meningkat, namun peningkatan kelarutan ini berhenti saat partikel ukuran mencapai titik tertentu. Ketika zat terlarut larut, interaksi hanya terjadi di permukaan setiap partikel. Ketika total luas permukaan partikel zat terlarut meningkat, zat terlarut akan larut lebih cepat. Memecah zat terlarut menjadi potongan-potongan kecil artinya meningkatkan luas permukaannya, sehingga berdampak pada peningkatan laju kelarutannya.

Partikel berukuran besar menurunkan laju kelarutan karena luas permukaan partikel berukuran besar cenderung lebih kecil dibanding partikel berukuran kecil, hal ini menyebabkan interaksi partikel zat terlarut dan pelarut lebih sulit.

Ukuran partikel padatan mempengaruhi kelarutan karena dengan penurunan ukuran partikel, maka rasio luas permukaan zat terlarut terhadap volume pelarut meningkat. Semakin besar luas permukaan molekul terlarut menyebabkan interaksinya dengan pelarut semakin banyak.



4. Pengaruh Sifat Kimia Fisika

Titik leleh zat padat merupakan indikator kohesi molekul dan karenanya berguna untuk memprediksi tren atau kecenderungan pada serangkaian senyawa serupa/ sejenis. Parameter lainnya adalah panas fusi molar, entropi fusi dan volume molar.

Konstanta disosiasi suatu senyawa berguna untuk memprediksi tingkat ionisasi yang bergantung pada pH sistem. Secara umum, spesies senyawa yang terionisasi memiliki kelarutan dalam sistem pelarut air (aqueous) yang lebih besar daripada jenis spesies senyawa yang tidak terionisasi.

5. Tekanan

Pada zat terlarut yang berupa padat dan cair, perubahan tekanan praktis tidak berpengaruh terhadap kelarutan sehingga dapat diabaikan. Untuk zat terlarut berupa gas, peningkatan tekanan akan meningkatkan kelarutan dan penurunan tekanan akan menurunkan kelarutan. Contoh: Ketika tutup botol soda pop dilepas, tekanan dilepaskan, dan larutan gas keluar dari larutan. Keluarnya gas dari larutan disebut buih.

Pengaruh tekanan pada kelarutan gas dalam cairan paling baik dijelaskan melalui kombinasi hukum Henry dan prinsip Le Châtelier.

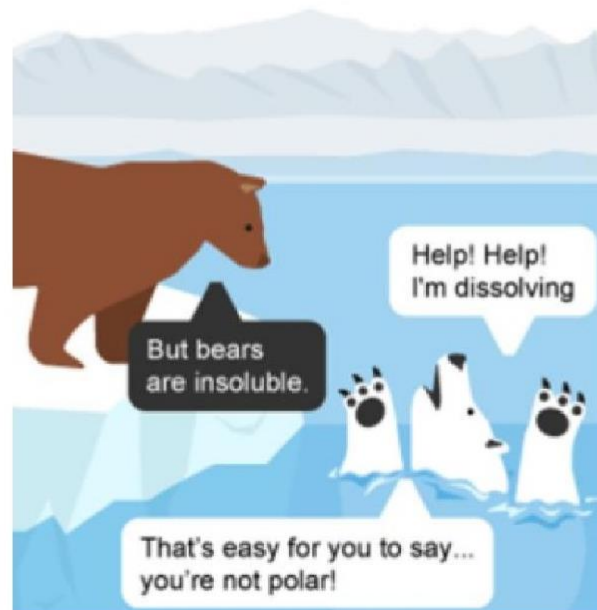
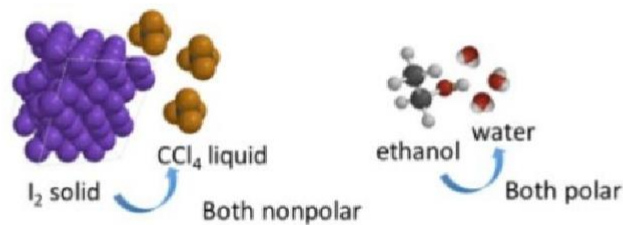
6. Kepolaran

Kepolaran molekul zat terlarut dan pelarut akan berpengaruh terhadap kelarutan. Secara umum, molekul terlarut yang polar akan larut dalam sistem pelarut polar, dan sebaliknya. Jadi jika molekul zat terlarut bersifat polar maka pasti memiliki kutub positif dan negatif dan jika pelarut juga bersifat polar maka ia juga terdiri dari kedua kutub tersebut, sehingga kutub positif molekul zat terlarut tertarik ke arah kutub negatif dari

molekul pelarut. Jenis interaksi ini dikenal sebagai interaksi dipol-dipol yang merupakan jenis gaya antarmolekul.

Hubungan antara zat terlarut dan pelarut sangat penting dalam kelarutan. Gaya tarik zat terlarut dan pelarut yang kuat menyebabkan kelarutan yang tinggi, sedangkan gaya tarik yang lemah antara zat terlarut dan pelarut menyebabkan kelarutan rendah. Pada zat terlarut yang bersifat polar cenderung larut dalam pelarut polar, sedangkan zat terlarut nonpolar cenderung larut dalam pelarut non-polar. Dalam kasus zat terlarut polar dan pelarut non-polar (atau sebaliknya), kecenderungannya adalah tidak dapat larut atau hanya dapat larut sampai tingkat yang sangat kecil. Aturan umum yang dalam hal ini adalah, "Like Dissolve Like".

Dalam kimia, istilah "Like Dissolve Like" digunakan untuk menggambarkan bagaimana zat terlarut dan pelarut berinteraksi satu dengan yang lain. Pada kasus dibawah ini keduanya larut.



D. HASIL KALI KELARUTAN (Ksp)

Konstanta Hasil Kali Kelarutan, Ksp, adalah konstanta kesetimbangan untuk zat padat yang larut dalam larutan berair (aqueous), atau hasil kali konsentrasi ion-ion zat elektrolit pada saat keadaan jenuh. Ksp mengindikasikan tingkat kelarutan zat terlarut dalam larutan. Semakin larut suatu zat, maka semakin tinggi nilai Ksp yang dimilikinya.

Perhatikan persamaan reaksi dibawah ini (dalam larutan aqueous):

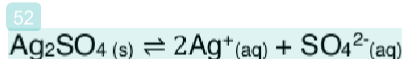


Untuk menghitung nilai Ksp, diperlukan data molaritas atau konsentrasi produk (bB dan cC) dan mengalikannya. Jika terdapat koefisien didepan salah satu produk, maka koefisien tersebut dijadikan pangkat (dan juga mengalikan konsentrasi dengan koefisien itu). Seperti ditunjukkan pada rumus dibawah ini:

$$K_{sp} A = [B]^b [C]^c$$

Perhatikan bahwa reaktan, aA, tidak termasuk dalam rumus Ksp. Zat padat tidak disertakan saat menghitung konstanta kesetimbangan (Ksp), karena konsentrasinya tidak mengubah persamaan tersebut; setiap perubahan dalam konsentrasinya tidak signifikan (tetap), oleh karena itu dihilangkan. Dengan demikian, Ksp mewakili kapasitas maksimum padatan yang dapat larut dalam larutan.

Sebagai contoh, penetapan persamaan tetapan hasil kali kelarutan untuk Ag_2SO_4 adalah:

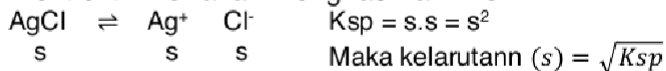


$$K_{sp} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}]$$

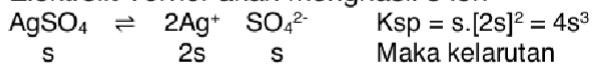
1. HUBUNGAN ANTARA KELARUTAN DENGAN Ksp

Seperti telah dijelaskan sebelumnya, bahwa kelarutan merupakan konsentrasi zat terlarut dalam pelarut air saat tercapai keadaan tepat jenuh. Harga kelarutan dimisalkan dengan *s* (*solubility*) sehingga nilai Ksp dapat dirumuskan sebagai contoh berikut.

Elektrolit Biner akan menghasilkan 2 ion



Elektrolit Terner akan menghasil 3 ion

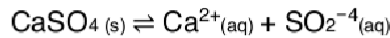


$$(s) = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$$

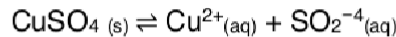
Pada elektrolit kwartener juga berlaku perhitungan yang sama.

2. PENGARUH ION SENAMA

Pengaruh ion senama merupakan istilah yang digunakan untuk menggambarkan penurunan kelarutan suatu senyawa ionik ketika garam yang mengandung ion yang sudah ada dalam kesetimbangan kimia ditambahkan ke dalam campuran. Efek ini dapat dijelaskan melalui prinsip Le Châtelier. Misalnya jika senyawa ionik kalsium sulfat yang sedikit larut (CaSO_4), ditambahkan ke air. Persamaan ionik untuk kesetimbangan kimia yang dihasilkan adalah sebagai berikut:



Kalsium sulfat sedikit larut; pada kesetimbangan, sebagian besar kalsium dan sulfat ada dalam bentuk padat kalsium sulfat. Misalkan senyawa ionik tembaga sulfat (CuSO_4) ditambahkan ke dalam larutan. Tembaga sulfat larut; oleh karena itu, satu-satunya efek penting pada persamaan ionik adalah penambahan lebih banyak ion sulfat (SO_4^{2-}).



Ion sulfat yang berasal dari tembaga sulfat sudah ada (umumnya ada) dalam campuran dari sedikit disosiasi kalsium sulfat. Jadi, penambahan ion sulfat ini memberi tekanan pada kesetimbangan yang telah ditetapkan sebelumnya. Prinsip Le Châtelier menyatakan bahwa tegangan tambahan pada sisi produk dari kesetimbangan ini menghasilkan pergeseran kesetimbangan menuju sisi reaktan untuk mengurangi tegangan baru ini. Karena pergeseran ke arah sisi reaktan, kelarutan kalsium sulfat yang sedikit larut semakin berkurang.

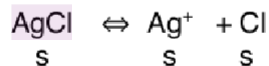
Berikut merupakan contoh aplikasi pemanfaatan nilai Ksp terhadap perhitungan kelarutan.

Diketahui $K_{sp} \text{ AgCl} = 1 \cdot 10^{-10}$. Hitung kelarutannya dalam:

- Air murni
- Larutan AgNO_3 0,1 M
- Larutan MgCl_2 0,1 M

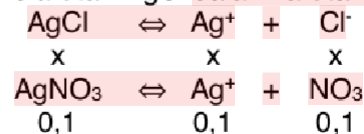
Jawab:

a.



$$\text{Kelarutan (s)} = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

b. Kelarutan AgCl dalam larutan AgNO_3 0,1 M



27

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

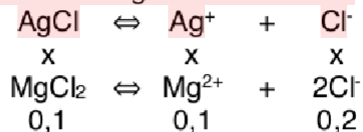
$$10^{-10} = (\text{x} + 0,1) (\text{x}) \rightarrow \text{konsentrasi total ion Ag}^+ = (\text{x} + 0,1)$$

karena x sangat kecil maka dapat diabaikan

$$\begin{aligned}
 10^{-10} &= 0,1 x \\
 x &= 10^{-10}/0,1 \\
 &= 10^{-9} \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

Jadi, kelarutan AgCl dalam larutan AgNO₃ 0,1 M sebesar 10⁻⁹ mol/L dan lebih kecil kira-kira 10⁻⁴ kali dibandingkan kelarutannya dalam air murni.

c. Kelarutan AgCl dalam larutan MgCl₂ 0,1 M



$$\begin{aligned}
 K_{sp} \text{ AgCl} &= [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \\
 10^{-10} &= (x)(x + 0,2) \rightarrow x \text{ pada } (x + 0,2) \text{ diabaikan} \\
 10^{-10} &= 0,2 x \\
 x &= 10^{-10}/0,2 \\
 &= 5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

3. HUBUNGAN Ksp DENGAN pH

Tidak semua senyawa asam dan basa larut dalam air. Senyawa-senyawa tersebut akan membentuk larutan pada kondisi pH jenuh. Besarnya nilai pH jenuh ini sesuai dengan jumlah ion H⁺ atau OH⁻ terlarut. Konsentrasi ion-ion ini dapat ditentukan dengan cara menghitung nilai kelarutannya dalam air.

Berikut merupakan contoh aplikasi pemanfaatan pH untuk menentukan nilai Ksp.

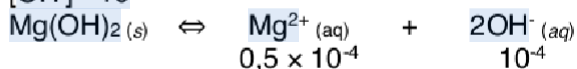
Larutan basa lemah tepat jenuh Mg(OH)₂ memiliki pH=10. Tentukan nilai Ksp basa tersebut adalah ...

Jawab:

pH 10

$$\text{pOH} = 14 - 10 = 4$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$$

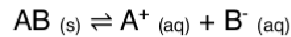


$$\begin{aligned}
 K_{sp} \text{ Mg(OH)}_2 &= [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 \\
 &= (0,5 \times 10^{-4})(10^{-4}) \\
 &= 5 \times 10^{-13}
 \end{aligned}$$

4. PEMBENTUKAN ENDAPAN

Pembentukan endapan merupakan salah satu bukti berlangsungnya reaksi kimia. Endapan terbentuk sebagai produk reaksi hasil pencampuran. Misalnya pada reaksi pencampuran antara AgNO₃ dan NaCl, maka akan dihasilkan produk reaksi berupa

AgCl dan NaNO₃, yang mana AgCl merupakan produk yang terbentuk berupa padatan. Secara umum untuk memprediksi terbentuknya endapan dapat dihitung berdasarkan nilai K_{sp}-nya.



Berdasarkan reaksi diatas, maka pengendapan larutan dapat terjadi jika:

- [A⁺][B⁻] < K_{sp} AB, maka larutan belum jenuh (belum mengendap)
 [A⁺][B⁻] = K_{sp} AB, maka larutan tepat jenuh (tepat terjadi endapan)
 [A⁺][B⁻] > K_{sp} AB, maka larutan lewat jenuh (terjadi endapan)

Berikut merupakan contoh aplikasi pemanfaatan nilai K_{sp} terhadap prediksi terbentuknya endapan.

Diketahui K_{sp} Ag₂CrO₄ = 2,4 × 10⁻¹². Jika 25 mL larutan AgNO₃ 10⁻³ M dicampur dengan 75 mL larutan Na₂CrO₄ 10⁻³ M. Apakah akan terbentuk endapan?

Jawab:

Setelah dicampurkan:

$$[AgNO_3] = [Ag^+] = \frac{V_1 \times M_1}{V_1 + V_2} = \frac{25 \text{ mL} \times 10^{-2} \text{ M}}{100 \text{ mL}} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[Na_2CrCO_4] = [CrO_4^{2-}] = \frac{V_2 \times M_2}{V_1 + V_2} = \frac{75 \text{ mL} \times 10^{-2} \text{ M}}{100 \text{ mL}} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} K' \text{ Ag}_2\text{CrO}_4 &= [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] \\ &= (2,5 \times 10^{-4})(7,5 \times 10^{-4}) \\ &= 46,8 \times 10^{-12} \end{aligned}$$

Jadi, K' > K_{sp} sehingga terjadi pengendapan Ag₂CrO₄.

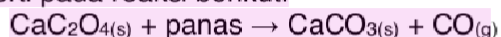
BAB IV

REVIEW JURNAL

A. PENGARUH SUHU

1. Maulina F.D.A., Lestari I.M., Retnowati D.S. 2012. Pengurangan Kadar Kalsium Oksalat pada Umbi Talas Menggunakan NaHCO_3 : sebagai Bahan Dasar Tepung. *Jurnal Teknologi Kimia dan Industri*, Vol. 1, No. 1, 277-283.

Pada penelitian ini menggunakan umbi Talas jenis talas Sente (*Alocasia macrorrhiza* Schott) sebagai sampel yang diteliti pengurangan kadar kalsium oksalatnya. Kondisi operasi meliputi, larutan NaHCO_3 sebagai larutan perendaman, waktu kontak 60 menit, kecepatan pengadukan 1000 rpm, ukuran talas $2 \times 2 \times 0,2$ cm, massa umbi 200 gram, dan rasio massa umbi:volume larutan = 1:4 (b/v). Variasi suhu yang digunakan adalah 30, 40, 50 dan 60 °C. Pemanasan dilakukan terbatas hingga suhu 60 °C, karena pada suhu yang lebih tinggi dapat menyebabkan kerusakan kandungan gizi umbi yang meliputi protein, karbohidrat, protein dan mineral. Hasil penurunan kadar kalsium oksalat yang diperoleh adalah 68,34; 77,07; 84,36 %. Dengan demikian penggunaan suhu yang semakin tinggi menyebabkan penurunan kalsium oksalat juga semakin tinggi. Hal ini dapat terjadi karena pada dasarnya pemanasan akan merusak dinding sel dan menyebabkan oksalat keluar dan larut dalam air panas. Perlakuan pemanasan ini menyebabkan kalsium oksalat terdekomposisi menjadi kalsium karbonat dan gas karbon monoksida, seperti pada reaksi berikut.



2. Chotimah S. dan Fajarini D.T. 2013. Reduksi Kalsium Oksalat dengan Perebusan Menggunakan Larutan NaCl dan Penepungan untuk Meningkatkan Kualitas Sente (*Alocasia macrorrhiza*) sebagai Bahan Pangan. *Jurnal Teknologi Kimia dan Industri*, Vol. 2, No. 2, 76-83.

Pada penelitian ini menggunakan umbi Talas jenis talas Sente sebagai sampel yang diteliti pengurangan kadar kalsium oksalatnya. Kondisi operasi meliputi, perebusan umbi dalam larutan NaCl , waktu kontak 0-30 menit, ukuran talas 2×3 cm, massa umbi 250 gram dan rasio massa umbi:volume larutan = 1:4 (b/v). Variasi suhu yang digunakan adalah 80, 90, dan 100 °C. Hasil penurunan kadar kalsium oksalat yang diperoleh adalah semakin tinggi suhu, semakin sedikit penurunan kadar kalsium oksalat. Pada penelitian ini penurunan kadar kalsium oksalat tertinggi diperoleh pada perebusan dalam larutan NaCl 6% pada suhu 80 °C selama 30 menit, dengan hasil sebesar 60%. Namun perebusan dengan NaCl 6% menyebabkan perubahan rasa pada tepung talas. Sehingga titik optimum dipilih pada perebusan dalam NaCl 2% pada suhu 80 °C selama 30 menit dengan hasil penurunan kadar kalsium oksalat sebesar 49,38%.

B. PENGARUH WAKTU

1. Maulina F.D.A., Lestari I.M., Retnowati D.S. 2012. Pengurangan Kadar Kalsium Oksalat pada Umbi Talas Menggunakan NaHCO_3 : sebagai Bahan Dasar Tepung. *Jurnal Teknologi Kimia dan Industri*, Vol. 1, No. 1, 277-283.

Pada penelitian ini menggunakan umbi Talas jenis talas Sente (*Alocasia macrorrhiza* Schott) sebagai sampel yang diteliti pengurangan kadar kalsium oksalatnya. Kondisi operasi meliputi, larutan NaHCO_3 sebagai larutan perendaman, suhu 30 °C, kecepatan

pengadukan 1000 rpm, ukuran talas 2x2x0,2 cm, massa umbi 200 gram, dan rasio massa umbi:volume larutan = 1:4 (b/v). Variasi waktu yang digunakan adalah 20, 40 dan 60 menit. Hasil penurunan kadar kalsium oksalat yang diperoleh adalah 26,84; 42,87; 55,91%. Dengan demikian semakin lama waktu kontak umbi dengan larutan perendaman, maka semakin penurunan kalsium oksalat juga semakin tinggi. Hal ini dapat terjadi karena adanya peristiwa osmosis yang terus berlangsung sehingga kalsium oksalat akan terus keluar.

2. Agusti R., Estiasih T. dan Wardani A.K. 2017. Penurunan Oksalat pada Proses Perendaman Umbi Kimpul (*Xanthosoma sagittifolium*) di Berbagai Konsentrasi Asam Asetat. Jurnal Teknologi Pertanian, Vol. 18, No. 3, 191-200.

Pada penelitian ini menggunakan umbi Kimpul (*Xanthosoma sagittifolium*) sebagai sampel yang diteliti pengurangan kadar kalsium oksalatnya. Kondisi operasi meliputi, umbi diiris dengan ketebalan 2-3 mm, perendaman umbi dalam air yang sebelumnya telah ditambahkan asam asetat 10, 15 dan 20%. Variasi waktu kontak yang digunakan adalah 10, 20, dan 30 menit. Hasil penelitian menunjukkan bahwa perlakuan variasi konsentrasi asam asetat dan lama perendaman mampu menurunkan kadar kalsium oksalat. Pada penelitian ini penurunan kadar kalsium oksalat tertinggi diperoleh pada perendaman dalam larutan asam asetat 20% selama 30 menit, dengan hasil penurunan sebesar 66%.

3. Chotimah S. dan Fajarini D.T. 2013. Reduksi Kalsium Oksalat dengan Perebusan Menggunakan Larutan NaCl dan Penepungan untuk Meningkatkan Kualitas Sente (*Alocasia macrorrhiza*) sebagai Bahan Pangan. Jurnal Teknologi Kimia dan Industri, Vol. 2, No. 2, 76-83.

Pada penelitian ini menggunakan umbi Talas jenis talas Sente (*Alocasia macrorrhiza*) sebagai sampel yang diteliti pengurangan kadar kalsium oksalatnya. Kondisi operasi meliputi, perebusan umbi dalam larutan NaCl, ukuran talas 2x3 cm, massa umbi 250 gram, rasio massa umbi:volume larutan = 1:4 (b/v) dan variasi suhu perendaman 80, 90, dan 100 °C. Variasi waktu yang digunakan adalah 5, 10, 15, 20, 25 dan 30 menit. Hasil penurunan kadar kalsium oksalat yang diperoleh adalah semakin lama perebusan umbi, maka semakin tinggi penurunan kadar kalsium oksalat dalam umbi sente. Pada penelitian ini penurunan kadar kalsium oksalat tertinggi diperoleh pada perebusan dalam NaCl 2% pada suhu 80 °C selama 30 menit dengan hasil penurunan kadar kalsium oksalat sebesar 49,38%.

4. Widari N.S. dan Rasmito A. 2018. Penurunan Kadar Kalsium Oksalat pada Umbi Porang (*Amorphophallus oncophillus*) dengan Proses Pemanasan di dalam Larutan NaCl. Jurnal Teknik Kimia, Vol. 13, No. 1, 1-4.

Pada penelitian ini menggunakan umbi Porang (*Amorphophallus oncophillus*) sebagai sampel yang diteliti pengurangan kadar kalsium oksalatnya. Kondisi operasi meliputi, perebusan umbi dalam larutan NaCl pada suhu 80 °C, umbi diiris dengan ketebalan 2-3 mm. Variasi waktu yang digunakan adalah 5, 10, 15, 20, 25 dan 30 menit. Hasil penurunan kadar kalsium oksalat yang diperoleh adalah semakin lama perebusan umbi, maka semakin tinggi penurunan kadar kalsium oksalat dalam umbi porang. Pada penelitian ini penurunan kadar kalsium oksalat tertinggi diperoleh pada perebusan dalam NaCl 8% selama 25 menit dengan hasil penurunan kadar kalsium oksalat sebesar 0,65%. Pada lama waktu perebusan 30 menit juga diperoleh hasil yang sama,

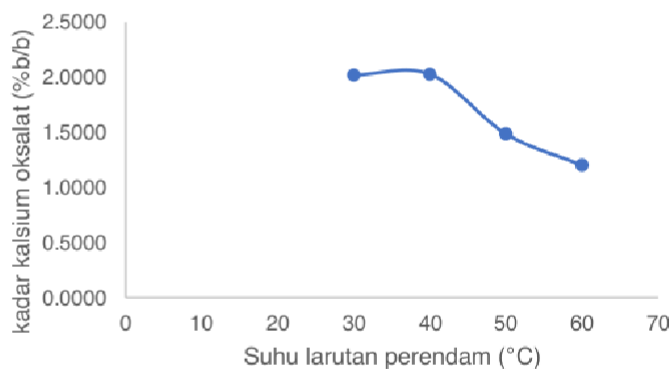
yaitu 0,65%, dengan demikian penambahan waktu pada kondisi tersebut sudah tidak berpengaruh lagi terhadap penurunan kadar kalsium oksalatnya. Proses pemanasan yang terlalu lama harus menjadi bahan pertimbangan karena dikhawatirkan dapat terjadi gelatinasi, sehingga tekstur dari umbi porang dapat berubah.

BAB V

HASIL ANALISIS KADAR KALSIMUM OKSALAT AKIBAT PENGARUH SUHU LARUTAN PERENDAM DAN LAMA PERENDAMAN.

A. PENGARUH SUHU LARUTAN PERENDAM

Umbi porang direndam dalam larutan sari buah jeruk nipis 5%, sari buah belimbing wuluh 7% dan asam asetat 5% pada suhu antara 30 sampai 60 °C (dengan interval 10 °C). Perendaman dilakukan selama 15 menit dengan massa umbi porang sebanyak 50 gram dan volume larutan perendam sebanyak 250 mL. Kadar kalsium oksalat umbi porang yang telah direndam dengan sari buah jeruk nipis menurun seiring dengan meningkatnya suhu larutan perendam.



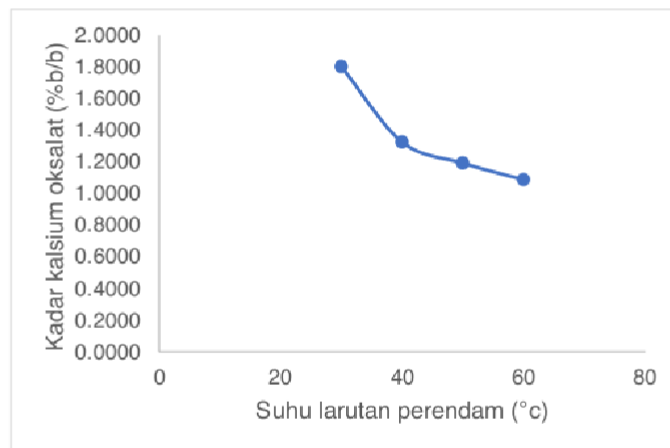
Gambar 5.1 Grafik penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis 5% dengan variasi suhu larutan perendam

Larutan sari buah jeruk nipis dengan 60 °C memberikan %penurunan kadar kalsium oksalat yang paling tinggi yakni sebesar 49,58%. Hal tersebut dikarenakan kelarutan senyawa akan meningkat seiring dengan meningkatnya suhu larutan. Kalsium oksalat pada umbi porang meningkat kelarutannya dalam larutan asam seiring dengan meningkatnya suhu larutan sehingga kalsium oksalat yang telah larut terbuang bersama air rendaman.

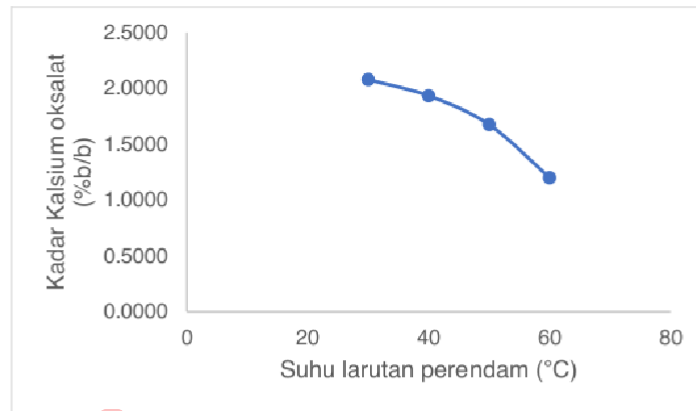
Tabel 5.1 Kadar kalsium oksalat (%b/b) pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis 5% dengan variasi suhu larutan perendam

suhu perendaman (°C)	Kadar kalsium oksalat pada tepung porang (%b/b)	% penurunan kadar kalsium oksalat
kontrol (tanpa perendaman)	2,6030	
30	2,0189	22,44
40	2,0272	22,12
50	1,4846	42,96
60	1,2016	49,58

Perendaman umbi porang dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% dan asam asetat 5% dengan variasi suhu larutan perendam memberikan hasil yang serupa yakni kadar kalsium oksalat semakin menurun seiring dengan meningkatnya suhu larutan perendam.



Gambar 5.2 Grafik penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% dengan variasi suhu larutan perendam



Gambar 5.3 Grafik penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah asam asetat 5% dengan variasi suhu larutan perendam

Dengan melihat grafik pada Gambar 5.1; 5.2 dan 5.3, dapat diketahui bahwa suhu larutan perendam berpengaruh terhadap penurunan kadar kalsium oksalat. Larutan sari buah belimbing wuluh 7% dengan suhu 60 °C mampu menurunkan kadar kalsium oksalat sebesar 58,23%. Suhu larutan asam asetat sebesar 60 °C juga memberikan hasil yang terbaik yakni didapatkan kadar kalsium oksalat pada umbi porang sebesar 1,1997 %b/b. Hasil yang didapatkan pada penelitian ini, serupa dengan hasil penelitian sebelumnya yang telah direviu pada Bab IV.

Tabel 5.2 Kadar kalsium oksalat (%b/b) pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% dengan variasi suhu larutan perendam

suhu perendaman (°C)	Kadar kalsium oksalat pada tepung porang (%b/b)	% penurunan kadar kalsium oksalat
kontrol (tanpa perendaman)	2,6030	
30	1,8014	30,79
40	1,3257	49,07
50	1,1916	54,22
60	1,0873	58,23

Tabel 5.3 Kadar kalsium oksalat (%b/b) pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan asam asetat 5% dengan variasi suhu larutan perendam

suha perendaman (°C)	Kadar kalsium oksalat pada tepung porang (%b/b)	% penurunan kadar kalsium oksalat
kontrol (tanpa perendaman)	2,6030	
30	2,0788	20,14
40	1,9334	25,72
50	1,6752	35,64
60	1,1997	53,91

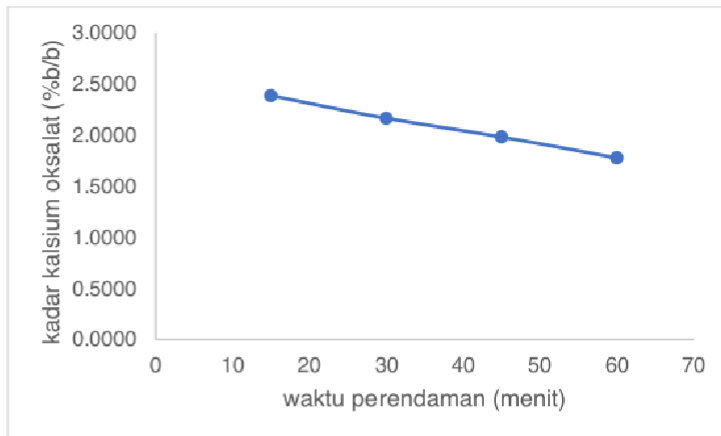
B. PENGARUH LAMA PERENDAMAN

Selain dengan melakukan perendaman dalam larutan asam dengan variasi suhu larutan perendam, upaya penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang dapat dilakukan melalui perendaman dalam larutan asam dengan variasi lama perendaman. Saat umbi porang direndam dalam larutan asam (sari buah jeruk nipis 5%, sari buah belimbing wuluh 7% dan asam asetat 5%), akan ada reaksi antara kalsium oksalat (yang berada dalam umbi porang) dengan senyawa asam organik (asam sitrat dan/atau asam askorbat). Kalsium oksalat tidak dapat larut dalam air namun dapat larut dalam senyawa asam dan akan ikut terbuang bersama air rendaman.

Tabel 5.4 Kadar kalsium oksalat (%b/b) pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis 5% dengan variasi waktu perendaman

waktu perendaman (menit)	Kadar kalsium oksalat pada tepung porang (%b/b)	% penurunan kadar kalsium oksalat
kontrol (tanpa perendaman)	2,6030	
15	2,3832	9,22
30	2,1622	16,94
45	1,9800	23,93
60	1,7754	31,79

Setelah umbi porang direndam dalam larutan sari buah jeruk nipis 5% selama 15 menit, kadar kalsium oksalat menurun sebanyak 9,22%. Kadar kalsium oksalat terus mengalami penurunan seiring dengan bertambahnya waktu perendaman (hingga 60 menit). Semakin lama proses perendaman, maka reaksi yang terjadi antara kristal kalsium oksalat dengan asam sitrat dan/atau asam askorbat akan semakin lama. Semakin lamanya reaksi yang terjadi dapat meningkatkan peluang untuk larutnya kristal kalsium dalam larutan sari buah jeruk nipis 5%.



Gambar 5.4 Grafik penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis 5% dengan variasi waktu perendaman

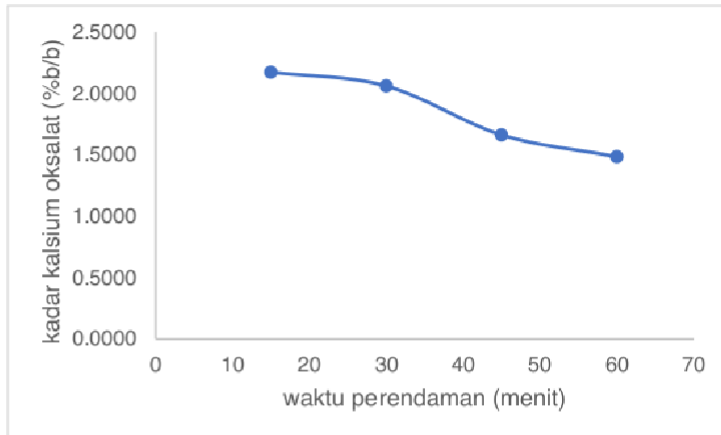
1 Kadar kalsium oksalat pada umbi porang juga dapat dikurangi melalui perendaman dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7%. Perendaman umbi porang dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% menunjukkan hasil yang lebih baik dibandingkan perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis 5%. Hal tersebut ditunjukkan dari hasil perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis selama 30 menit, mampu menurunkan kadar kalsium oksalat sekitar 16%, sedangkan umbi porang yang direndam dalam larutan sari buah belimbing wuluh, penurunan kadar kalsium oksalat sebesar 16%, didapatkan melalui perendaman selama 15 menit.

Tabel 5.5 Kadar kalsium oksalat (%b/b) pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% dengan variasi waktu perendaman

waktu perendaman (menit)	Kadar kalsium oksalat pada tepung porang (%b/b)	% penurunan kadar kalsium oksalat
kontrol (tanpa perendaman)	2,6030	
15	2,1732	16,51
30	2,0608	20,83
45	1,6626	36,13
60	1,4848	42,96

kadar kalsium oksalat pada umbi porang mengalami penurunan seiring dengan meningkatnya waktu perendaman. Waktu perendaman merupakan salah satu faktor

yang mempengaruhi proses reduksi kadar kalsium oksalat pada umbi porang. Setelah dilakukan perendaman dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% selama 60 menit, kadar kalsium oksalat yang masih tersisa dalam umbi sebesar 1,4818 gram dalam 100 gram umbi.



Gambar 5.5 Grafik penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah belimbing wuluh 7% dengan variasi waktu perendaman

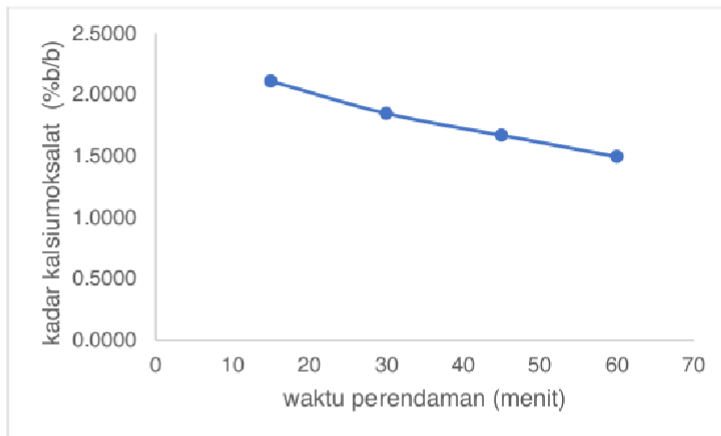
Asam asetat 5% yang digunakan sebagai larutan perendam umbi porang dapat menurunkan kadar kalsium oksalat. Kalsium oksalat yang berhasil direduksi selama 15 menit perendaman yakni sebesar 19%. Hasil tersebut merupakan hasil terbaik dibandingkan hasil setelah perendaman dalam larutan sari buah jeruk nipis 5% dan belimbing wuluh 7% selama 15 menit.

Tabel 5.6 Kadar kalsium oksalat (%b/b) pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan asam asetat 5% dengan variasi waktu perendaman

waktu perendaman (menit)	Kadar kalsium oksalat pada tepung porang (%b/b)	% penurunan kadar kalsium oksalat
kontrol (tanpa perendaman)	2,6030	
15	2,1084	19,00
30	1,8460	29,08
45	1,6682	35,91
60	1,4941	42,60

Kadar kalsium oksalat pada umbi porang terus mengalami penurunan seiring dengan meningkatnya waktu perendaman. Waktu perendaman selama 60 menit dapat

menurunkan kadar kalsium oksalat sebesar 42,6% dengan kadar kalsium oksalat yang masih tersisa yakni sebesar 1,4941 %b/b. Perendaman umbi porang dalam larutan asam asetat selama 15 dan 30 menit lebih efektif dibandingkan perendaman umbi porang dalam larutan sari buah jeruk nipis dan belimbing wuluh. Hal tersebut terlihat dari kadar kalsium oksalat yang tersisa pada umbi setelah perendaman. Waktu perendaman 45 dan 60 menit, hasil yang diberikan setelah perendaman dalam larutan asam asetat tidak jauh berbeda dengan perendaman dalam sari buah belimbing wuluh.



Gambar 5.6 Grafik penurunan kadar kalsium oksalat pada umbi porang setelah perendaman dalam larutan sari buah asam asetat 5% dengan variasi waktu perendaman

Suhu, Waktu dan Kelarutan Kalsium Oksalat pada Umbi Porang

ORIGINALITY REPORT

18%

SIMILARITY INDEX

17%

INTERNET SOURCES

2%

PUBLICATIONS

4%

STUDENT PAPERS

PRIMARY SOURCES

1	www.ejournal.akfarsurabaya.ac.id Internet Source	2%
2	eprints.undip.ac.id Internet Source	1%
3	journal2.um.ac.id Internet Source	1%
4	mdimas-lab.blogspot.co.id Internet Source	1%
5	mhayablog.blogspot.com Internet Source	1%
6	payyiedha.blogspot.com Internet Source	1%
7	ejournal.upnjatim.ac.id Internet Source	<1%
8	riyanekohartanto.blogspot.com Internet Source	<1%
9	repository.unpas.ac.id Internet Source	<1%

10

123dok.com

Internet Source

<1 %

11

Submitted to Sriwijaya University

Student Paper

<1 %

12

desiyeppo.blogspot.com

Internet Source

<1 %

13

repository.uin-suska.ac.id

Internet Source

<1 %

14

repository.uinjkt.ac.id

Internet Source

<1 %

15

www.iptek.its.ac.id

Internet Source

<1 %

16

repository.unimus.ac.id

Internet Source

<1 %

17

Internet Source

<1 %

18

you-gonever.icu

Internet Source

<1 %

19

yuniseka.wordpress.com

Internet Source

<1 %

20

nurhabliridwan.wordpress.com

Internet Source

<1 %

21

edoc.site

Internet Source

<1 %

22

anitamuina.wordpress.com

Internet Source

<1 %

23

repository.ub.ac.id

Internet Source

<1 %

24

sasmitasoalkimia.blogspot.com

Internet Source

<1 %

25

muhamad-efendi.blogspot.com

Internet Source

<1 %

26

jtp.ub.ac.id

Internet Source

<1 %

27

cerdasbersamakimia.blogspot.com

Internet Source

<1 %

28

www.gurupendidikan.co.id

Internet Source

<1 %

29

fr.scribd.com

Internet Source

<1 %

30

perpuspedia.blogspot.com

Internet Source

<1 %

31

docplayer.info

Internet Source

<1 %

32

purnomowati66.blogspot.com

Internet Source

<1 %

33

digilib.uin-suka.ac.id

Internet Source

Internet Source

<1 %

34

alkemismanic.wordpress.com

Internet Source

<1 %

35

Submitted to Universitas Jember

Student Paper

<1 %

36

lib.unnes.ac.id

Internet Source

<1 %

37

agresif86.wordpress.com

Internet Source

<1 %

38

Submitted to STIKOM Surabaya

Student Paper

<1 %

39

fadriatiningsih.blogspot.com

Internet Source

<1 %

40

anyflip.com

Internet Source

<1 %

41

sites.google.com

Internet Source

<1 %

42

titrimetrismksmtibdl.wordpress.com

Internet Source

<1 %

43

epdf.pub

Internet Source

<1 %

44

zammiluniblog.wordpress.com

Internet Source

<1 %

45 text-id.123dok.com Internet Source <1 %

46 fiskadiana.blogspot.com Internet Source <1 %

47 siregarzulkarnain.blogspot.com Internet Source <1 %

48 ardra.biz Internet Source <1 %

49 dewi-huang.blogspot.com Internet Source <1 %

50 e-journal.uajy.ac.id Internet Source <1 %

51 ejournal.poltekkes-pontianak.ac.id Internet Source <1 %

52 doczz.net Internet Source <1 %

53 hendrachemistry.wordpress.com Internet Source <1 %

54 yessikimia.blogspot.com Internet Source <1 %

55 paknuryanto.blogspot.com Internet Source <1 %

56 www.kokim.konsep-matematika.com

Internet Source

<1 %

57

etheses.uin-malang.ac.id

Internet Source

<1 %

58

Eny Heriani R.N., Wasinton Simanjuntak, Ilim ..
"Studi Pendahuluan Pengolahan Air Payau
Menjadi Air Bersih Dengan Metode Kombinasi
Elektrokoagulasi Dan Adsorpsi Menggunakan
Karbosil", Jurnal Sylva Lestari, 2014

Publication

<1 %

59

gudangpustakailmu.blogspot.com

Internet Source

<1 %

60

silviasabihipharmacy.blogspot.com

Internet Source

<1 %

61

Submitted to Higley Unified School District #60

Student Paper

<1 %

62

muhammadnurnisba.wordpress.com

Internet Source

<1 %

63

eprints.walisongo.ac.id

Internet Source

<1 %

64

id.123dok.com

Internet Source

<1 %

65

mimin4all.blogspot.com

Internet Source

<1 %

66 digilib.unila.ac.id
Internet Source

<1%

67 annisaaich.blogspot.com
Internet Source

<1%

Exclude quotes On

Exclude matches < 10 words

Exclude bibliography On

Suhu, Waktu dan Kelarutan Kalsium Oksalat pada Umbi Porang

GRADEMARK REPORT

FINAL GRADE

/0

GENERAL COMMENTS

Instructor

PAGE 1

PAGE 2

PAGE 3

PAGE 4

PAGE 5

PAGE 6

PAGE 7

PAGE 8

PAGE 9

PAGE 10

PAGE 11

PAGE 12

PAGE 13

PAGE 14

PAGE 15

PAGE 16

PAGE 17

PAGE 18

PAGE 19

PAGE 20

PAGE 21

PAGE 22

PAGE 23

PAGE 24

PAGE 25

PAGE 26

PAGE 27

PAGE 28

PAGE 29

PAGE 30

PAGE 31

PAGE 32

PAGE 33
