

LAPORAN PRAKTIKUM KIMIA DASAR (KI-1111)
PERCOBAAN II
REAKSI-REAKSI KIMIA DAN STOIKIOMETRI

Tanggal Percobaan : 5 Oktober 2006
Shift : Kamis Pagi
Kelompok : 4.3. A

Disusun Oleh :
Aulia Qiranawangsih (16606227)
Fanny Hapsari Utomo Putri (16606232)

Asisten :
Widya



Institut Teknologi Bandung

LABORATORIUM KIMIA DASAR
DEPARTEMEN KIMIA
Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam
INSTITUT TEKNOLOGI BANDUNG
2006

REAKSI-REAKSI KIMIA

DAN

STOIKIOMETRI

I. TUJUAN PERCOBAAN

1. Untuk memahami berbagai reaksi kimia berdasarkan perubahan yang terjadi.
2. Untuk mengetahui karakteristik tiap tipe reaksi kimia.
3. Untuk menentukan stoikiometri reaksi kimia berdasarkan sifat fisik yang teramati pada reaksi kimia.

II. TEORI DASAR

Reaksi Kimia: dimana satu atau atau lebih zat berubah menjadi zat-zat baru yang sifat-sifatnya berbeda dibandingkan dengan zat-zat penyusunnya sebelumnya.

Reaksi kimia secara umum dapat dibagi menjadi 2 kelompok besar, yaitu reaksi asam-basa dan reaksi redoks. Secara garis besar, terdapat perbedaan yang mendasar antara kedua jenis reaksi tersebut, yaitu pada reaksi redoks terjadi perubahan bilangan oksidasi (biloks), sedangkan pada reaksi asam-basa tidak ada perubahan biloks. Kedua kelompok reaksi kimia ini dapat dikelompokkan ke dalam 4 tipe reaksi: Sintesis, Dekomposisi, Penggantian Tunggal, dan Penggantian Ganda.

- Reaksi Sintesis: reaksi dimana dua atau lebih zat membentuk suatu zat tunggal dalam suatu reaksi kimia (=reaksi kombinasi, reaksi komposisi).
 - *Unsur + Unsur → Senyawa* , misal: $Fe + S \rightarrow FeS$
 - *Senyawa + Senyawa → Seny.yangLebihKompleks* , misal: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
- Reaksi Dekomposisi: reaksi yang menghasilkan dua atau lebih zat yang terbentuk dari suatu zat tunggal.
 - *Senyawa → DuaAtauLebihZatYangLebihSederhana* , misal: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$

- Reaksi Penggantian Tunggal (Single Replacement): reaksi dimana suatu unsur menggantikan unsur lainnya, misal: $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
- Reaksi Penggantian Ganda (Double Replacement): reaksi dimana ion-ion positif dari dua senyawa saling dipertukarkan, misal: $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2H_2O + MgSO_4$

Stoikiometri beberapa reaksi dapat dipelajari dengan mudah, salah satunya dengan metode JOB atau metode Variasi Kontinu, yang mekanismenya yaitu dengan dilakukan pengamatan terhadap kuantitas molar pereaksi yang berubah-ubah, namun molar totalnya sama. Sifat fisika tertentu (massa, volume, suhu, daya serap) diperiksa, dan perubahannya digunakan untuk meramal stoikiometri sistem. Dari grafik aliran sifat fisik terhadap kuantitas pereaksi, akan diperoleh titik maksimal atau minimal yang sesuai titik stoikiometri sistem, yang menyatakan perbandingan pereaksi-pereaksi dalam senyawa.

Perubahan kalor pada reaksi kimia bergantung jumlah pereaksinya. Jika mol yang bereaksi diubah dengan volume tetap, stoikiometri dapat ditentukan dari titik perubahan kalor maksimal, yakni dengan mengalurkan kenaikan temperatur terhadap komposisi campuran.

III. CARA KERJA

Percobaan 1

Bagian I

Pertama-tama 5 mL larutan tembaga (II) sulfat ($CuSO_4$) ditempatkan dalam tabung reaksi bersih, lalu ditambahkan sepotong logam magnesium (Mg) ke dalamnya. Hasil reaksi segera setelah penambahan Mg serta hasil reaksi setelah 5 menit setelahnya diamati dengan seksama. Langkah selanjutnya, 5 mL larutan asam hidroklorida (HCl) ditempatkan dalam tabung reaksi, lalu ditambahkan sekeping logam seng (Zn) ke dalamnya. Setelah itu, hasil reaksi segera setelah penambahan Zn serta hasil reaksi 5 menit setelahnya diamati lagi dengan seksama. Berikutnya, 5 mL larutan perak nitrat ($AgNO_3$) ditempatkan dalam tabung reaksi, lalu ditambahkan sepotong logam tembaga (Cu). Hasil reaksi segera setelah penambahan Cu serta hasil reaksi setelah 5 menit setelahnya diamati lagi dengan

seksama. Ketiga reaksi di atas dibandingkan dan diklasifikasikan tipe reaksinya, lalu persamaan reaksi yang terjadi dituliskan pada lembar pengamatan.

Bagian II

Larutan barium klorida (BaCl_2) sebanyak 3 mL dituangkan ke dalam tabung reaksi, lalu ditambahkan larutan natrium sulfat (Na_2SO_4) sebanyak 3 mL, kemudian diamati. Selanjutnya, 5 mL larutan timbal nitrat 0,1 M ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) dituangkan ke dalam tabung reaksi, lalu ditambahkan larutan kalium iodida 0,1 M (KI) sebanyak 5 mL, kemudian diamati. Kedua reaksi di atas dibandingkan dan diklasifikasikan tipe reaksinya, lalu persamaan reaksi yang terjadi dituliskan pada lembar pengamatan.

Bagian III

Padatan tembaga (II) sulfat pentahidrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) sebanyak 1 sendok spatula dimasukkan bersamaan dengan 1 sendok padatan KI ke dalam tabung Erlenmeyer. Labu digoyangkan, lalu diamati. Berikutnya, beberapa butir $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dilarutkan di dalam sekitar 5 mL air dalam tabung reaksi. Di tempat terpisah, beberapa butir KI juga dilarutkan dalam 5 mL air dalam tabung reaksi yang lain. Setelah itu, larutan $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dituangkan ke dalam tabung reaksi berisi larutan KI, lalu diamati. Kedua prosedur di atas dibandingkan, dibuat kesimpulannya, lalu diklasifikasikan tipe reaksinya.

Bagian IV

Percobaan ini dilakukan di lemari asam. Larutan 3 % hidrogen peroksida (H_2O_2) dimasukkan dengan hati-hati ke dalam tabung reaksi, kemudian ditambahkan seujung sendok kecil KI, lalu diamati dan diklasifikasikan tipe reaksinya, serta ditentukan apakah reaksi tersebut endoterm atau eksoterm.

Bagian V

Larutan kalium kromat (K_2CrO_4) 0,1 M masing-masing sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam 2 tabung reaksi. Larutan HCL 1 M ditambahkan ke dalam tabung pertama, dan ke dalam tabung lainnya ditambahkan larutan NaOH 1 M. Kedua larutan disimpan untuk dibandingkan dengan larutan pada prosedur selanjutnya. Larutan kalium dikromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) 0,1 M masing-masing sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam 2 tabung reaksi, lalu diperlakukan seperti prosedur sebelumnya. Kedua larutan dari prosedur yang pertama dan kedua dibandingkan dan ditarik kesimpulanya.

Bagian VI

Ke dalam campuran 1 mL asam oksalat ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) 0,1 M dan 2 tetes H_2SO_4 2 M ditetaskan larutan KMnO_4 0,05 M tetes demi tetes sambil dikocok. Larutan KMnO_4 ditetaskan terus hingga warnanya tidak hilang lagi. Selanjutnya, ke dalam 1 mL larutan besi(II)(Fe^{2+}) dan 2 tetes H_2SO_4 2 M ditetaskan larutan KMnO_4 0,05 M sambil dikocok. Kecepatan laju hilangnya warna KMnO_4 pada prosedur pertama dibandingkan dengan kecepatan laju hilangnya warna KMnO_4 pada prosedur kedua lalu diklasifikasikan kelompok reaksinya.

Percobaan 2

Bagian I: Stoikiometri CuSO_4 -NaOH

Larutan yang digunakan dalam percobaan ini adalah larutan CuSO_4 1 M dan larutan NaOH 2 M. Larutan NaOH sebanyak 40 mL dimasukan ke dalam gelas kimia dan dicatat temperaturnya. Kemudian, larutan CuSO_4 sebanyak 10 mL ditambahkan ke dalamnya sambil diaduk. Temperatur larutan CuSO_4 harus diatur dengan sama dengan temperature larutan NaOH dalam gelas kimia. Percobaan ini diulangi dengan menggunakan 20 mL larutan NaOH dan 30 mL larutan CuSO_4 , 10 mL larutan NaOH dan 40 mL larutan CuSO_4 , serta 30 mL larutan NaOH dan 20 mL larutan CuSO_4 .

Bagian II: Stoikiometri Asam Basa

Larutan NaOH 1 M dimasukkan berturut-turut sebanyak 5, 10, 15, 20, 25, dan 30 mL ke dalam 5 buah gelas kimia. Selain itu, larutan HCl 1 M dimasukkan pula berturut-turut sebanyak 5, 10, 15, 20, 25, dan 30 mL ke dalam 5 buah gelas kimia. Temperatur dari tiap macam larutan diukur, dicetak, kemudian diambil harga rata-ratanya (T_M). Setelah itu kedua macam larutan ini dicampurkan dengan sedemikian rupa, sehingga volume campuran larutan asam dan basa ini selalu tetap yaitu 30 mL. Perubahan temperatur yang terjadi selama pencampuran ini diamati dan dicatat sebagai temperatur akhir (T_A). T dihitung dengan rumusan $T = T_A - T_M$. Dengan demikian diperoleh harga T untuk setiap kali pencampuran larutan asam dan basa selanjutnya. Setelah itu, dibuat grafik antara T (sumbu Y) dan volume asam basa (sumbu X) sehingga dapat ditentukan stoikiometri reaksi asam basanya dari grafik tersebut.

Percobaan yang sama dilakukan terhadap campuran NaOH 1 M dan H_2SO_4 1 M, setelah itu diamati perbedaannya dan dibandingkan terhadap percobaan sebelumnya.

IV. DATA PENGAMATAN

a. Reaksi kimia

Bagian I

No.	Prosedur	Pengamatan dan Penjelasan
1	$CuSO_4(aq) + Mg(s)$	Larutan $CuSO_4$ berwarna biru, Mg berwarna perak, sedangkan $MgSO_4$ tidak berwarna (bening). Setelah dimasukan Mg ke dalam larutan selama ± 5 menit, terdapat lapisan endapan hitam yaitu endapan Cu disertai gelembung-gelembung kecil.
2	$HCl(aq) + Zn(s)$	Larutan HCL tidak berwarna (bening), Zn berwarna abu-abu. Setelah Zn dimasukan ke dalam larutan HCL hanya terbantuk

		gelembung-gelembung kecil saja, dan tidak terjadi perubahan warna
3	$\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$	Larutan AgNO_3 tidak berwarna (bening), logam Cu berwarna merah kecoklatan . Setelah logam Cu dimasukkan ke dalam larutan AgNO_3 dan diamati beberapa menit ,menghasilkan endapan berbentuk kristal berwarna perak.

Bagian II

No.	Prosedur	Pengamatan dan Penjelasan
1	$\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	Setelah kedua larutan dicampurkan,terjadi perubahan warna dari bening menjadi putih keruh dan lama kelamaan terbentuk endapan putih dan larutan diatasnya menjadi putih kapur. Pada reaksi ini terjadi perubahan suhu.
2	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{KI}(\text{aq})$	Setelah kedua larutan dicampurkan, terjadi perubahan warna larutan menjadi berwarna kuning. Setelah agak lama terbentuk endapan kuning dan larutan di atas endapan menjadi kuning. Pada reaksi ini terjadi perubahan suhu.

Bagian III

No	Prosedur	Pengamatan dan Penjelasan
1	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{KI}(\text{s})$	KI padat sebelumnya berwarna putih, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ awalnya berwarna biru. Setelah dicampurkan, KI padat berubah warna menjadi coklat lalu hitam kecoklatan. Sedangkan CuSO_4 menjadi berwarna perak. Perubahan warna menunjukkan terjadinya reaksi.
2	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{KI}(\text{aq})$	Larutan CuSO_4 berwarna biru, larutan KI berwarna putih. Setelah kedua larutan dicampurkan terdapat perubahan warna menjadi coklat di bagian atas larutan dan lama-kelamaan terdapat endapan berwarna kuning.
3	Kesimpulan kedua	Persamaan reaksi:

	prosedur	$4\text{KI}(\text{aq}) + 2\text{CuSO}_4(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{CuI}(\text{s}) + \text{I}_2(\text{s})$ <p>Tipe reaksi : reaksi penggantian ganda</p>
--	----------	--

Bagian IV

No	Prosedur	Pengamatan dan Penjelasan
1	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{KI}$	Larutan berwarna bening setelah dimasukan padatan KI terbentuk larutan berwarna kekuningan dan menghasilkan gelembung-gelembung gas. Setelah beberapa menit, warna kuning memudar dan gelembung gasnya hilang.

Bagian V

No.	Prosedur	Persamaan Reaksi dan Pengamatan
1	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \text{HCl}$	$2 \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4(\text{aq}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq}) + 2\text{KCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ <p>Kuning Bening Oranye</p>
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \text{NaOH}$	$\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow$ tidak terjadi reaksi <p>Kuning Bening Kuning</p>
2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq}) + \text{HCl}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow$ tidak terjadi reaksi <p>Oranye Bening Oranye</p>
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaOH}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{Na}(\text{s})$ <p>Oranye Bening Kuning</p>

Bagian VI

No	Prosedur	Persamaan Reaksi dan Pengamatan
1	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) +$	$2\text{MnO}_4^{4-}(\text{aq}) + 5(\text{COO})_2^{2-} + 16\text{H}^+ \longrightarrow 10\text{CO}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$

	KMnO ₄ (aq)	Larutan H ₂ C ₂ O ₄ +H ₂ SO ₄ jernih, setelah ditambah KMnO ₄ langsung berwarna ungu. Tetapi lama kelamaan berwarna agak merah muda.
2	Fe ²⁺ (aq) + H ₂ SO ₄ (aq) + KMnO ₄ (aq)	$\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
		Larutan Fe ²⁺ + H ₂ SO ₄ jernih. Setelah ditambahkan 9 tetes KMnO ₄ terjadi endapan merah kecoklatan.

b. Stoikiometri

Bagian I : Stoikiometri Sistem CuSO₄ – NaOH

Larutan CuSO₄ berwarna biru sedangkan larutan NaOH tidak berwarna (bening).

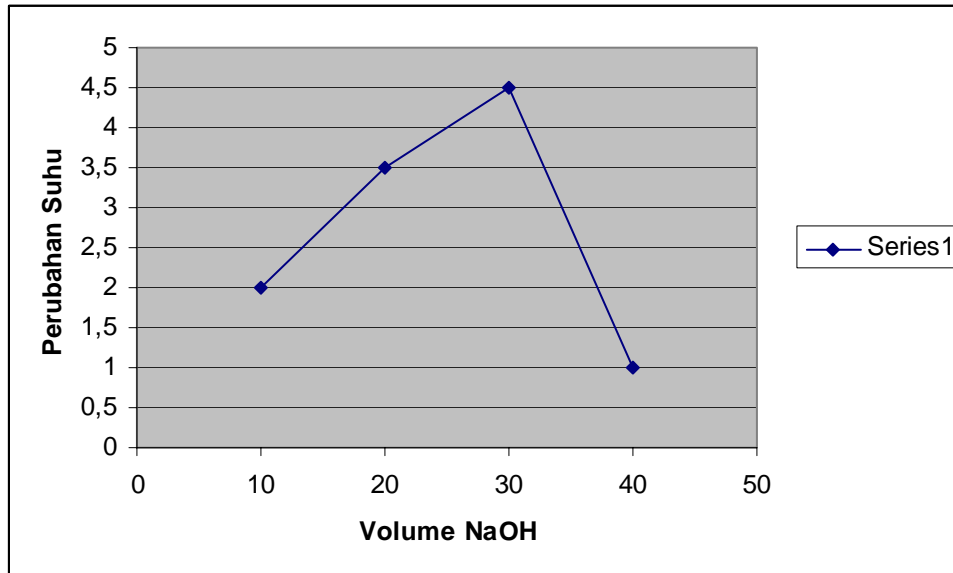
Bagian II : Stoikiometri Asam-Basa

Pada pencampuran NaOH dan HCl, baik larutan NaOH maupun larutan HCl tidak berwarna (bening). Setelah pencampuran tidak terjadi perubahan warna, namun terjadi perubahan suhu. Pada pencampuran NaOH dan H₂SO₄, baik larutan NaOH maupun larutan H₂SO₄ tidak berwarna (bening). Setelah pencampuran juga tidak terjadi perubahan warna, namun terjadi perubahan suhu.

V. PENGOLAHAN DATA

Bagian I : Stoikiometri sistem CuSO₄-NaOH

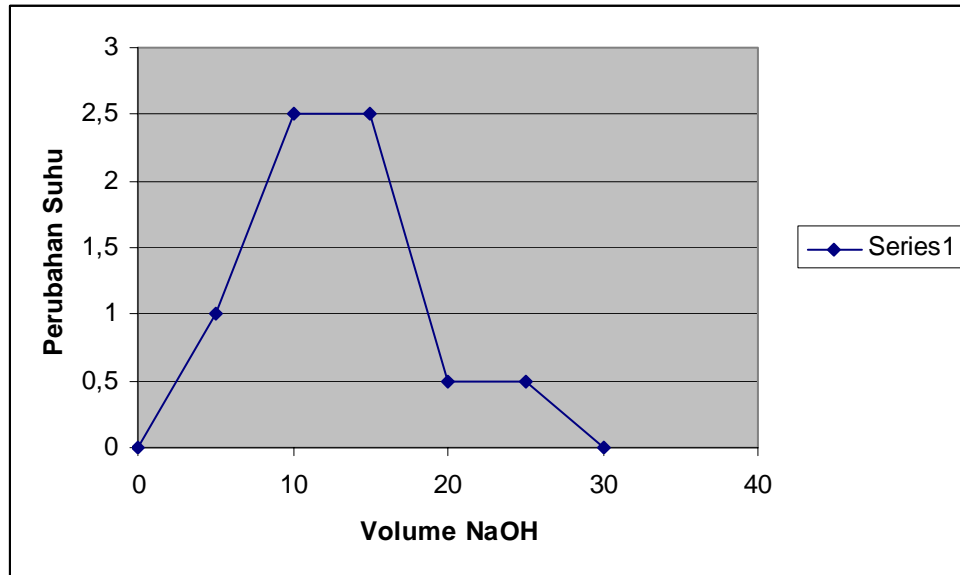
NaOH (mL)	CuSO ₄ (mL)	T _M (°C)	T _A (°C)	ΔT(°C)
40	10	27	28	1
20	30	26	29,5	3,5
10	40	26	28	2
30	20	26	30,5	4,5



Bagian II : Stoikiometri Asam-Basa

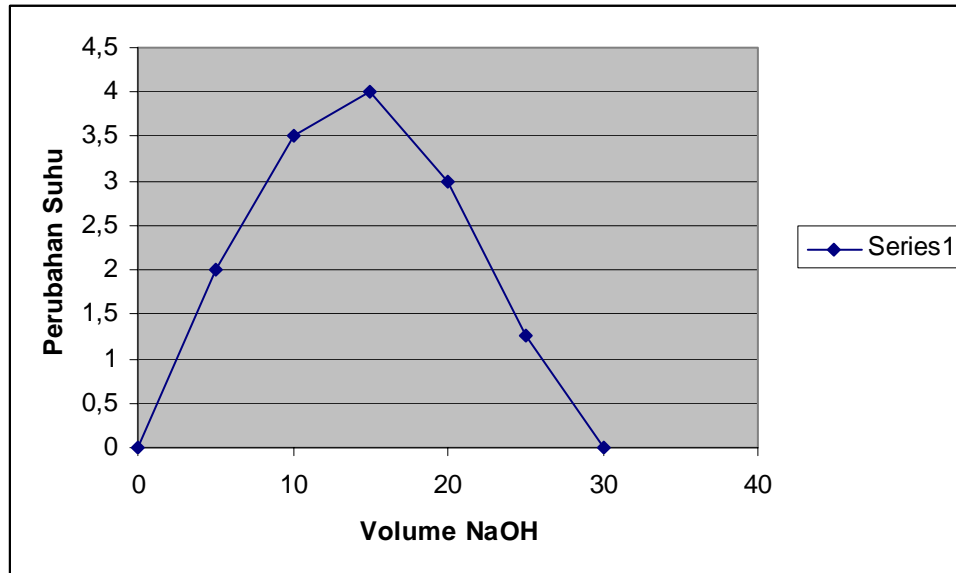
Sistem asam-basa NaOH-HCl

NaOH (mL)	HCl (mL)	T _M (°C)	T _A (°C)	ΔT(°C)
0	30	26	25	0
5	25	26	27	1
10	20	27,5	30	2,5
15	15	26,5	29	2,5
20	10	27,5	28	0.5
25	5	27,5	28	0.5
30	0	26	26	0



Sistem asam-basa NaOH- H₂SO₄

NaOH (mL)	H ₂ SO ₄ (mL)	T _M (°C)	T _A (°C)	ΔT(°C)
0	30	-	26	-
5	25	25,5	29	3,5
10	20	25,5	33	7,5
15	15	25	38	13
20	10	25,5	35	9,5
25	5	25,5	31	5,5
30	0	-	26	-



VI. PEMBAHASAN

PERCOBAAN 1

Bagian I :

- ❖ No. 1: $\text{CuSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Cu}$ (reaksi penggantian tunggal dan redoks)
 Reaksi ini dapat terjadi karena terdapat perbedaan potensial reduksi yang cukup signifikan antara logam-logam yang bereaksi pada reaksi kimia (dalam hal ini yaitu Cu dan Mg). Potensial reduksi Cu jauh lebih besar daripada Mg, sehingga logam Cu lebih mudah mengalami reduksi daripada Mg. Ini dapat kita lihat pada deret volta, bahwa logam Cu jauh berada di kanan Mg. Karena itu, logam yang potensial reduksinya lebih besar akan mengendap.
- ❖ No. 2: $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ (reaksi penggantian tunggal dan redoks)
 Reaksi ini dapat terjadi karena adanya perbedaan kelarutan antar senyawa (K_{sp}) sehingga senyawa yang kelarutannya lebih kecil mengendap.
- ❖ No. 3: $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ (reaksi penggantian tunggal dan redoks)
 Reaksi ini dapat terjadi karena adanya perbedaan kelarutan antar senyawa (K_{sp}) sehingga senyawa yang kelarutannya lebih kecil mengendap.

Bagian II :

- ❖ No. 1: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$ (reaksi penggantian ganda)
Reaksi ini dapat terjadi karena ion positif Ba^{2+} dan Na^+ melakukan reaksi silang sehingga menjadi 2 senyawa baru.
- ❖ No. 2: $\text{PbNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{PbI} + \text{KNO}_3$ (reaksi penggantian ganda)
Reaksi ini dapat terjadi karena ion positif Pb^+ dan K^+ melakukan reaksi silang sehingga menjadi 2 senyawa baru

Bagian III :

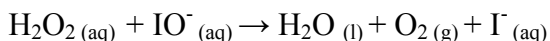
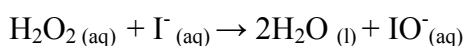
Tipe Reaksi : Reaksi Penggantian Ganda, Dekomposisi dan Redoks



Reaksi ini dapat terjadi karena adanya pereaksi pembatas yaitu KI.

Bagian IV:

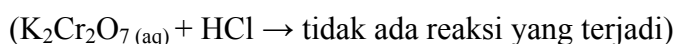
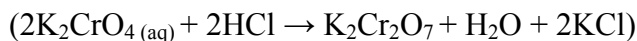
Reaksi Dekomposisi dan Autoredox



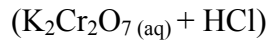
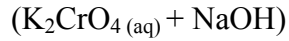
Reaksi ini dapat terjadi karena terbentuk 2 zat baru dari satu zat tunggal dan reaksi yang terjadi adalah reaksi eksoterm. Hal ini terbukti dengan meningkatnya suhu dari tabung reaksi tempat reaksi terjadi. Dengan kata lain, reaksi ini merupakan reaksi eksoterm karena menghasilkan kalor. Reaksi ini disebut juga reaksi dekomposisi karena pada akhirnya H_2O_2 menghasilkan H_2O dan O_2 , sedangkan I^- hanya berfungsi sebagai katalis saja.

Bagian V:

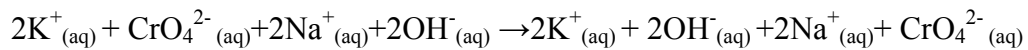
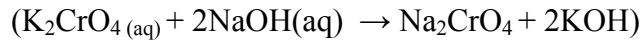
Reaksi Asam Basa



Pada pengamatan, tidak ditemukan perubahan untuk reaksi

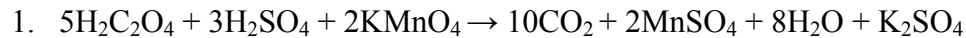


Dapat disimpulkan, terjadi reaksi metatesis yang tidak menghasilkan endapan. Dengan kata lain, semua ion-ion pada larutan ini telah terdisosiasi dan hanya menjadi ion-ion spektator.

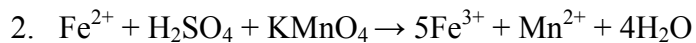


Tipe reaksi : reaksi pergantian ganda

Bagian VI



Larutan $H_2C_2O_4$ dan H_2SO_4 berwarna jernih bening. Setelah ditetesi $KMnO_4$ 3 tetes, warna berubah menjadi ungu. Selang waktu, warna ungu tersebut akan pudar dan menjadi warna *peach* muda.



Larutan Fe^{2+} dan H_2SO_4 berwarna jernih dan bening. Setelah ditetesi $KMnO_4$ sebanyak kurang lebih 11 tetes, terdapat endapan cokelat merah pada larutan (yaitu berupa karat, Fe^{3+}).

PERCOBAAN 2

Pada percobaan II (stoikiometri) bagian 2, percobaan ini dilakukan untuk mencari titik stoikiometri Asam-Basa. Berdasarkan data, titik stoikiometri dicapai pada saat volume kedua larutan sama, sehingga setelah pengolahan data, bisa didapatkan perbandingan koefisien reaksi dari kedua zat adalah sama yaitu 1 : 1.

VII. KESIMPULAN

Berdasarkan percobaan yang telah dilakukan di atas, dapat disimpulkan bahwa setiap reaksi kimia dapat dikelompokkan kedalam 4 tipe, yaitu; reaksi sintesis, dekomposisi, penggantian tunggal, dan penggantian ganda (metatesis).

Dengan percobaan yang dilakukan pada percobaan 2, dapat diketahui titik stoikiometri suatu reaksi. Misalnya pada percobaan stoikiometri 1 antara NaOH dan CuSO₄ dapat diketahui titik stoikiometrinya berdasarkan grafik yang dibuat antara volume (boleh volume NaOH ataupun CuSO₄) dan perubahan suhu yang menyertai reaksi tersebut. Begitu pula dengan reaksi stoikiometri yang lain, yaitu stoikiometri asam basa.

VIII. DAFTAR PUSTAKA

- Brady, James and Humiston, Gerard. 1975. *General Chemistry: Principles and Structure*. U.S.A: John Wiley and Sons, Inc.
- Parning, Mika, Marlan. 2002. *Penuntun Belajar Kimia 1A*. Jakarta: Yudhistira.
- Achmad, Hiskia. 2001. *Stoikiometri Energetika Kimia*. Bandung: PT Citra Aditya Bakti, hal. 31.
- S, Syukri. 1999. *Kimia Dasar 1*. Bandung: Penerbit ITB.