

## Aplikasi Logaritma dalam Penentuan Derajat Keasaman (pH)

Kasih Haryo Basuki<sup>\*)</sup>

Universitas Indraprasta PGRI Jakarta

### INFO ARTICLES

#### Key Words:

Aplikasi, Logaritma, Derajat Keasaman



This article is licensed under a Creative Commons Attribution-ShareAlike 4.0 International License.

**Abstract:** The purpose of this literature review is to describe the use of logarithms in determining the degree of acidity (pH) of various types of solutions such as buffer solutions and hydrolyzed salt solutions. The method used literature study method. The study of books and scientific articles was carried out to enrich the study of logarithms and acidity (pH). The results of this literature study are using the logarithmic concept to produce various types of solution pH formula derivatives, including: (1) Acid buffer solution,  $pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$ ; (2) Base buffer solution,  $pH = 14 - pK_b + \log \frac{b}{g}$ ; (3) Salt hydrolysis solution from weak acid and strong base,  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log[G])$ ; (4) Solution of hydrolysis of salt of a weak base and strong acid,  $pH = \frac{1}{2}(14 - pK_b - \log[G])$ ; (5) Solution of hydrolysis of salt of a weak acid and weak base,  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a - pK_b)$ .

**Abstrak:** Tujuan dalam kajian pustaka ini adalah mendeskripsikan penggunaan logaritma dalam menentukan derajat keasaman (pH) berbagai jenis larutan seperti larutan penyangga (*buffer*) dan larutan garam terhidrolisis. Metode yang digunakan adalah metode studi kepustakaan. Penelaahan terhadap buku-buku, dan artikel ilmiah dilakukan untuk memperkaya kajian tentang logaritma dan derajat keasaman (pH). Hasil dari kajian Pustaka ini adalah dengan menggunakan konsep logaritma dihasilkan turunan rumus pH berbagai jenis larutan, antarlain: (1) Larutan buffer asam,  $pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$ ; (2) Larutan buffer basa,  $pH = 14 - pK_b + \log \frac{b}{g}$ ; (3) Larutan hidrolisis garam dari asam lemah dan basa kuat,  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log[G])$ ; (4) Larutan hidrolisis garam dari basa lemah dan asam kuat,  $pH = \frac{1}{2}(14 - pK_b - \log[G])$ ; (5) Larutan hidrolisis garam dari asam lemah dan basa lemah,  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a - pK_b)$ .

**Correspondence Address:** Jln. Nangka No. 58, Jagakarsa, Jakarta Selatan, 12530, Indonesia; e-mail: [basuki.kasihharyo@gmail.com](mailto:basuki.kasihharyo@gmail.com)

**How to Cite (APA 6<sup>th</sup> Style):** Basuki, K.H. (2021). Aplikasi Logaritma Dalam Penentuan Derajat Keasaman (pH). *Prosiding Diskusi Panel Nasional Pendidikan Matematika*, 29-38.

**Copyright:** Basuki, (2021)

## PENDAHULUAN

Suatu zat pada awalnya digolongkan berdasarkan sifat zat yang terlarut di dalam air sebagai asam atau basa. Suatu zat bersifat asam atau basa dapat diketahui dengan mencicipinya. Apabila memberikan rasa asam suatu zat akan dikatakan sebagai asam, sedangkan jika rasanya getir dan terasa licin suatu zat akan dikatakan sebagai basa. Akan tetapi, pengenalan dengan metode ini berisiko tinggi karena dimungkinkan ada senyawa kimia yang bersifat racun (Partana, 2009)

Kadang-kadang kita menemukan zat yang rasanya sangat asam dan sedikit asam, atau kita menemukan zat asam yang kekuatannya merusaknya besar dan ada zat yang hanya menimbulkan gatal di kulit saja. Berdasarkan kemampuan ionisasi dan konsentrasi ion  $H^+$ , larutan asam dan basa dibagi dalam kelompok asam dan basa kuat, serta asam dan basa lemah. Kita membutuhkan nilai tertentu untuk mengukur kekuatan asam atau basa tersebut, Saat ini untuk menentukan derajat keasaman suatu larutan kita menggunakan besaran Ph (Fauziyah, 2009).

Nilai pH dapat memberikan informasi tentang kekuatan suatu asam atau basa. Pada molaritas yang sama, semakin kuat suatu asam semakin besar molaritas ion  $H^+$  dalam larutan, dan itu berarti semakin kecil harga pH-nya. Jadi, semakin kuat suatu asam semakin kecil harga pH-nya. Sebaliknya, semakin kuat suatu basa semakin besar Molaritas ion  $OH^-$  dalam larutan. Semakin besar ion  $OH^-$  berarti semakin kecil Molaritas ion  $H^+$  dalam larutan. Jadi, semakin kuat suatu basa semakin besar harga pH-nya (Permana, 2009).

Untuk mengetahui sifat suatu larutan dapat dikenali dengan menggunakan indikator asam basa. Indikator asam basa adalah suatu zat yang dapat memberikan warna berbeda pada larutan asam dan larutan basa. Perbedaan warna yang dihasilkan indikator asam basa tersebut, dapat digunakan untuk mengetahui apakah suatu zat termasuk asam atau basa. Lakmus adalah salah satu indikator asam basa yang praktis digunakan. Lakmus berasal dari spesies lumut kerak yang bisa berbentuk larutan atau kertas. Lakmus yang sering digunakan adalah berbentuk kertas, karena lebih susah teroksidasi dan bisa menghasilkan perubahan warna yang jelas (Partana, 2009).

Kertas Lakmus hanya bisa memberikan hasil secara kualitatif sedang untuk hasil secara kuantitatif menggunakan alat yang sering digunakan dalam laboratorium adalah kertas indikator universal dan pH meter. Penggunaan kertas indikator universal dilakukan dengan meneteskan larutan yang akan diukur pH-nya. Kemudian warna yang timbul pada kertas indikator dibandingkan dengan suatu kode warna untuk menentukan pH larutan tersebut. Sedangkan pH meter adalah suatu sel elektrokimia yang memberikan nilai pH dengan ketelitian tinggi. Pada pH meter terdapat suatu elektrode yang sangat sensitif terhadap molaritas ion  $H^+$  dalam larutan. Sebelum digunakan, pH meter dikalibrasi terlebih dahulu dengan larutan standar yang sudah diketahui pH-nya (Partana, 2009).

Tingkat keasaman suatu larutan tergantung pada konsentrasi ion  $H^+$  dalam larutan. Jika konsentrasi ion  $H^+$  semakin besar, maka semakin asam larutan itu. Namun, pernyataan kekuatan asam menggunakan konsentrasi ion  $H^+$  memberikan angka yang sangat kecil dan penulisannya tidak sederhana. Agar penulisan lebih sederhana, pada tahun 1909, seorang ahli kimia Denmark, Soren Peer Lauritz Sorensen, mengajukan penggunaan istilah pH untuk menyatakan derajat keasaman. Nilai pH diperoleh dari hasil negatif logaritma 10 dari konsentrasi ion  $H^+$  (Partana, 2009).

Logaritma merupakan operasi matematika kebalikan atau *invers* dari eksponen atau pemangkatan. Logaritma banyak digunakan untuk memecahkan persamaan yang pangkatnya tidak diketahui. Contohnya dalam suatu persamaan, dengan logaritma kita dapat mengetahui nilai yang dicari. Oleh karena itu, kita dapat menggunakan logaritma untuk menyederhanakan banyak perhitungan-perhitungan dan logaritma banyak digunakan sebagai solusi dari integral karena turunannya mudah dicari. Logaritma bukan hanya sekedar pokok bahasan tentang invers atau kebalikan dari eksponen, namun merupakan pokok bahasan yang berkaitan juga dengan kehidupan sehari-hari (Movendu, 2016).

Konsep logaritma juga sering dipakai dalam bidang selain matematika. Salah satu ilmu yang menggunakan Konsep logaritma adalah kimia. Peran penting logaritma dalam kimia di antaranya dapat digunakan dasar penghitungan derajat keasaman. pH adalah derajat keasaman yang digunakan untuk menyatakan tingkat keasaman atau kebasaaan yang dimiliki oleh suatu larutan.

Derajat keasaman digunakan untuk mempermudah menyatakan konsentrasi ion hidrogen dari larutan asam, basa, dan netral yang encer. Menghitung atau menentukan derajat keasaman sangat diperlukan dalam beberapa kasus. Sebagai contoh, terlalu banyak kopi atau makanan dan minuman lain kadang-kadang menyebabkan distress lambung karena ketidakseimbangan asam dalam perut, Kandungan asam berlebih pada lambung akan menyebabkan sakit mag. Konsumsi asam berlebih juga akan menyebabkan diare. Hal ini menunjukkan akan pentingnya menghitung derajat keasaman suatu zat agar tidak berbahaya bagi tubuh.

Pengukuran pH sangatlah penting dalam bidang yang terkait dengan kehidupan. Untuk membuat larutan dengan pH tertentu kita memerlukan konsep logaritma untuk mendapatkan jumlah konsentrasi ion  $H^+$  yang tepat. Oleh karena itu, tulisan ini bertujuan mendiskripsikan penggunaan logaritma dalam menentukan derajat keasaman (pH) berbagai larutan seperti larutan penyangga dan hidrolisis garam.

## METODE

Metode yang digunakan adalah metode studi kepustakaan. Penelaahan terhadap buku-buku dan artikel ilmiah dilakukan untuk memperkaya kajian tentang logaritma dan derajat keasaman (pH). Data sekunder dari berbagai buku-buku dan hasil penelitian merupakan jenis data yang kemudian disintesis hingga menjadi kesatuan dalam memberikan informasi

## DISKUSI

### A. Logaritma

Logaritma berasal dari kata *logos* (Perbandingan) dan *arithmos* (bilangan). "Logaritma ditemukan pada awal tahun 1600 oleh John Napier (1550 – 1617) dan Joost Burgi (1552 – 1632). Meskipun banyak yang mengatakan Napier adalah perintis sebenarnya". Napier sendiri menghabiskan waktu sekitar 20 tahun sebelum menemukan ide logaritma. "Penemuannya ini dikembangkan lagi oleh Henry Briggs, seorang profesor geometri di Oxford"(Pratama, 2018)

Logaritma sering digunakan pada pelajaran matematika lanjut, fisika, dan kimia. logaritma juga memudahkan dalam perhitungan aritmatika,. Didalam logaritma banyak permasalahan yang akan dibahas diantaranya yaitu definisi logaritma, sifat-sifat logaritma dan penggunaan logaritma untuk menyelesaikan perhitungan dan sebagainya.

Logaritma adalah operasi matematika yang merupakan kebalikan dari eksponen atau pemangkatan. Pengertian logaritma timbul sebagai kebalikan (*invers*) dari eksponen. Dalam hal ini yang dicari adalah eksponen. Jika bilangan pokoknya (bilangan positif, tetapi  $\neq 1$ ) dan bilangan yang diambil logaritmanya (bilangan positif) diketahui, maka pekerjaan ini disebut mencari kembali atau anti logaritmanya.

Secara umum, jika  $x = a^n$  maka  ${}^a\log x = n$ , dan sebaliknya jika  ${}^a\log x = n$  maka  $x = a^n$ . Hubungan antara bilangan berpangkat dan logaritma dapat dinyatakan sebagai berikut:

$${}^a\log x = n \Leftrightarrow x = a^n$$

dengan:  $a$  = bilangan pokok atau basis,  $a > 0$ ;  $a \neq 1$ ;

$x$  = numerus (yang dicari nilai logaritmanya),  $x > 0$

$n$  = hasil logaritma.

( ${}^a\log x$  dibaca "logaritma  $x$  dengan basis  $a$ ")

Bentuk logaritma dapat dinyatakan dalam bentuk pangkat dan sebaliknya, bentuk pangkat dapat dinyatakan dalam bentuk logaritma (Gumilar, 2009).

Adapun sifat-sifat Logaritma sebagai berikut:

Sifat 1: Logaritma perkalian dua bilangan sama dengan jumlah logaritma dari masing-masing bilangan tadi, ditulis sebagai berikut:  ${}^a\log(b \times c) = {}^a\log b + {}^a\log c$

Sifat 2: Logaritma pembagian dua bilangan sama dengan selisih logaritma dari masing-masing bilangan itu, ditulis sebagai berikut:  ${}^a\log \frac{b}{c} = {}^a\log b - {}^a\log c$

Sifat 3: Logaritma suatu bilangan berpangkat sama dengan pangkat dikalikan dengan logaritma bilangan itu, ditulis sebagai berikut:  ${}^a\log b^n = n \cdot {}^a\log b$

Sifat 4: Mengubah bilangan pokok logaritma:  ${}^a\log b = \frac{{}^p\log b}{{}^p\log a}$ . Jika  $p = a$ , maka menjadi:

$${}^a\log b = \frac{1}{{}^b\log a}$$

Sifat 5: Sifat ini merupakan perluasan dari sifat terdahulu, yaitu:

a)  ${}^a\log b \times {}^b\log c = {}^a\log c$

b)  ${}^{a^n}\log b^m = \frac{m}{n} {}^a\log b$

c)  ${}^{a^n}\log b^n = {}^a\log b$

Sifat 6: Sifat ini merupakan perluasan dari definisi logaritma, yaitu:  $a^{{}^a\log b} = b$

## B. Derajat keasaman (pH)

Derajat keasaman dikenal dengan Lambang pH diambil dari bahasa Perancis ‘*pouvoir hydrogene*’, artinya tenaga hidrogen menuju eksponensial. pH adalah derajat keasaman yang dapat digunakan untuk menyatakan tingkat keasaman atau kebasaan pada suatu larutan. Ion hidrogen ( $H^+$ ) dan hidroksida ( $OH^-$ ) yang terkandung dalam air konsentrasinya sangat kecil sehingga agar memudahkan penulisan digunakan besaran lain. Kimiawan Denmark Søren Peder Lauritz Sørensen (1868 – 1939), mengusulkan konsep pH, untuk menghindari penggunaan angka yang sangat kecil, sehingga memudahkan dalam mengukur konsentrasi ion  $H^+$  dan perubahannya dalam suatu larutan. Menurut *Sorensen*, pH merupakan fungsi logaritma negatif dari konsentrasi ion  $H^+$  dalam suatu larutan:

$$pH = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Jika menggunakan analogi yang sama, maka kita dapat menentukan nilai konsentrasi ion  $OH^-$  dalam larutan:

$$pOH = -\log [OH^-] = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

Molaritas ion  $H^+$  atau  $OH^-$  pada larutan encer mempunyai rentang antara  $10^{-1}$  M sampai  $10^{-14}$  M. Untuk larutan encer tersebut paling tepat dituangkan dalam bentuk pH dan pOH yaitu untuk menghindari angka pengukuran yang sangat kecil. Jika molaritas lebih besar dari satu molar, nilai pH akan negatif. Begitu juga untuk molaritas  $OH^-$  yang lebih dari satu molar, nilai pOH akan lebih besar dari 14. Jadi, untuk larutan asam basa yang mempunyai konsentrasi lebih besar daripada 1,0 M tidak perlu dituangkan dalam bentuk pH dan pOH.

pH adalah jumlah konsentrasi ion Hidrogen ( $H^+$ ) pada larutan yang menyatakan tingkat keasaman dan kebasaan yang dimiliki. pH merupakan besaran fisis dan diukur pada skala 0 sampai 14 (Astria, 2014). Bila  $pH < 7$  larutan bersifat asam,  $pH > 7$  larutan bersifat basa dan  $pH = 7$  larutan bersifat netral (Ihsanto, 2009).

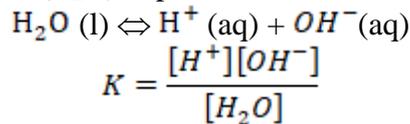
## C. Aplikasi Logaritma

Dari konsep sifat-sifat logaritma dapat digunakan untuk menurunkan berbagai rumus derajat Keasaman (pH) antara lain:

### 1. Tetap keseimbangan air ( $K_w$ )

Air ( $H_2O$ ) murni adalah elektrolit yang sangat lemah, Namun bila diuji menggunakan alat uji yang sangat peka, ternyata air ( $H_2O$ ) memiliki daya hantar listrik meskipun lemah. Hal ini menunjukkan bahwa air ( $H_2O$ ) dapat terionisasi menjadi ion  $H^+$  dan ion  $OH^-$  meskipun jumlahnya sangat kecil (Harnanto, 2009).

Kesetimbangan ionisasi air ( $H_2O$ ) dapat dituliskan dalam persamaan sebagai berikut:



Karena air ( $H_2O$ ) yang terionisasi sangat kecil maka air ( $H_2O$ ) dapat dianggap konstan. Artinya bisa dianggap tidak mengalami perubahan, sehingga:

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

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

Perhitungan-perhitungan mengenai konsentrasi  $H^+$  atau  $OH^-$  dalam suatu larutan selalu menyangkut bilangan-bilangan yang sangat kecil, maka bilangan-bilangan itu dinyatakan dalam harga logaritma negatifnya. Jadi, pada air murni berlaku:

$$-\log K_w = -\log([H^+] \times [OH^-])$$

$$-\log K_w = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$$

Dengan,  $p = -\log$ , maka:

$$pK_w = pH + pOH$$

$$pH = pK_w - pOH$$

$K_w$  adalah tetapan kesetimbangan ionisasi air, mempunyai harga tetap pada temperatur tetap. Pada suhu  $25^\circ C$  harga  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$

Maka:

$$K_w = 10^{-7} \times 10^{-7}$$

$$K_w = 10^{-14}$$

$$-\log K_w = -\log 10^{-14}$$

$$pK_w = 14$$

Dari perhitungan tersebut diketahui bahwa nilai  $pK_w = 14$ , dengan demikian rumus pH untuk larutan yang bersifat basa adalah  $pH = 14 - pOH$

## 2. pH larutan asam kuat dan basa kuat

Pada larutan asam kuat dan basa kuat, seluruh atau hampir seluruh molekul-molekul asam kuat dan basa kuat dalam air terurai menjadi ion-ionnya. Jadi, derajat ionisasi asam kuat dan basa kuat dapat dianggap = 1.

Secara teoritis untuk menghitung konsentrasi ion  $H^+$  pada asam kuat dan ion  $OH^-$  pada basa kuat, tergantung pada banyaknya ion  $H^+$  atau  $OH^-$  yang dapat terionisasi dalam larutan (Harnanto, 2009).

Secara umum, untuk asam kuat, konsentrasi  $H^+$  dapat dihitung dengan rumus berikut:

$$[H^+] = n \times M$$

dengan  $n$  = valensi asam dan  $M$  = konsentrasi larutan asam

Untuk mencari pH asam kuat digunakan rumus berikut:

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

$$pH = -\log(n \cdot M)$$

$$pH = -\log n - \log M$$

Jika nilai  $n=1$ , maka rumus  $pH = -\log M$

sedangkan untuk basa kuat

$$[OH^-] = m \times M$$

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

$$pOH = -\log(m \cdot M)$$

$$pOH = -\log m - \log M$$

dengan  $m$ =valensi basa, jika nilai  $m=1$ , maka rumus  $pOH = -\log M$ , dengan demikian rumus  $pH = 14 - \log M$

### 3. pH larutan asam lemah dan basa lemah

Apabila asam lemah dan basa lemah dilarutkan dalam air hanya sebagian kecil saja molekul-molekul asam lemah atau basa lemah yang bisa terionisasi dalam air. Banyaknya asam atau basa yang terurai ditentukan oleh derajat ionisasi ( $\alpha$ ) atau harga tetapan setimbang asam lemah ( $K_a$ ) atau basa lemah ( $K_b$ ) (Harnanto, 2009).

Dari rumus Molaritas ion  $H^+$  pada asam lemah bisa ditentukan nilai pHnya yaitu:

$$\begin{aligned} [H^+] &= \sqrt{K_a \times M_a} \\ -\log[H^+] &= -\log(K_a \times M_a)^{\frac{1}{2}} \\ pH &= \frac{1}{2} \cdot -\log(K_a \times M_a) \\ pH &= \frac{1}{2}(-\log K_a + (-\log M_a)) \\ pH &= \frac{1}{2}(pK_a - \log M_a) \end{aligned}$$

dengan  $K_a$  = tetapan ionisasi asam lemah

$M_a$  = konsentrasi asam

Untuk basa lemah dari rumus konsentrasi ion  $OH^-$  akan diperoleh nilai pH, yaitu:

$$\begin{aligned} [OH^-] &= \sqrt{K_b \times M_b} \\ -\log[OH^-] &= -\log(K_b \times M_b)^{\frac{1}{2}} \\ pOH &= \frac{1}{2} \cdot -\log(K_b \times M_b) \\ pOH &= \frac{1}{2}(-\log K_b + (-\log M_b)) \\ pOH &= \frac{1}{2}(pK_b - \log M_b) \\ pH &= 14 - pOH \\ pH &= 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \log M_b) \end{aligned}$$

dengan  $K_b$  = tetapan ionisasi basa lemah

$M_b$  = konsentrasi basa

Dengan menggunakan sifat logaritma perkalian dan logaritma bilangan berpangkat maka didapatkan rumus pH untuk larutan asam lemah yaitu  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log M_a)$ , sedangkan rumus pH untuk larutan basa lemah yaitu  $pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \log M_b)$ .

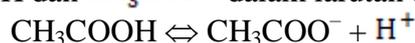
### 4. Menghitung pH Larutan Penyangga

Larutan penyangga atau dikenal dengan larutan buffer merupakan larutan yang dapat mempertahankan pH tertentu terhadap usaha mengubah pH, seperti penambahan asam, basa, ataupun pengenceran. Jika Suatu Larutan Penyangga ditambah sedikit asam kuat, basa kuat atau diencerkan, maka pH larutan penyangga tersebut relatif tidak akan berubah (Permana, 2009).

#### a. Larutan Penyangga dari Asam Lemah dan Basa Konjugasinya (Buffer Asam)

Campuran asam lemah dengan basa konjugasinya dalam suatu larutan, maka hampir semua ion asam lemah berasal dari basa konjugasinya. Contohnya campuran antara  $CH_3COOH$  dengan  $CH_3COO^-$ . Dalam campuran tersebut hampir semua ion  $CH_3COO^-$  dalam larutan berasal dari garamnya karena  $CH_3COOH$  hanya sedikit sekali yang terionisasi (Brady, 1999).

Pada campuran  $CH_3COOH$  dan  $CH_3COO^-$  dalam larutan terdapat reaksi:



dari persamaan reaksi tersebut, didapatkan nilai  $K_a$  sebagai berikut:

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

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

$$-\log [\text{H}^+] = -\log \left( K_a \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \right)$$

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

$$pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$$

dengan:  $K_a$  = tetapan ionisasi asam lemah

$a$  = jumlah mol asam lemah

$g$  = jumlah mol basa konjugasi

Dengan menggunakan sifat logaritma perkalian dan logaritma pembagian maka didapatkan rumus pH untuk larutan buffer asam adalah  $pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$

#### b. Larutan Penyangga dari Basa Lemah dan Asam Konjugasinya (Buffer Basa)

Campuran basa lemah dengan asam konjugasinya dalam suatu larutan, maka hampir semua ion basa lemah berasal dari asam konjugasinya. Contohnya,  $\text{NH}_3$  dan  $\text{NH}_4$  yang berasal dari garam (Brady, 1999).

Dalam campuran larutan  $\text{NH}_3$  dan  $\text{NH}_4\text{Cl}$  pada larutan terdapat reaksi:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \times \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$-\log [\text{OH}^-] = -\log \left( K_b \times \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \right)$$

$$-\log [\text{OH}^-] = -\log K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$pOH = pK_b - \log \frac{b}{g}$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - pK_b + \log \frac{b}{g}$$

dengan:  $K_b$  = tetapan ionisasi basa lemah

$b$  = jumlah mol basa lemah

$g$  = jumlah mol asam konjugasi

Dengan menggunakan sifat logaritma perkalian dan logaritma pembagian maka didapatkan rumus pH larutan buffer basa adalah  $pH = 14 - pK_b + \log \frac{b}{g}$

### 5. pH Larutan Garam Terhidrolisis

Suatu garam akan terhidrolisis jika garam tersebut salah satu atau keduanya terbentuk dari ion-ion asam lemah dan ion-ion basa lemah. Sedangkan untuk garam yang terbentuk dari ion-ion asam kuat dan basa kuat tidak terjadi hidrolisis.

**a. Garam dari Asam Lemah dan Basa Kuat**

Campuran garam dari asam lemah dan basa kuat yang dilarutkan dalam air, kita ketahui bersama bahwa kation dari basa kuat tidak akan terhidrolisis sebaliknya anion dari asam lemah akan mengalami hidrolisis (Utami, 2009). Karena larutan garam dari asam lemah dan basa kuat hanya sebagian yang terhidrolisis maka garam tersebut termasuk jenis hidrolisis parsial atau hidrolisis sebagian yang bersifat basa dengan rumus  $OH^-$  nya adalah

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

Dari rumus  $[OH^-]$  tersebut akan didapatkan rumus pH sebagai berikut:

$$[OH^-] = K_w^{\frac{1}{2}} \cdot [G]^{\frac{1}{2}} \cdot K_a^{-\frac{1}{2}}$$

$$-\log[OH^-] = -\log\left(K_w^{\frac{1}{2}} \cdot [G]^{\frac{1}{2}} \cdot K_a^{-\frac{1}{2}}\right)$$

$$pOH = -\frac{1}{2} \log K_w - \frac{1}{2} \log [G] + \frac{1}{2} \log K_a$$

$$pH = pK_w - pOH$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_w + pK_a + \log[G])$$

$$pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log[G])$$

dengan:  $K_a$  = tetapan ionisasi asam lemah

$[G]$  = molaritas garam

Dengan menggunakan sifat logaritma perkalian, logaritma pembagian dan logaritma bilangan berpangkat maka didapatkan rumus pH untuk larutan garam terhidrolisis dari asam lemah dan basa kuat adalah  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log[G])$ .

**b. Garam dari Basa Lemah dan Asam Kuat**

Larutan garam dari asam kuat dan basa lemah akan mengalami hidrolisis Parsial. Pada larutan tersebut kation dari basa lemah yang bisa terhidrolisis, sebaliknya anion yang berasal dari asam kuat tidak akan mengalami hidrolisis. Larutan garam jenis ini bersifat asam yang rumus konsentrasi  $H^+$  nya adalah

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

Dari rumus  $[H^+]$  tersebut maka didapat rumus pH sebagai berikut:

$$[H^+] = K_w^{\frac{1}{2}} \cdot [G]^{\frac{1}{2}} \cdot K_b^{-\frac{1}{2}}$$

$$-\log[H^+] = -\log\left(K_w^{\frac{1}{2}} \cdot [G]^{\frac{1}{2}} \cdot K_b^{-\frac{1}{2}}\right)$$

$$pH = -\frac{1}{2} \log K_w - \frac{1}{2} \log [G] + \frac{1}{2} \log K_b$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_w - pK_b - \log[G])$$

$$pH = \frac{1}{2}(14 - pK_b - \log[G])$$

dengan:  $K_b$  = tetapan ionisasi basa lemah

$[G]$  = molaritas garam, maka:

Dengan menggunakan sifat logaritma perkalian, logaritma pembagian dan logaritma bilangan berpangkat maka didapatkan rumus pH larutan garam terhidrolisis dari asam kuat dan basa lemah adalah  $pH = \frac{1}{2}(14 - pK_b - \log[G])$ .

### c. Garam dari Asam Lemah dan Basa Lemah

Larutan garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah akan mengalami hidrolisis total. Hal ini disebabkan karena kation dari basa lemah dan anion dari asam lemah semuanya bisa mengalami hidrolisis. Larutan garam jenis ini rumus konsentrasi  $H^+$ nya adalah

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

Dari rumus  $[H^+]$  tersebut maka akan didapatkan rumus pH sebagai berikut:

$$\begin{aligned} [H^+] &= K_w^{\frac{1}{2}} \cdot K_a^{\frac{1}{2}} \cdot K_b^{-\frac{1}{2}} \\ -\log[H^+] &= -\log\left(K_w^{\frac{1}{2}} \cdot K_a^{\frac{1}{2}} \cdot K_b^{-\frac{1}{2}}\right) \\ pH &= -\frac{1}{2}\log K_w - \frac{1}{2}\log K_a + \frac{1}{2}\log K_b \\ pH &= \frac{1}{2}(pK_w + pK_a - pK_b) \\ pH &= \frac{1}{2}(14 + pK_a - pK_b) \end{aligned}$$

dengan  $K_a$  = tetapan ionisasi asam lemah

$K_b$  = tetapan ionisasi basa lemah

Dengan menggunakan sifat logaritma perkalian, logaritma pembagian dan logaritma bilangan berpangkat maka didapatkan rumus pH larutan garam terhidrolisis dari asam lemah dan basa lemah adalah  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a - pK_b)$ .

Dari pembahasan ini kita ketahui bahwa logaritma dapat digunakan untuk menurunkan rumus derajat keasaman (pH) beberapa jenis larutan, seperti larutan penyangga/buffer dan larutan garam terhidrolisis. Dari rumus pH yang dihasilkan bisa menjadi salahsatu alternatif untuk menghitung nilai pH larutan.

## SIMPULAN

Hasil dari kajian Pustaka ini dapat diambil simpulan bahwa dengan menggunakan konsep Logaritma dihasilkan turunan rumus pH berbagai jenis larutan, :

1. Larutan buffer asam,  $pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$
2. Larutan buffer basa,  $pH = 14 - pK_b + \log \frac{b}{g}$
3. Larutan hidrolisis garam dari asam lemah dan basa kuat,  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log[G])$
4. Larutan hidrolisis garam dari basa lemah dan asam kuat,  $pH = \frac{1}{2}(14 - pK_b - \log[G])$
5. Larutan hidrolisis garam dari asam lemah dan basa lemah,  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a - pK_b)$

## DAFTAR RUJUKAN

- Astria F., M. Subito, D.W. Nugraha. (2014), Rancang Bangun Alat Ukur pH dan Suhu Berbasis Short Message Service (SMS) Gateway, *Jurnal Mektrik*, 1(1): 47-55.
- Brady, J. E., (Sukmariah Maun). (1999). *Kimia Universitas Asas dan Struktur*. Edisi Kelima. Jilid Dua. Jakarta: Binarupa Aksara.

- Fauziah, N. (2009). *Kimia 2: SMA dan MA Kelas XI IPA*, Buku Sekolah Elektronik (BSE). Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional: Jakarta
- Gumilar, H. S. (2008). *Matematika 1 kelompok seni, pariwisata, dan teknologi Kerumahtanggaan*. Buku Sekolah Elektronik (BSE). Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional: Jakarta
- Harnanto, A. (2009). *Kimia 2: Untuk SMA/MA Kelas XI*. Buku Sekolah Elektronik (BSE). Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional: Jakarta
- Ihsanto E, S. Hidayat. (2014), Rancang Bangun Sistem Pengukuran Ph Meter dengan Menggunakan Mikrokontroler Arduino Uno, *Jurnal Teknik Elektro*, 3(5): 139-146.
- Ngafifuddin, M., Susilo, & Sunarno. (2017). Penerapan Rancang Bangun Ph Meter Berbasis Arduino pada Mesin Pencuci Film Radiografi Sinar-X. *J. Sains Dasar* 2017 6 (1) 66 – 70
- Partana, C. F., & Wiyarsi, A. (2009). *Mari Belajar Kimia 2: Untuk SMA/MA Kelas XI IPA*. Buku Sekolah Elektronik (BSE). Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional: Jakarta
- Permana, I. (2009). *Memahami Kimia SMA/MA 2*. Buku Sekolah Elektronik (BSE). Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional: Jakarta
- Pratama, M. Y. (2018). Analisis Kesulitan dan Alternatif Pemecahannya dalam Menyelesaikan Soal-Soal Matematika Pokok Bahasan Logaritma di Kelas X Mas Pab-1 Sampai Tahun Ajaran 2016/2017. Skripsi Program Studi Pendidikan Matematika Fakultas Ilmu Tarbiyah dan Keguruan Universitas Islam Negeri Sumatera Utara
- Rahayu, A. P., Ashadi, Saputro, S. (2014). Pembelajaran Kimia Menggunakan Metode Eksperimen dan Guided Inquiry Ditinjau dari Kemampuan Matematis dan Kreativitas Siswa. *JURNAL INKUIRI*, Vol 3, No. 1, 2014 (hal 96-107)
- Utami, B. (2009). *Kimia 2: Untuk SMA/MA Kelas XI, Program Ilmu Alam*. Buku Sekolah Elektronik (BSE). Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional: Jakarta