



## STUDI KINETIKA REAKSI HIDROGEN PEROKSIDA DENGAN IODIDA PADA SUASANA ASAM

Arif R. Hakim\*), Patiha dan Yuniawan Hidayat

Jurusan Kimia, FMIPA, Universitas Sebelas Maret

Jl. Ir. Sutami 36 A, Kentingan Surakarta 57126 Telp. (0271) 63375

### Info Artikel

Sejarah Artikel:  
Diterima April 2014  
Disetujui Mei 2014  
Dipublikasikan Agustus 2014

Kata kunci:  
kinetika reaksi hidrogen  
peroksida dengan iodida  
hukum laju pecahan  
hukum laju penjumlahan

### Abstrak

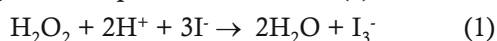
Studi kinetika reaksi hidrogen peroksida dengan iodida pada suasana asam telah dilakukan. Tujuan penelitian ini adalah membuktikan apakah hukum laju reaksi merupakan penjumlahan, pecahan atau gabungan keduanya. Desain percobaan yang digunakan adalah metode isolasi dengan  $H^+$  dan  $I^-$  dibuat berlebih terhadap  $H_2O_2$ . Hasil percobaan variasi konsentrasi  $H^+$  menunjukkan reaksi dapat memenuhi hukum laju dalam bentuk penjumlahan. Pada percobaan variasi konsentrasi  $H_2O_2$ ,  $H_2O_2$  teramati dapat berorder 0 atau 1 bergantung pada konsentrasinya sesuai dengan yang diperkirakan dari hukum laju pecahannya. Berdasarkan hasil percobaan, reaksi disimpulkan memiliki hukum laju gabungan keduanya yang lebih lanjut terbukti berdasarkan nilai konstanta laju perhitungan.

### Abstract

The kinetics study of hydrogen peroxide's reaction with iodide in acidic solution has been done. This research aimed to prove whether the reaction rate law is in the form of addition, fraction or combination of both. The experiment's model was isolation's method with  $H^+$  and  $I^-$  have been design to be excess from  $H_2O_2$ . The experiments at varying concentration of  $H^+$  show additional rate law was suitable with the result of experiments. At varying concentration of  $H_2O_2$ ,  $H_2O_2$  was observed as order 0 or 1 depend on it's concentration as expected by fractional rate law. Based on the experimental results, the reaction rate law has concluded as combination of both rate law which further is proven suitable for the experimets result in accordance with the calculated rate constans.

## Pendahuluan

Proses perubahan pereaksi menjadi produk dipercaya berlangsung melalui salah satu dari 2 cara. Cara pertama, apabila proses perubahan pereaksi menjadi produk melalui 1 tahap reaksi yang dikenal sebagai reaksi elementer. Salah satu ciri khas reaksi ini adalah order reaksi yang diberikan merupakan koefisien stoikiometri reaksi. Cara kedua, apabila proses perubahan pereaksi menjadi produk berlangsung melalui lebih dari 1 tahap reaksi. Reaksi ini kemudian disebut sebagai reaksi kompleks. Tahapan-tahapan yang dilalui pereaksi menjadi produk dalam reaksi kompleks kemudian dikenal sebagai mekanisme reaksi. Berbeda dengan reaksi elementer, order reaksi yang diberikan pada reaksi kompleks dapat sama atau berbeda dengan koefisien stoikiometri reaksi. Salah satu reaksi yang dipercaya berlangsung melalui lebih dari 1 tahap adalah reaksi hidrogen peroksida dengan iodida pada suasana asam (1).



Reaksi hidrogen peroksida dengan iodida pada suasana asam merupakan salah satu reaksi yang sering digunakan sebagai contoh dalam kajian kinetika reaksi. Beberapa desain percobaan untuk praktikum menggunakan reaksi ini juga telah dipublikasikan (Copper and Koubek; 1998; Ed Vitz; 2007 dan Sattangi; 2011). Meskipun sering digunakan dalam kajian kinetika reaksi, mekanisme reaksi dari reaksi ini belum sepenuhnya dapat dijelaskan. Penelitian terhadap mekanisme dari reaksi ini sendiri masih terus berlangsung dan dikembangkan (Milenkovic and Stanisavljev; 2011). Berangkat dari masalah diatas, dilakukanlah penelitian ini dengan harapan dapat memberikan tambahan informasi mengenai mekanisme reaksi yang berlangsung.

Sebuah hal yang diyakini adalah reaksi ini memiliki hukum laju sebagai penjumlahan (1). Hukum laju penjumlahan ini pertama kali dikenalkan oleh Liebhafsky dan Mohammad (1933).

$$V = k_a [\text{H}^+][\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-] + k_b [\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-] \quad (1)$$

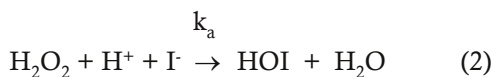
Hukum laju penjumlahan (1) diketahui dari hasil perhitungan nilai  $k_{\text{obs}}$  dengan desain percobaan  $\text{H}_2\text{O}_2$  sebagai pembatas reaksi yang didapatkan bergantung pada konsentrasi  $\text{H}^+$ . Hasil plot  $k_{\text{obs}}/[\text{I}^-]$  vs  $[\text{H}^+]$  kemudian didapatkan memenuhi (2) ketika reaksi berorder 1 terhadap  $\text{H}_2\text{O}_2$  dan  $\text{I}^-$ .

$$k_{\text{obs}}/[\text{I}^-] = k_a [\text{H}^+] + k_b \quad (2)$$

Berdasarkan hukum laju penjumlahan (1),

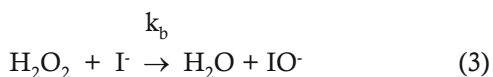
kemudian diusulkan bahwa dalam reaksi berlangsung 2 mekanisme reaksi yang berbeda secara bersamaan dengan reaksi tahap penentu laju masing-masing sebagai berikut:

Tahap penentu laju mekanisme reaksi 1:



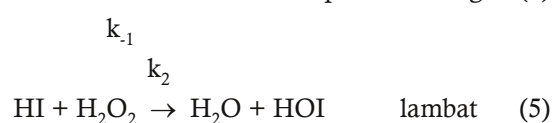
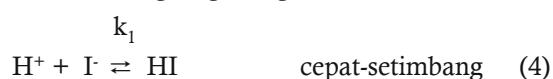
dengan hukum laju:  $V = k_a[\text{H}^+][\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$  (3)

Tahap penentu laju mekanisme reaksi 2:



dengan hukum laju:  $V = k_b[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$  (4)

Sebuah fakta unik mengenai hukum penjumlahan ini adalah belum dicantumkannya hasil perhitungan apabila hukum lajunya bukan merupakan penjumlahan sehingga pernyataan bahwa hukum lajunya berupa penjumlahan masih kurang kuat. Sebuah kemungkinan lain yang muncul adalah reaksi berlangsung melalui mekanisme reaksi yang berbeda dari yang diuraikan diatas. Levine (2009) memperkirakan reaksi berlangsung sebagai berikut:



dengan hukum laju pendekatan keadaan mantapnya adalah berupa pecahan sebagai (5).

$$V = \frac{k_1 k_2 [\text{H}_2\text{O}_2][\text{H}^+][\text{I}^-]}{k_{-1} + k_2 [\text{H}_2\text{O}_2]} \quad (5)$$

Adanya 2 mekanisme reaksi usulan diatas, maka mengenai reaksi terdapat 4 kemungkinan. Pertama, reaksi berlangsung melalui 2 mekanisme reaksi yang diusulkan Liebhafsky dan Mohammad dengan hukum laju penjumlahan. Kedua, reaksi mengikuti mekanisme reaksi Levine dengan hukum laju pecahan (5). Ketiga, reaksi berlangsung melalui 2 mekanisme reaksi dengan salah satunya mengikuti mekanisme Levine. Terakhir adalah reaksi tidak mengikuti kemungkinan pertama hingga ketiga.

Mengenai kemungkinan ketiga, hal ini dapat dilihat dari kesamaan hukum laju yang diberikan reaksi penentu laju mekanisme reaksi 1 (2) dengan mekanisme Levine apabila  $\text{H}_2\text{O}_2$

cukup kecil yaitu sama sebagai (3). Apabila kemungkinan ketiga benar, maka hukum laju keseluruhannya akan berupa (6) yang kemudian akan disebut sebagai hukum laju gabungan.

$$V = \frac{k_1 k_2 [\text{H}_2\text{O}_2][\text{H}^+][\text{I}^-]}{k_{-1} + k_2 [\text{H}_2\text{O}_2]} + k_b [\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-] \quad (6)$$

Berdasarkan uraian diatas, tujuan dari penelitian ini adalah untuk membuktikan apakah hukum laju reaksi merupakan penjumlahan (1), pecahan (5), atau gabungan (6).

Pembuktian terhadap hukum laju penjumlahan dengan bukan penjumlahan dapat dilakukan dengan membandingkan hasil perhitungan menggunakan persamaan yang mewakili hukum laju penjumlahan dengan bukan penjumlahan. Perhitungan hukum laju penjumlahan telah dijelaskan diatas (2), selanjutnya adalah mengenai hukum laju bukan penjumlahan. Apabila hukum lajunya bukan penjumlahan, maka reaksi akan dapat memenuhi persamaan hukum laju (7).

$$V = k[\text{H}^+]^n [\text{H}_2\text{O}_2]^1 [\text{I}]^m \quad (7)$$

Variasi  $\text{H}^+$  ketika  $\text{I}^-$  dan  $\text{H}_2\text{O}_2$  berorder 1 hukum laju diatas akan dapat memberikan nilai  $k_{\text{obs}}$  sebagai (8) apabila  $\text{H}_2\text{O}_2$  didesain sebagai pembatas reaksi.

$$k_{\text{obs}} = k[\text{H}^+]^n [\text{I}]^1 \quad (8)$$

Logaritma persamaan (8), akan didapatkan sebagai (9).

$$\log (k_{\text{obs}}/[\text{I}]) = n \log [\text{H}^+] + \log k \quad (9)$$

Merujuk pada uraian diatas, desain percobaan yang dapat digunakan untuk mempelajari persamaan (2) dan (9) adalah dengan memvariasi konsentrasi  $\text{H}^+$  ketika dibuat berlebih terhadap  $\text{H}_2\text{O}_2$  dengan  $\text{I}^-$  dibuat tetap.

Berikutnya adalah mengenai kemungkinan kedua yaitu mekanisme reaksi Levine, hukum laju mekanisme reaksi ini yang berupa pecahan dapat dipelajari dari dapat tidaknya reaksi berorder 0 atau 1 terhadap  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Persamaan (5) mengisyaratkan ketika  $\text{H}_2\text{O}_2$  cukup besar hingga nilai  $k_{-1}$  cukup kecil dibandingkan  $k_2[\text{H}_2\text{O}_2]$ , hukum laju (5) akan dapat teramati berorder 0 terhadap  $\text{H}_2\text{O}_2$  sebagai (10).

$$V = k_1 [\text{H}^+][\text{I}^-] \quad (10)$$

Adapun ketika  $\text{H}_2\text{O}_2$  cukup kecil hingga  $k_2[\text{H}_2\text{O}_2]$  dapat diabaikan terhadap  $k_{-1}$ , hukum laju (5) dapat teramati berorder 1 terhadap  $\text{H}_2\text{O}_2$  sebagai (11).

$$V = (k_1 k_2 / k_{-1}) \times [\text{H}_2\text{O}_2][\text{H}^+][\text{I}^-] \quad (11)$$

Hal ini kemudian dapat digunakan sebagai pembuktian terhadap mekanisme reaksi ini.

Pembuktian selanjutnya adalah mengenai kemungkinan ketiga. Hukum laju (6) secara teoritis dapat ditinjau dari hasil pembuktian 2 kemungkinan sebelumnya. Apabila hukum laju terbukti merupakan penjumlahan sesuai hukum laju (1) ketika  $\text{H}_2\text{O}_2$  berorder 1. Hukum laju (6) diperkirakan adalah sebagai (1) pada keadaan ini, sehingga dari *intercept* persamaan (1) akan didapatkan nilai  $k_b$  percobaan. Berikutnya apabila hukum laju terbukti dapat berorder 0 terhadap  $\text{H}_2\text{O}_2$ , maka akan dikaji apakah nilai  $k_{\text{obs}}$  dapat dipengaruhi oleh  $\text{H}_2\text{O}_2$  atau tidak ketika konsentrasi  $\text{H}^+$  cukup tinggi. Penalarannya adalah sebagai berikut, pada keadaan  $\text{H}^+$  tinggi, hukum laju yang berupa pecahan dalam (6) akan relatif lebih dominan terhadap hukum laju order 2 nya sehingga ketika  $\text{H}_2\text{O}_2$  berorder 0 hukum lajunya diperkirakan adalah sebagai (12).

$$V = k_1 [\text{H}^+][\text{I}^-] + k_b [\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-] \quad (12)$$

Dengan  $k_{\text{obs}}$  ketika  $\text{H}_2\text{O}_2$  berorder 0 akan bernilai:

$$k_{\text{obs}} = k_1 [\text{H}^+][\text{I}^-] + k_b [\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-] \quad (13)$$

Dengan variasi konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$  pada daerah  $\text{H}_2\text{O}_2$  teramati berorder 0, *slope*  $k_{\text{obs}}/[\text{I}^-]$  vs  $\text{H}_2\text{O}_2$  dari persamaan (13) merupakan  $k_b$ . Apabila hukum laju (6) benar, maka nilai  $k_b$  dari 2 perhitungan persamaan (2) dan (13) adalah dekat.

## Metode Penelitian

Penelitian disusun menggunakan metode isolasi dengan menggunakan  $\text{H}_2\text{O}_2$  sebagai pembatas reaksi. Konsentrasi  $\text{H}^+$  dan  $\text{I}^-$  adalah dibuat berlebih terhadap pembatas reaksi. Pengolahan data hasil percobaan adalah menggunakan metode integral. Laju reaksi diikuti dari laju bertambahnya produk yang diwakili dari absorbansi  $\text{I}_3^-$  menggunakan instrument spektrofotometer *Shimadzu UV mini-1240* dengan mode *photometri* pada panjang gelombang 352 nm. Temperatur ruang dimana reaksi dilakukan adalah berkisar 28-30°C. Adapun bahan-bahan yang digunakan dalam penelitian ini adalah  $\text{H}_2\text{O}_2$  dan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  serta KI dengan *grade pro analyst* buatan Merck.

## Hasil dan Pembahasan

Hasil-hasil yang dipaparkan dalam penelitian ini adalah menggunakan faktor  $2,4 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$  untuk konversi dari absorbansi menjadi molaritas. Nilai ini merupakan absoptivitas molar  $\text{I}_3^-$  yang telah ditentukan sebelumnya melalui percobaan.

Perhitungan terhadap hasil percobaan konsentrasi awal  $\text{H}^+$   $2,0 \times 10^{-1} \text{ M}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$   $1,0 \times 10^{-4} \text{ M}$  dan  $\text{I}^-$   $2,0 \times 10^{-2} \text{ M}$  menunjukkan reaksi berorder

1 terhadap  $H_2O_2$  sebagaimana ditunjukkan dari koefisien regresi dalam Tabel 1.

**Tabel 1.** Hasil perhitungan koefisien regresi persamaan order 0 dan 1 konsentrasi  $H_2O_2$   $1,0 \times 10^{-4}$  M dengan  $H^+$   $2,0 \times 10^{-1}$  dan  $I^-$   $2,0 \times 10^{-2}$  M

$H_2O_2$ ( $10^{-4}$ M)	Koefisien regresi order 0			Koefisien regresi order 1		
	Perc 1	Perc 2	Perc 3	Perc 1	Perc 2	Perc 3
1,0	-0,99959	-0,99887	-0,99928	-0,99965	-0,99995	-0,99983

Nilai koefisien regresi persamaan order 1 yang lebih mendekati -1 dibandingkan persamaan order 0 dalam Tabel 1. menunjukkan reaksi lebih memenuhi berorder 1 terhadap  $H_2O_2$  ketika konsentrasi awal  $1,0 \times 10^{-4}$  M. Variasi konsentrasi  $H^+$  dengan konsentrasi awal  $H_2O_2$   $1,0 \times 10^{-4}$  M didapatkan mempengaruhi laju reaksi sebagaimana ditunjukkan dalam Tabel 2.

**Tabel 2.** Nilai konstanta laju teramati pada variasi konsentrasi  $H^+$

No.	$H^+ / 10^{-1}$ M	$I^- / 10^{-2}$ M	$H_2O_2 / 10^{-4}$ M	Order $H_2O_2$	$k_{obs} / s^{-1}$
1	2,0	2,0	1,0	1	$1,4 \times 10^{-3}$
2	1,6	2,0	1,0	1	$1,3 \times 10^{-3}$
3	1,2	2,0	1,0	1	$1,1 \times 10^{-3}$
4	0,8	2,0	1,0	1	$8,8 \times 10^{-4}$
5	0,4	2,0	1,0	1	$6,7 \times 10^{-4}$
6	0,2	2,0	1,0	1	$5,1 \times 10^{-4}$
7	1,2	1,0	1,0	1	$5,7 \times 10^{-4}$

Point 1-6 Tabel 2. menunjukkan nilai  $k_{obs}$  dipengaruhi oleh konsentrasi  $H^+$ . Penurunan nilai  $k_{obs}$  menjadi setengah kalinya ketika  $I^-$  diturunkan menjadi setengah kali pada point 3 dan 7. Tabel 2. menunjukkan  $I^-$  pada keadaan ini berorder 1. Dengan mengetahui bahwa  $H_2O_2$  dan  $I^-$  berorder 1, perhitungan hubungan  $k_{obs}$  dengan konsentrasi  $H^+$  menggunakan persamaan (2) dan (9) dapat dilakukan.

Hasil perhitungan data point 1-6 Tabel 2. menggunakan persamaan (2) dan (9) ditunjukkan dalam Tabel 3.

**Tabel 3.** Hasil perhitungan terhadap hubungan  $k_{obs}$  dengan  $[H^+]$

	$(k_{obs}[I^-] \text{ vs } [H^+] \dots (2))$	$\text{Log}(k_{obs}[I^-] \text{ vs } \text{Log } [H^+] \dots (9))$
Regresi	0,992	0,997
Slope	$2,5 \times 10^{-1}$	$4,5 \times 10^{-1}$
Intercept	$2,3 \times 10^{-2}$	-0,8

Koefisien regresi persamaan (9) yaitu 0,997 adalah lebih baik dibandingkan persamaan (2) dengan 0,992. Hal ini menunjukkan hukum laju reaksi lebih mungkin sebagai bukan penjumlahan. Menilik pada order reaksi  $H^+$  yang ditunjukkan sebagai *slope* persamaan (9),  $H^+$  diisyaratkan berorder 0,5. Order reaksi 0,5 terhadap suatu pereaksi umumnya adalah menunjukkan pereaksi tersebut mengalami reaksi disosiasi. Seandainya  $H^+$  dinyatakan berorder 0,5 maka reaksi disosiasi seperti apakah yang mungkin untuk  $H^+$ . Berdasarkan hal ini, reaksi lebih disukai memiliki hukum laju penjumlahan. Hal ini pula yang mungkin

mendasari lebih diusulkannya hukum laju berupa penjumlahan oleh Liebhafsky dan Mohammad (5). Selanjutnya, apabila hukum laju merupakan penjumlahan, maka nilai  $k_b$  percobaan yang ditunjukkan sebagai *intercept* grafik persamaan (2) adalah sebesar  $2,3 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  sebagaimana ditunjukkan dalam Tabel 3.

Hasil perhitungan data percobaan dengan konsentrasi  $H_2O_2$  dinaikkan menjadi lebih besar yaitu  $2,0 \times 10^{-2}$  M ditunjukkan dalam Tabel 4.

**Tabel 4.** Hasil perhitungan percobaan  $H_2O_2$   $2,0 \times 10^{-4}$  M;  $H^+$   $2,0 \times 10^{-1}$  M dan  $I^-$   $2,0 \times 10^{-2}$  M pada reaksi kurang dari dan lebih dari 150 detik

Waktu Reaksi	Koefisien regresi order 0			Koefisien regresi order 1		
	Perc 1	Perc 2	Perc 3	Perc 1	Perc 2	Perc 3
< 150 detik	-0,99997	-0,99994	-0,99595	-0,99960	-0,99986	-0,99425
≥ 150 detik	-0,99967	-0,99960	-0,99921	-0,99988	-0,99972	-0,99963

Berdasarkan hasil yang dipaparkan dalam Tabel 4. didapatkan reaksi dapat berorder 0 atau 1 terhadap  $H_2O_2$ . Pada 150 detik awal reaksi,  $H_2O_2$  teramati berorder 0. Adapun pada waktu reaksi yang lebih lama didapatkan reaksi berorder 1 terhadap  $H_2O_2$  sebagaimana ditunjukkan dari nilai koefisien regresinya yang lebih mendekati -1. Koefisien regresi persamaan order 0 dan 1 dalam Tabel 4. menunjukkan perbedaan nilai yang cukup dekat baik ketika  $H_2O_2$  teramati berorder 0 maupun 1. Hal ini menunjukkan profil perubahan konsentrasi pada daerah perubahan ordernya adalah tidak secara ekstrim.

Pembuktian lebih lanjut untuk menguatkan bahwa  $H_2O_2$  benar dapat berorder 0 adalah dengan menentukan order reaksi  $H_2O_2$  apabila konsentrasinya dinaikkan lebih dari  $2,0 \times 10^{-4}$  M. Hasil perhitungan data percobaan menggunakan persamaan order 0 dan 1 pada variasi konsentrasi  $H_2O_2$  adalah ditunjukkan dalam Tabel 5.

**Tabel 5.** Hasil perhitungan koefisien regresi persamaan order 0 dan 1 variasi konsentrasi  $H_2O_2$  dengan  $H^+$   $2,0 \times 10^{-1}$  M dan  $I^-$   $2,0 \times 10^{-2}$  M

$H_2O_2$ ( $10^{-4}$ M)	Koefisien regresi order 0			Koefisien regresi order 1		
	Perc 1	Perc 2	Perc 3	Perc 1	Perc 2	Perc 3
6,0	-0,99994	-0,99997	-0,99991	-0,99682	-0,99688	-0,99622
5,0	-0,99994	-0,99951	-0,99991	-0,99813	-0,99564	-0,99832
4,0	-0,99988	-0,99992	-0,99978	-0,99884	-0,99879	-0,99904
3,0	-0,99991	-0,99997	-0,99996	-0,99951	-0,99946	-0,99947

Hasil perhitungan dalam Tabel 5. menunjukkan koefisien regresi persamaan order 0 lebih mendekati -1 dibandingkan persamaan order 1 ketika konsentrasi awal  $H_2O_2$  divariasi dari  $3,0 \times 10^{-4}$  M hingga  $6,0 \times 10^{-4}$  M. Hasil ini menguatkan bahwa  $H_2O_2$  dapat berorder 0 ketika konsentrasinya cukup besar sebagaimana telah dijelaskan sebelumnya.

Selain menunjukkan reaksi dapat berorder 0 terhadap  $H_2O_2$ , perubahan konsentrasi  $H_2O_2$



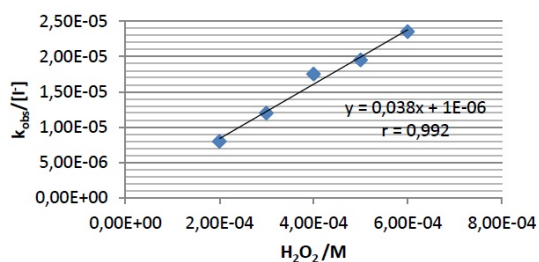
menjadi lebih besar juga mempengaruhi nilai  $k_{\text{obs}}$  percobaan. Nilai  $k_{\text{obs}}$  percobaan yang didapatkan dari pembuktian hukum laju pecahan dirangkum dalam Tabel 6.

**Tabel 6.** Rangkuman hasil perhitungan percobaan variasi konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$

No	$\text{H}^+$ ( $10^{-1}$ M)	$\text{I}^-$ ( $10^{-2}$ M)	$\text{H}_2\text{O}_2$ ( $10^{-4}$ M)	Order $\text{H}_2\text{O}_2$	$k_{\text{obs}}$
1	2,0	2,0	6,0	0	$4,7 \times 10^7 \text{ M.s}^{-1}$
2	2,0	2,0	5,0	0	$3,9 \times 10^7 \text{ M.s}^{-1}$
3	2,0	2,0	4,0	0	$3,5 \times 10^7 \text{ M.s}^{-1}$
4	2,0	2,0	3,0	0	$2,4 \times 10^7 \text{ M.s}^{-1}$
5	2,0	2,0	2,0	0/1	$1,6 \times 10^7 \text{ M.s}^{-1} / 2,4 \times 10^3 \text{ s}^{-1}$

Point 1-5 Tabel 6. menunjukkan nilai  $k_{\text{obs}}$  percobaan ketika  $\text{H}_2\text{O}_2$  berorder 0 adalah dipengaruhi oleh konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Hasil ini adalah berbeda dari hukum laju pecahan mekanisme reaksi Levine yang secara teoritis seharusnya nilai  $k_{\text{obs}}$  tidak dipengaruhi oleh  $\text{H}_2\text{O}_2$  (10). Atas dasar hal ini, kajian terhadap hukum laju dilanjutkan terhadap kemungkinan ketiga.

Plot grafik  $k_{\text{obs}}/[\text{I}^-]$  vs konsentrasi  $\text{H}_2\text{O}_2$  (13) dari data point 1-4 dan 5 awal reaksi dalam Tabel 6. ditunjukkan dalam Gambar 1.



**Gambar 1.** Hubungan  $k_{\text{obs}}/[\text{I}^-]$  vs  $\text{H}_2\text{O}_2$  persamaan (13)

Koefisien regresi plot grafik diatas didapatkan 0,992. Slope grafik dalam Gambar 1. yang merupakan nilai  $k_b$  didapatkan  $3,8 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$ . Nilai  $k_b$  ini adalah cukup dekat apabila dibandingkan nilai  $k_b$  yang didapatkan dari plot persamaan (2) sebesar  $2,3 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$ .

Apabila hukum laju (6) benar, maka nilai  $k_1$  dan  $k_2$  dapat ditentukan. Dengan mengetahui  $\text{pK}_a$  HI 10,5 (7) dan  $k_1$  bernilai  $5,0 \times 10^{-6} \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$ ,  $k_1$  dan  $k_2$  didapatkan masing-masing bernilai

$1,6 \times 10^{-16} \text{ s}^{-1}$  dan  $8,0 \times 10^{-12} \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$ . Nilai  $k_2$  [ $2,0 \times 10^{-4}$ ] didapatkan sebesar  $1,6 \times 10^{-15} \text{ s}^{-1}$ , nilai ini adalah sedikit lebih besar dibandingkan  $k_1$ . Hal ini menjelaskan mengapa perubahan order reaksi  $\text{H}_2\text{O}_2$  dari 0 menjadi 1 dapat teramati pada percobaan dengan konsentrasi awal  $\text{H}_2\text{O}_2$   $2,0 \times 10^{-4} \text{ M}$  sebagaimana ditunjukkan dari hasil percobaan. Dengan demikian, hukum laju gabungan (6) adalah sesuai dengan hasil percobaan.

### Simpulan

Hasil percobaan dan uraian diatas menunjukkan reaksi dapat memenuhi hukum laju penjumlahan dan hukum laju pecahan sehingga disimpulkan reaksi memenuhi hukum laju gabungan yang lebih lanjut terbukti berdasarkan nilai konstanta laju hasil perhitungan.

### Daftar Pustaka

- Copper C.L. and E. Koubek. 1998. "A Kinetics Experiment To Demonstrate The Role of Catalyst in a Chemical Reaction". *Journal of Chemical Education*. Vol. 75. 87-90
- Ed Vitz. 2007. "A Student Laboratory Experiment Based on the Vitamin C Clock Reaction". *Journal of Chemical Education*. Vol. 84 No. 7 July 2007
- Hiskia, A. 1992. *Kimia Unsur dan Radiokimia*. Bandung: PT Citra Aditya Bakti
- Levine, I.N. 2009. *Physical Chemistry*. 6th Ed. Singapore: Mc Graw-Hill
- Liebhfasky, A.H. and A. Mohammad. 1933. "The Kinetics of the Reduction, in Acid Solution, of Hydrogen Peroxide by Iodide Ion". *J. Am. Chem. Soc.* 55. 3977
- Milenkovic, M.C. and D.R. Stanisavljev. 2011. "The Kinetics of Iodide Oxidation by Hydrogen Peroxide In Acid Solution". *Russian Journal of Physical Chemistry A*. 2011 Vol. 85. No. 13: 2279-2282
- Sattsangi, P.D. 2011. "A Microscale Approach to Chemical Kinetics in the General Chemistry Laboratory: The Potassium Iodide Hydrogen Peroxide Iodine-Clock Reaction". *J. Chem. Educ.* 2011. 88 (2): 184-188