



REPUBLIK INDONESIA
KEMENTERIAN HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA

SURAT PENCATATAN CIPTAAN

Menteri Hukum dan Hak Asasi Manusia Republik Indonesia, berdasarkan Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta yaitu Undang-Undang tentang perlindungan ciptaan di bidang ilmu pengetahuan, seni dan sastra (tidak melindungi hak kekayaan intelektual lainnya), dengan ini menerangkan bahwa hal-hal tersebut di bawah ini telah tercatat dalam Daftar Umum Ciptaan:

- I. Nomor dan tanggal permohonan : EC00201700497, 6 Maret 2017
- II. Pencipta
Nama : **Dr. Akram La Kilo, S.Pd., M.Si**
Alamat : Desa Moutong, Kecamatan Tiong kabila, Kabupaten Bone Bolango, Kabupaten Bone Bolango, GORONTALO, 96183
Kewarganegaraan : Indonesia
- III. Pemegang Hak Cipta
Nama : **Dr. Akram La Kilo, S.Pd., M.Si**
Alamat : Desa Moutong, Kecamatan Tilong Kabila, Kabupaten Bone Bolango, Kabupaten Bone Bolango, GORONTALO, 96183
Kewarganegaraan : Indonesia
- IV. Jenis Ciptaan : Karya Tulis
- V. Judul Ciptaan : **Solusi Rumus Derajat Keasaman Reaksi Asam Basa pada Larutan Penyangga dengan Metode Mol Awal (Rumus Akram)**
- VI. Tanggal dan tempat diumumkan untuk pertama kali di wilayah Indonesia atau di luar wilayah Indonesia : 11 April 2007, di Bandung
- VII. Jangka waktu perlindungan : Berlaku selama hidup Pencipta dan terus berlangsung selama 70 (tujuh puluh) tahun setelah Pencipta meninggal dunia, terhitung mulai tanggal 1 Januari tahun berikutnya.
- VIII. Nomor pencatatan : 01703

Pencatatan Ciptaan atau produk Hak Terkait dalam Daftar Umum Ciptaan bukan merupakan pengesahan atas isi, arti, maksud, atau bentuk dari Ciptaan atau produk Hak Terkait yang dicatat. Menteri tidak bertanggung jawab atas isi, arti, maksud, atau bentuk dari Ciptaan atau produk Hak Terkait yang terdaftar. (Pasal 72 dan Penjelasan Pasal 72 Undang-undang Nomor 28 Tahun 2014 Tentang Hak Cipta)

a.n. MENTERI HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA
REPUBLIK INDONESIA
DIREKTUR JENDERAL KEKAYAAN INTELEKTUAL
u.b.
DIREKTUR HAK CIPTA DAN DESAIN INDUSTRI

Dr. Dra. Erni Widhyastari, Apt., M.Si.
NIP. 196003181991032001

2017

Solusi Rumus Derajat Keasaman Reaksi
Asam Basa pada Larutan Penyangga
dengan Metode Mol Awal
(Rumus Akram)



Akram La Kilo

Email: akram@ung.ac.id



**Solusi Rumus Derajat Keasaman Reaksi Asam Basa
pada Larutan Penyangga dengan Metode Mol Awal
(Rumus Akram)**

Akram La Kilo

2017

Daftar Isi

Daftar Isi	ii
Abstrak	1
A. Pendahuluan.....	1
B. Pembahasan	3
1. Solusi Derajat Keasaman pada Reaksi Asam Lemah Berlebih dengan Basa Kuat	3
2. Solusi Derajat Keasaman pada Reaksi Basa Lemah Berlebih dengan Asam Kuat	5
C. Kesimpulan	6
Daftar Pustaka	7
Lampiran Pembuktian Rumus	8

Solusi Rumus Derajat Keasaman Reaksi Asam Basa pada Larutan Penyangga dengan Metode Mol Awal (Rumus Akram)

Akram La Kilo

Program Studi Pendidikan Kimia
Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam, Universitas Negeri Gorontalo
Jl. Jend. Sudirman No. 6 Kota Gorontalo
E-mail: akram@ung.ac.ad

Abstrak

Perhitungan derajat keasaman (pH) reaksi asam basa di buku-buku kimia SMA dan Kimia Dasar sering menggunakan persamaan reaksi, sangat jarang dilakukan dengan cara ekuivalen atau cara lain. Pada hak cipta ini, dicari solusi menyelesaikan pH larutan penyangga dengan data berupa mol awal asam dan mol awal basa, tanpa mol yang bereaksi atau mol yang dihasilkan yang selalu digunakan oleh siswa dan mahasiswa, bahkan guru dan dosen. Telah diperoleh solusi tersebut dengan mendapatkan rumus menghitung pH melalui konsentrasi H^+ atau OH^- . Rumus yang diperoleh untuk konsentrasi H^+ dan OH^- masing-masing adalah $[H^+] = \left(K_a \frac{\text{mol awal } H^+}{\text{mol awal } OH^-} - 1 \right) y$ dan $[OH^-] = \left(K_b \frac{\text{mol awal } OH^-}{\text{mol awal } H^+} - 1 \right) x$. Mol H^+ atau OH^- yang dimaksud adalah mol awal (sebelum reaksi, sedangkan x dan y masing-masing adalah jumlah ion H^+ dan jumlah ion OH^- . Rumus ini dapat membantu siswa, mahasiswa dan pengajar dalam menyelesaikan soal-soal perhitungan derajat keasaman pada reaksi asam basa larutan penyangga.

Kata Kunci: reaksi asam basa, larutan penyangga, mol awal, derajat keasaman

A. Pendahuluan

Larutan penyangga (*buffer*) adalah larutan yang terbentuk dari asam lemah dengan garamnya atau basa lemah dengan garamnya yang dengan penambahan sedikit basa, asam atau diencerkan tidak menimbulkan perubahan drastis pada pH larutan (Jepersen dkk., 2004). Contoh: (1) CH_3COOH dan CH_3COONa , memberikan pH lebih kecil dari 7 atau (2) NH_4OH dan NH_4Cl , memberikan pH lebih besar dari 7. Pada contoh pertama, bila ke dalam larutan penyangga ini ditambahkan asam (H^+) maka akan dinetralkan dengan ion sisa asamnya (CH_3COO^-), menurut reaksi: $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$. Sedangkan bila ditambahkan basa (OH^-) ke dalamnya maka akan dinetralkan dengan asamnya (CH_3COOH), menurut reaksi: $NH_4OH + H^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$. Sedangkan pada contoh

kedua, bila dalam larutan ini ditambahkan asam, maka akan dinetralkan dengan basanya (NH_4OH), menurut reaksi $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$. Bila ditambahkan basa, maka akan dinetralkan dengan ion sisa basanya (NH_4^+), menurut reaksi: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$.

Larutan penyangga dapat dibuat dengan mereaksikan asam dan basa, yaitu (1) reaksi asam lemah berlebih dan basa kuat; contoh, 100 mL larutan CH_3COOH 0,1 M direaksikan dengan 50 mL larutan NaOH 0,1 M atau (2) reaksi basa lemah berlebih dengan basa kuat, contoh 50 mL larutan NH_4OH 0,1 M direaksikan dengan 20 mL larutan HCl 0,1 M. Berdasarkan reaksi asam lemah berlebih dengan basa kuat dan reaksi basa lemah berlebih dengan asam kuat, maka telah diketahui rumus konsentrasi H^+ dan konsentrasi OH^- yang umum untuk kedua larutan penyangga tersebut, masing-masing adalah *adalah* $[\text{H}^+] = \left(K_a \frac{\text{mol asam}}{\text{mol garam}} \right)$ dan $[\text{OH}^-] = \left(K_b \frac{\text{mol basa}}{\text{mol garam}} \right)$, mol yang dimaksud adalah hasil reaksi, dari kedua konsentrasi di atas dapat diketahui derajat keasaman hasil reaksi, dengan menggunakan rumus $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ atau $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$. Karena mol yang digunakan adalah mol hasil reaksi, maka harus diketahui mol awal dan dicari mol yang terurai, yang tentunya dalam menyelesaikannya disertakan dengan penulisan persamaan reaksinya.

Telah menjadi hal yang lazim, baik siswa maupun guru, bahkan pengajar kimia dasar menggunakan rumus dan cara di atas untuk menyelesaikan derajat keasaman reaksi asam basa larutan penyangga. Rumus di atas menggunakan persamaan reaksi disertai mol awal, mol yang bereaksi dan mol hasil reaksi sebagaimana pada buku Kimia Dasar (Achmad, 1992), *Chemistry: the Molecular Nature of Matter 6th edition* (Jespersen, Brady, dan James, Hyslop, 2012), Kimia SMA (Purba, 2004), dan buku-buku kimia dasar lainnya untuk SMA dan perguruan tinggi. Pada hak cipta ini, Penulis mencari solusi rumus yang mudah dimengerti, efektif, dan efisien untuk mencari derajat keasaman reaksi asam basa larutan penyangga, dengan data yang digunakan adalah hanya mol awal. Oleh karena itu,

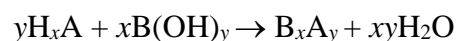
metode tersebut Penulis namakan “*metode mol awal*”. Sebagaimana Penulis terinspirasi dengan metode laju awal untuk mencari persamaan laju reaksi.

B. Pembahasan

Dalam hal ini, akan dibahas larutan penyangga yang berasal dari: 1) reaksi asam lemah dengan basa kuat dan 2) basa lemah dengan basa kuat. Kedua reaksi tersebut, akan dicari solusi untuk memperoleh pH larutan hasil reaksi melalui konsentrasi H^+ dan konsentrasi OH^- . Untuk memperoleh pH tersebut, digunakan data awal, yaitu mol asam mula-mula dan mol basa mula-mula. Oleh karena itu, ada dua hal yang menarik, yaitu: 1) penyelesaian soal yang menyangkut pH tanpa menuliskan persamaan reaksinya dan 2) data yang digunakan adalah mol mula-mula.

1. Solusi Derajat Keasaman pada Reaksi Asam Lemah Berlebih dengan Basa Kuat

Reaksi asam lemah berlebih dengan basa kuat, merupakan larutan penyangga yang bersifat asam. Pada reaksi tersebut, basa kuat habis bereaksi, dan asam lemah tersisa. Jadi, pereaksi pembatas adalah basa kuat. Jika asam lemah = H_xA dan basa kuat $B(OH)_y$, maka dapat dituliskan persamaan reaksinya sebagai berikut:



Jika mol awal H_xA dan $B(OH)_y$ masing-masing adalah a mol dan b mol, maka dapat dicari mol yang terurai dan mol yang dihasilkan melalui persamaan reaksi berikut:

	$yH_xA + xB(OH)_y \rightarrow B_xA_y + xyH_2O$		
mol awal	a	b	
mol terurai	$\frac{y}{x}b$	b	$\frac{1}{x}b$
mol akhir	$(a - \frac{y}{x}b)$	0	$\frac{1}{x}b$

Berdasarkan rumus:

$$[H^+] = Ka \frac{\text{mol akhir asam}}{\text{mol akhir garam}} \quad \text{atau} \quad (1)$$

$$[H^+] = Ka \frac{\text{mol akhir } H_xA}{\text{mol akhir } B_xA_y} \quad (2)$$

maka dapat dicari solusi derajat keasaman metode mol awal sebagai berikut:

$$[H^+] = Ka \frac{\text{mol akhir } H_xA}{\text{mol akhir } B_xA_y}$$

$$[H^+] = Ka \frac{(a - \frac{y}{x}b)}{\frac{1}{x}b}$$

$$[H^+] = Ka \frac{(a - \frac{y}{x}b)x}{b}$$

$$[H^+] = Ka \frac{(xa - yb)}{b} \quad (3)$$

dimana $xa = \text{mol awal } H^+$ dan $yb = \text{mol awal } OH^-$

$b = \text{mol awal basa kuat}$

$$b = \frac{\text{mol awal } OH^-}{y}$$

Dengan mensubstitusi xa , yb , dan b , maka persamaan (3) menjadi:

$$[H^+] = Ka \frac{(\text{mol awal } H^+ - \text{mol awal } OH^-)}{\frac{\text{mol awal } OH^-}{y}}$$

$$[H^+] = Ka \frac{(\text{mol awal } H^+ - \text{mol awal } OH^-)y}{\text{mol awal } OH^-}$$

Oleh karena itu, pada reaksi asam basa larutan penyangga, jika asam lemah yang tersisa, diperoleh rumus konsentrasi akhir dari H^+ adalah:

$$[H^+] = Ka \left(\frac{\text{mol awal } H^+}{\text{mol awal } OH^-} - 1 \right) y \quad (4)$$

dimana

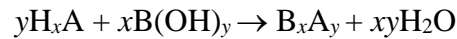
$$pH = -\log[H^+]$$

$[H^+] = \text{konsentrasi akhir } H^+$

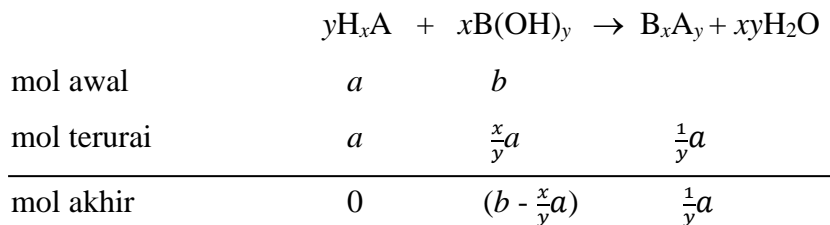
$y = \text{jumlah ion } OH^- \text{ yang dihasilkan}$

2. Solusi Derajat Keasaman pada Reaksi Basa Lemah Berlebih dengan Asam Kuat

Reaksi basa berlebih dengan asam kuat merupakan larutan penyangga yang bersifat basa. Pada reaksi tersebut, asam kuat habis bereaksi, dan basa lemah tersisa. Jadi, pereaksi pembatas adalah asam kuat. Jika asam kuat = H_xA dan basa lemah = $B(OH)_y$, maka dapat ditulis persamaan reaksinya sebagai berikut:



Jika mol awal H_xA dan $B(OH)_y$ masing-masing adalah a mol dan b mol, maka dapat dicari mol yang terurai dan mol yang dihasilkan melalui persamaan reaksi berikut:



Berdasarkan rumus:

$$[OH^-] = Kb \frac{\text{mol akhir basa}}{\text{mol akhir garam}} \quad \text{atau} \quad (5)$$

$$[OH^-] = Kb \frac{\text{mol akhir } B(OH)_y}{\text{mol akhir } B_xA_y} \quad (6)$$

maka dapat dicari solusi derajat keasaman metode mol awal sebagai berikut:

$$[OH^-] = Kb \frac{\text{mol akhir } B(OH)_y}{\text{mol akhir } B_xA_y}$$

$$[OH^-] = Kb \frac{(b - \frac{x}{y}a)}{\frac{1}{y}a}$$

$$[OH^-] = Kb \frac{(b - \frac{x}{y}a)y}{a}$$

$$[OH^-] = Kb \frac{(yb - xa)}{a} \quad (7)$$

dimana $xa = \text{mol awal } H^+$ dan $yb = \text{mol awal } OH^-$

$a = \text{mol awal asam kuat}$

$$a = \frac{\text{mol awal H}^+}{x}$$

Dengan mensubsitisi xa , yb , dan a , maka persamaan (3) menjadi:

$$[\text{OH}^-] = Kb \frac{(\text{mol awal OH}^- - \text{mol awal H}^+)}{\frac{\text{mol awal H}^+}{x}}$$

$$[\text{OH}^-] = Kb \frac{(\text{mol awal OH}^- - \text{mol awal H}^+)x}{\text{mol awal H}^+}$$

Oleh karena itu, pada rekasi asam basa larutan penyangga, jika basa lemah yang tersisa, diperoleh rumus konsentrasi akhir dari OH^- , yaitu:

$$[\text{OH}^-] = Kb \left(\frac{\text{mol awal OH}^-}{\text{mol awal H}^+} - 1 \right) x \quad (8)$$

dimana

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

$$[\text{OH}^-] = \text{konsentrasi akhir OH}^-$$

$$x = \text{jumlah ion H}^+ \text{ yang dihasilkan}$$

C. Kesimpulan

Larutan penyangga dapat dibuat dengan cara; (1) reaksi asam lemah berlebih dengan basa kuat, dan (2) reaksi basa lemah berlebih dengan asam kuat. Derajat keasaman pada reaksi asam basa dari larutan penyangga dapat dilakukan dengan metode mol awal, tanpa menggunakan persamaan reaksi asam basa. Melalui metode mol awal telah diperoleh solusi rumus derajat keasaman reaksi asam basa pada larutan penyangga baik yang bersifat asam maupun basa. Solusinya adalah: $[\text{H}^+] = Ka \left(\frac{\text{mol awal H}^+}{\text{mol awal OH}^-} - 1 \right) y$ untuk larutan penyangga bersifat asam, dan $[\text{OH}^-] = Kb \left(\frac{\text{mol awal OH}^-}{\text{mol awal H}^+} - 1 \right) x$ untuk larutan penyangga bersifat basa. Rumus ini dapat membantu siswa, mahasiswa, guru, dan dosen dalam menyelesaikan soal-soal perhitungan reaksi asam basa pada larutan penyangga.

Daftar Pustaka

Achmad, Hiskia, 1992. Kimia Larutan. PT Citra Aditya Bakti, Bandung

Jespersen, Neil D.; Brady, James E.; Hyslop, Alison, Chemistry, 2012. *Chemistry: the Molecular Nature of Matter 6th ed.* John Wiley and Sons, Inc., USA

Purba, Michael, 2004. *Kimia untuk SMA Kelas XI, Kurikulum 2004 berbasis Kompetensi.* Penerbit Erlangga, Jakarta.

Lampiran Pembuktian Rumus

1. Derajat Keasaman pada Reaksi Asam Lemah Berlebih dengan Basa Kuat

Sebanyak 300 mL larutan HCOOH 0,1 M direaksikan dengan 50 mL larutan NaOH 0,2

M. Bila K_a HCOOH = 2×10^{-4} , berapa nilai pH larutan setelah bereaksi?

Soal di atas diselesaikan dengan cara lazim dengan menggunakan persamaan reaksi dan cara metode mol awal

a. Cara lazim, dengan menggunakan persamaan reaksi

Diketahui:

- Larutan HCOOH

$$M = 0,2 \text{ M}; V = 300 \text{ mL}; K_a = 2 \times 10^{-4}$$

- Larutan NaOH

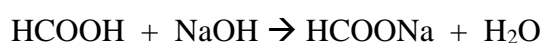
$$M = 0,2 \text{ M}; V = 50 \text{ mL}$$

Penyelesaian:

$$\text{mmol HCOOH} = 0,1 \text{ M} \times 300 \text{ mL} = 30 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol NaOH} = 0,2 \text{ M} \times 50 \text{ mL} = 10 \text{ mmol}$$

Persamaan reaksi:



$$\text{mmol awal} \quad 30 \quad 10$$

$$\text{mmol bereaksi} \quad 10 \quad 10$$

$$\text{mmol akhir} \quad 20 \quad 0 \quad 10$$

Karena asam lemah (HCOOH) yang tersisa, maka menggunakan rumus:

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{\text{mmol akhir asam}}{\text{mmol akhir garam}}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{\text{mmol akhir HCOOH}}{\text{mmol akhir HCOONa}}$$

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-4} \left(\frac{20 \text{ mmol}}{10 \text{ mmol}} \right)$$

$$= 4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

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

$$= -\log 4 \times 10^{-4}$$

$$= 4 - \log 4$$

b. Cara metode mol awal

Soal di atas dapat diselesaikan dengan menggunakan metode mol awal dengan menggunakan rumus pada persamaan (4):

Penyelesaian:

$$y = 1$$

$$x = 1$$

$$\text{mmol awal } H^+ = x \times \text{mmol HCOOH} = 1 \times 30 \text{ mmol} = 30 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol awal } OH^- = y \times \text{mmol NaOH} = 1 \times 10 \text{ mmol} = 10 \text{ mmol}$$

$$[H^+] = Ka \left(\frac{\text{mol awal } H^+}{\text{mol awal } OH^-} - 1 \right) y$$

$$[H^+] = 2 \cdot 10^{-4} \left(\frac{30 \text{ mmol}}{10 \text{ mmol}} - 1 \right)$$

$$= 4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

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

$$= -\log 4 \times 10^{-4}$$

$$= 4 - \log 4$$

Terbukti bahwa jawaban dengan menggunakan metode mol awal (persamaan 4) sama dengan jawaban metode persamaan reaksi

2. Derajat Keasaman pada Reaksi Basa Lemah Berlebih dengan Asam Kuat

Sebanyak 50 mL larutan NH_4OH 0,3 M dicampur dengan 100 mL larutan HCl 0,1 M.

Hitung pH campuran? ($K_b NH_3 = 2 \times 10^{-4}$)

Soal di atas diselesaikan dengan cara lazim dengan menggunakan persamaan reaksi dan cara metode mol awal

a. Cara lazim, dengan menggunakan persamaan reaksi

Diketahui:

- Larutan NH_4OH

$$M = 0,3 \text{ M}; V = 50 \text{ mL}; K_a \text{ NH}_3 = 2 \times 10^{-4}$$

- Larutan HCl

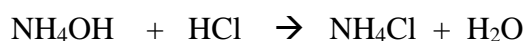
$$M = 0,1 \text{ M}; V = 100 \text{ mL}$$

Penyelesaian:

$$\text{mmol NH}_4\text{OH} = 0,3 \text{ M} \times 50 \text{ mL} = 15 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol HCl} = 0,1 \text{ M} \times 100 \text{ mL} = 10 \text{ mmol}$$

Persamaan reaksi:



mmol awal	15	10	
-----------	----	----	--

mmol bereaksi	10	10	
---------------	----	----	--

mmol akhir	5	0	10
------------	---	---	----

Karena yang tersisa NH_4OH sebagai basa lemah, maka campuran tersebut merupakan larutan penyangga yang bersifat basa. Jadi konsentrasi OH^- adalah

$$[\text{OH}^-] = Kb \frac{\text{mmol akhir basa}}{\text{mmol akhir garam}}$$

$$[\text{OH}^-] = Ka \frac{\text{mmol akhir NH}_4\text{OH}}{\text{mmol akhir NH}_4\text{Cl}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-5} \left(\frac{5 \text{ mmol}}{10 \text{ mmol}} \right)$$

$$= 5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

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

$$= -\log 5 \times 10^{-6}$$

$$= 6 - \log 5$$

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

$$= 14 - (6 - \log 5)$$

$$= 8 + \log 5$$

b. Cara metode mol awal

Soal di atas dapat diselesaikan dengan menggunakan metode mol awal dengan menggunakan rumus pada persamaan (8):

Penyelesaian:

$$y = 1$$

$$x = 1$$

$$\text{mmol awal H}^+ = x \times \text{mmol HCl} = 1 \times 10 \text{ mmol} = 10 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol awal OH}^- = y \times \text{mmol NH}_4\text{Cl} = 1 \times 15 \text{ mmol} = 15 \text{ mmol}$$

$$[\text{OH}^-] = Kb \left(\frac{\text{mol awal OH}^-}{\text{mol awal H}^+} - 1 \right) x$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-5} \left(\frac{15 \text{ mmol}}{10 \text{ mmol}} - 1 \right)$$

$$= 5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

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

$$= -\log 5 \times 10^{-6}$$

$$= 6 - \log 5$$

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

$$= 14 - (6 - \log 5)$$

$$= 8 + \log 5$$

Terbukti bahwa jawaban dengan menggunakan metode mol awal (persamaan 8) sama dengan jawaban metode persamaan reaksi