

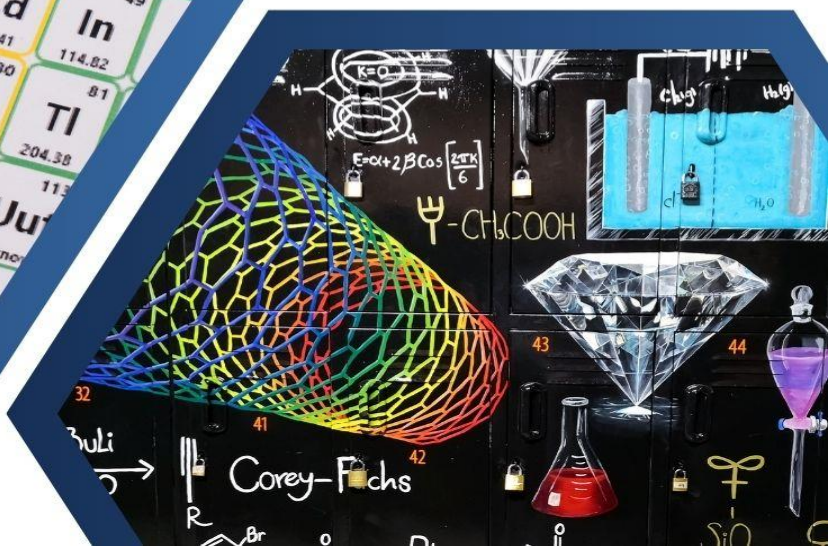
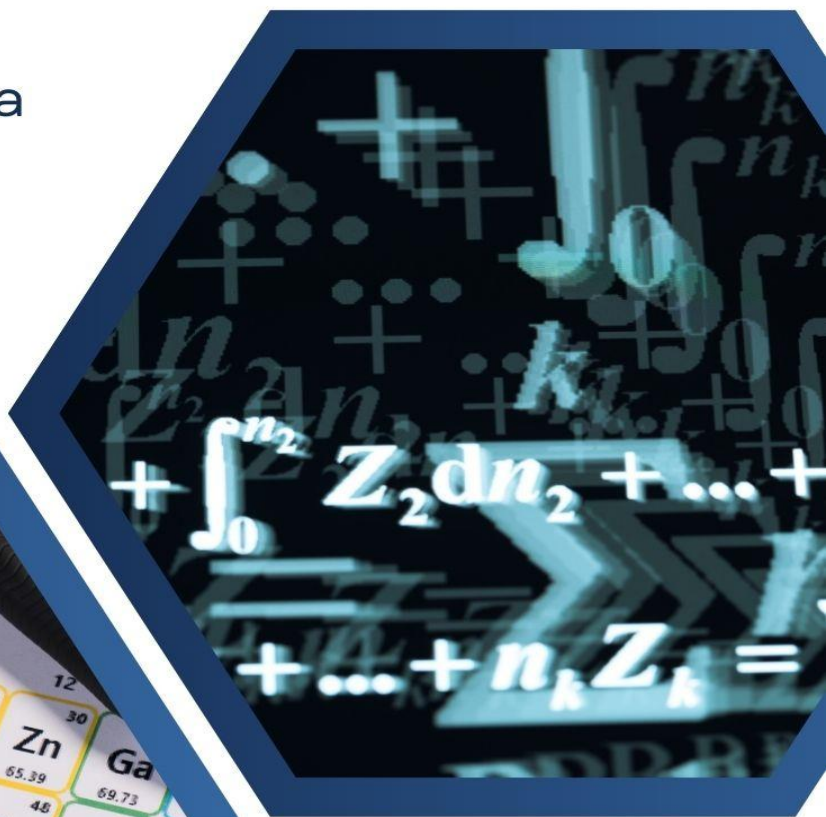
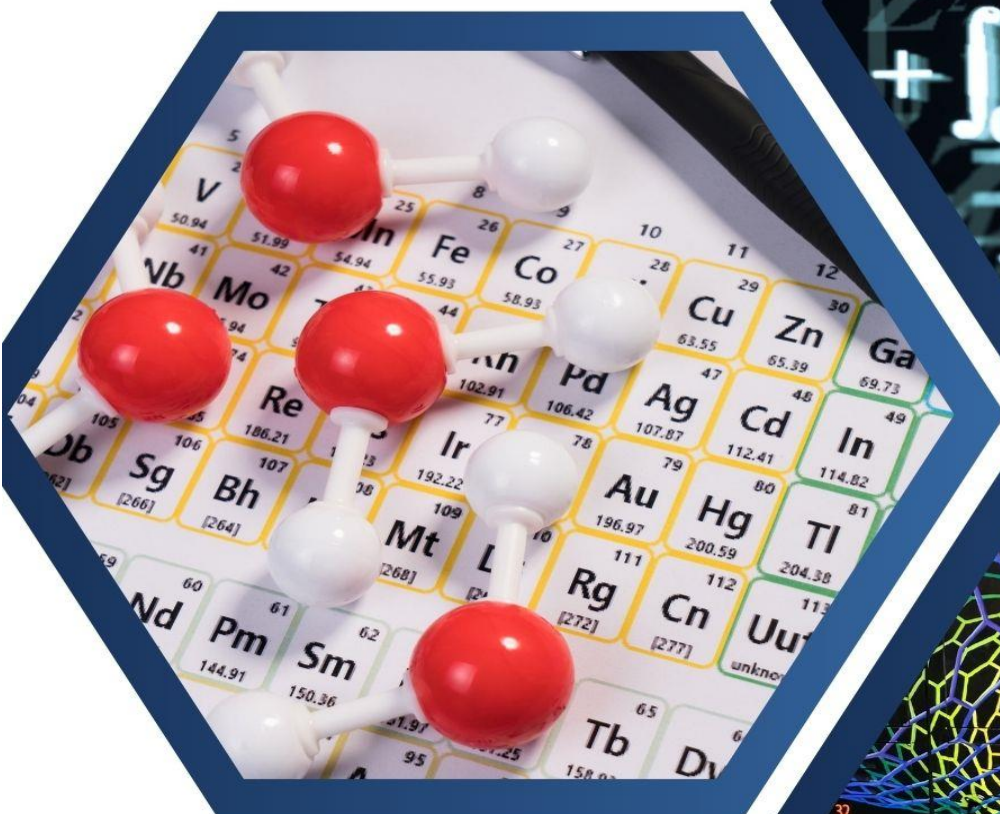
E-MAGAZINE

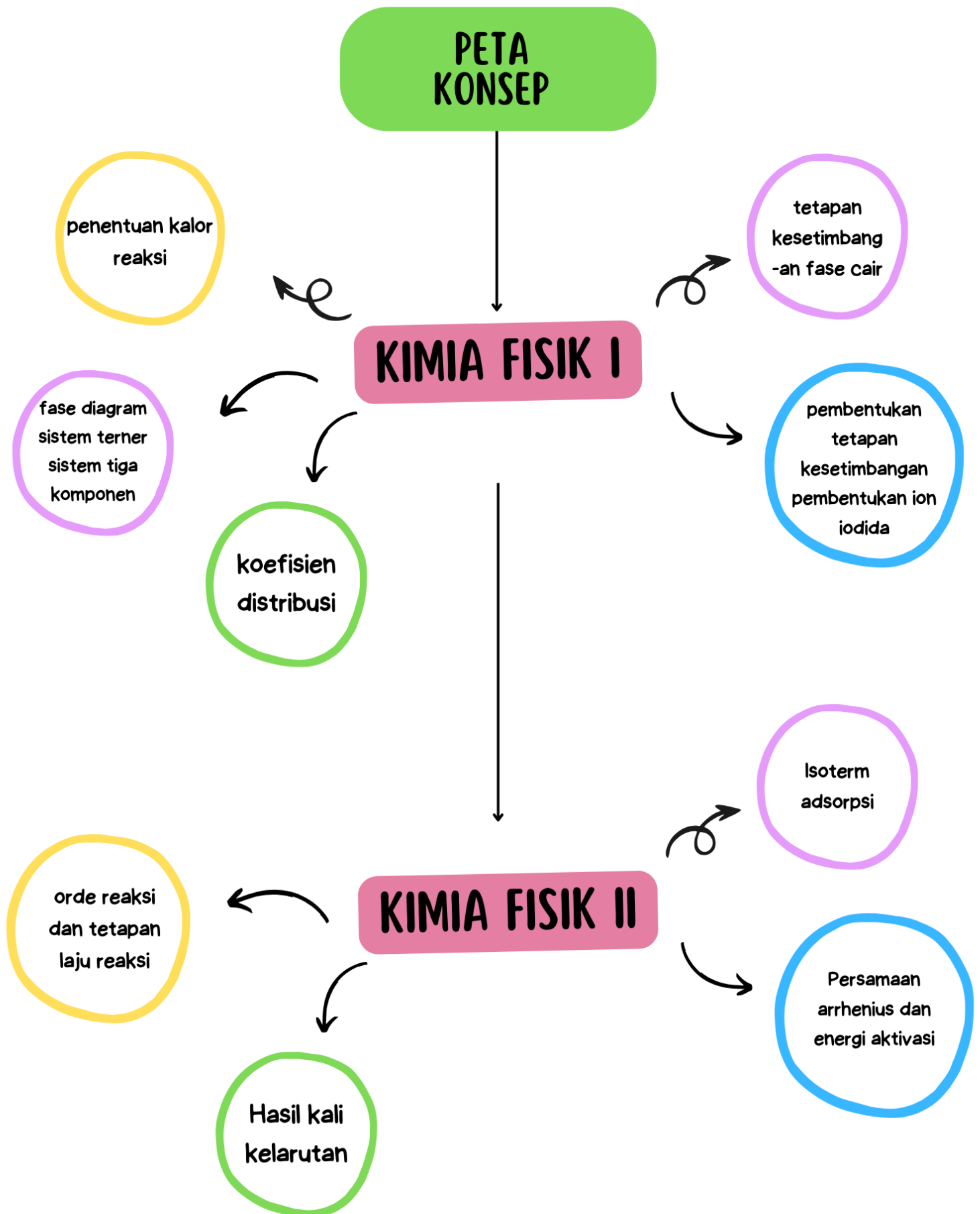
PHYSICAL

CHEMISTRY

Dibuat Oleh:

- Nabila Putri Khumaira
- Nasyrah Abbas
- Nurfitri Ramadhani





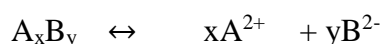
BAB I

PENENTUAN KALOR REAKSI

Termodinamika adalah cabang dari ilmu kimia yang mempelajari tentang kalor reaksi, yang merupakan pengukuran kalor yang menyertai reaksi kimia. Dalam termodinamika, reaksi yang membebaskan kalor disebut reaksi eksoterm, sedangkan reaksi yang menyerap kalor disebut reaksi endoterm. Contoh reaksi eksoterm adalah pembakaran gas alam dalam kompor, sedangkan contoh reaksi endoterm adalah beras yang berubah menjadi nasi. Reaksi eksoterm umumnya berlangsung lebih dramatis daripada reaksi endoterm. Jumlah kalor yang menyertai (dibebaskan atau diserap) suatu reaksi disebut kalor reaksi. Dalam termodinamika, kalor reaksi merupakan perubahan energi di dalam reaksi kimia yang berbentuk kalor. Pada umumnya, untuk dapat mendeteksi kalor dalam suatu benda bisa dengan mengukur suhu dari benda tersebut. Jika suhunya tinggi maka kalor di dalamnya juga besar, sebaliknya jika suhunya rendah maka jumlah kalornya pun sedikit. Alat yang dapat digunakan untuk mengukurnya disebut kalorimeter. Kalorimeter biasanya digunakan untuk menentukan kalor dari suatu zat. Ada dua jenis kalorimeter yang bisa kamu gunakan, yaitu kalorimeter tekanan tetap dan kalorimeter volume tetap (Subhan. 2013: 9).

Kesetimbangan kimia terjadi apabila laju reaksi maju dan laju reaksi balik sama besar dengan konsentrasi reaktan dari produk tidak lagi berubah seiring berjalannya waktu. Kesetimbangan kimia merupakan proses dinamik. Hal ini dapat diibaratkan dengan gerakan para pemain ski disuatu resor ski yang ramai, jumlah pemain ski yang naik gunung lama dengan yang turun berseluncur bersama. Jadi, walaupun ada perpindahan pemain ski, jumlah orang di atas dan di bawah tetap sama. Reaksi kesetimbangan kimia melibatkan zat – zat yang berbeda untuk reaktan dan juga produknya (Chang, 2005 :66).

Tetapan kesetimbangan untuk kesetimbangan gas dan larutan nonelektrolit dapat dinyatakan dengan konsentrasi dan hasilnya cukup baik untuk tekanan rendah dan konsentrasi rendah. Untuk larutan elektrolit penggantian aktivitas dengan konsentrasi tidak tepat, terutama dalam perhitungan – perhitungan kinetik dan electromotive force cell (emf cell). Untuk larutan elektrolit A_xB_y , ionisasinya dapat dituliskan sebagai berikut:



Aktivitas elektrolit sebagai keseluruhan a_2 , didefinisikan sebagai hasil kali aktivitas kation dan anion sebagai berikut:

$$a_2 = (a_+^x) (a_-^y).$$

Harga rata – rata geometri aktivitas larutan atau aktivitas rata – rata a_{\pm} :

$$a \pm : \sqrt[n]{a_2} = \sqrt[n]{(a_+^x)(a_-^y)}$$

$$v = x + y$$

(Sukardjo, 2013:266).

Jika suatu reaksi menghasilkan pelepasan panas, reaksi tersebut dikatakan eksotermik (exo- adalah awalan yang berarti "keluar dari"); yaitu energi mengalir keluar sistem. Misalnya, dalam pembakaran metana, energi mengalir keluar dari sistem dalam bentuk panas. Reaksi yang menyerap energi dari lingkungan dikatakan endotermik. Ketika aliran panas masuk ke dalam suatu sistem, prosesnya bersifat endotermik. Misalnya, pembentukan oksida nitrat dari nitrogen dan oksigen bersifat endotermik:



suatu energi total bersifat kekal dan energi yang mengalir dari sistem ke lingkungan merupakan reaksi eksotermik (Zumdahl et. al., 2018: 214).

Kalor (q) adalah perubahan energi sistem yang disebabkan oleh pemindahan energi melalui batas sistem, yang menyebabkan perbedaan suhu sistem dan lingkungannya. Menurut kesepakatan, q berharga positif jika sistem menerima kalor, dan q berharga negatif jika sistem mengeluarkan kalor. Batas sistem atau dinding sistem yang tidak dapat memungkinkan perpindahan kalor disebut adiabatik. Labu Dewar adalah contoh dinding adiabatik. Di sisi lain, batas sistem yang dapat memungkinkan perpindahan kalor disebut diatermik. Bahan yang dianggap diatermik termasuk kaca dan baja (Nurhadi, 2021: 28).

Dalam ilmu termodinamika, koordinat-koordinat atau besaran fisik akan selalu melingkupi semua rumusan termodinamika adalah volume V, temperatur T, tekanan p, kerapatan p, dan besaran-besaran lainnya. Besaran-besaran ini akan mempengaruhi berbagai keadaan sistem termodinamika. Misalnya, sistem motor bakar akan berubah keadaannya apabila tekanan P kompresinya turun, yaitu tenaga yang dihasilkan berkurang. Perubahan keadaan termodinamika digambarkan pada grafik hubungan tekanan dengan volume atau tekanan (Wati, 2021: 6).

Hukum pertama Termodinamika di dalam bidang kimia adalah termokimia, yaitu ilmu yang mempelajari kalor yang menyertai perubahan fisik atau reaksi kimia. Untuk menyatakannya biasanya dengan menggunakan kata-kata kalor ditambah dengan proses yang menyertainya. Misalnya, kalor pelarutan yaitu kalor yang menyertai proses perubahan fisik zat terlarut ke dalam pelarutnya. Kalor pembakaran yaitu kalor yang dihasilkan dari reaksi pembakaran suatu zat dan lain-lain (Rohman dan Sri, 2003: 69).

Penyerapan atau pelepasan kalor yang menyertai suatu reaksi dapat diukur secara eksperimen. Dikenal beberapa macam kalor reaksi, bergantung pada tipe reaksinya, diantaranya adalah: kalor netralisasi, kalor pembentukan, kalor penguraian dan kalor pembakaran. Selain kalor reaksi, penyerapan atau pelepasan kalor dapat juga terjadi pada proses-proses fisik. Diantaranya adalah pada proses pelarutan suatu zat didalam pelarutnya atau penambahan zat terlarut ke dalam zat pelarut (Tim Dosen Kimia Fisik, 2018: 1).

Kalor memiliki beberapa jenis yang dikategorikan berdasarkan proses bekerjanya pada zat benda tertentu. Berikut ini jenis-jenis kalor yang perlu Grameds ketahui agar bisa mengidentifikasi terjadinya perubahan kalor yang terjadi di kehidupan sehari-hari:

1. Kalor Pembentukan (ΔH_f)

Kalor pembentukan kata adalah kalor yang menghasilkan atau dibutuhkan untuk membuat 1 mol senyawa dalam unsur- unsurnya, seperti berupa gas yang ditulis dengan rumus molekulnya. Contoh kalor pembentukan adalah C_{12} , O_2 , Br_2 , H_2 .

2. Kalor Penguraian (ΔH_d)

Kalor penguraian adalah bentuk kalor yang dihasilkan atau dibutuhkan untuk mengurai 1 mol senyawa menjadi unsur- unsur yang lain.

3. Kalor Pembakaran (ΔH_c)

Kalor pembakaran adalah kalor yang didapat atau diperlukan untuk membakar 1 mol zat, yakni unsur atau senyawanya.

4. Kalor Netralisasi (ΔH_n)

Kalor netralisasi adalah jenis kalor yang didapatkan atau dibutuhkan untuk membentuk 1 mol H_2O dari reaksi antara asam dan basa. Kalor ini termasuk dalam reaksi eksoterm karena adanya reaksi kenaikan suhu.

5. Kalor Pelarutan (ΔH_s)

Kalor pelarutan adalah jenis kalor yang didapatkan atau dibutuhkan untuk melarutkan 1 mol zat yang awalnya padat menjadi larutan.

Proses dapat berlangsung pada volum tetap atau tekanan tetap. Pada volum tetap, kalor yang menyertai proses tersebut merupakan perubahan energi dalam, sedangkan pada tekanan tetap adalah perubahan entalpi. Eksperimen di laboratorium lebih banyak dilakukan pada tekanan tetap, sehingga kalor yang dihasilkannya merupakan perubahan entalpi. Untuk menghindari pengaruh perubahan keadaan sistem terhadap perubahan entalpi hasil reaksi yang terjadi didalam suatu sistem, keadaan awal dan keadaan akhir reaksi harus memiliki suhu dan tekanan yang sama (Rohman dan Sri, 2003: 69).

Menurut hukum distribusi Nernst, bila ke dalam dua pelarut yang tidak saling bercampur dimasukkan zat terlarut (solute) yang dapat larut dalam kedua pelarut tersebut maka akan terjadi pembagian kelarutan. Kedua pelarut tersebut umumnya pelarut organik dan air. Prakteknya, solute akan terdistribusi dengan sendirinya ke dalam dua pelarut tersebut setelah dikocok dan dibiarkan terpisah. Perbandingan konsentrasi solute di dalam kedua pelarut tetap dan merupakan suatu tetapan pada suhu tetap. Tetapan tersebut disebut sebagai tetapan distribusi atau koefisien distribusi (Soebagio, 2003 : 34).

Tetapan K_D dikenal sebagai koefisien distribusi atau partisi. Penting untuk mencatat bahwa angka banding C_2/C_1 hanya konstan bila zat yang terlarut mempunyai massa molekul relatif yang sama untuk kedua pelarut itu. Hukum distribusi atau partisi dapat dirumuskan : bila suatu zat pelarut terdistribusi ini tidak langsung pada spesi molekul lain apapun yang mungkin ada. Harga angka banding berubah dengan sifat dasar kedua pelarut, sifat dasar zat terlarut, dan temperatur. Mengambil suatu zat terlarut dari dalam larutan air oleh suatu pelarut yang tak dapat bercampur dengan air disebut ekstraksi dengan pelarut. Teknik ini sering kali digunakan untuk pemisahan. Maka pada suatu temperatur yang konstan antara kedua pelarut itu, dan angka banding distribusi ini tak bergantung pada spesi molekul lain (Svehla, 1985 : 140).

Angka banding distribusi menyatakan perbandingan konsentrasi total zat terlarut dalam pelarut organik (fasa organik) dan pelarut air (fasa air). Jika zat terlarut itu adalah senyawa x maka rumus angka bandingnya dapat ditulis:

$$D = \frac{\text{konsentrasi total senyawa x dalam fasa organik}}{\text{konsentrasi total senyawa x dalam fasa air}}$$

Untuk keperluan analisis kimia angka banding distribusi (D) akan lebih bermakna daripada koefisien distribusi (K_D). pada kondisi ideal dan tidak terjadi asosiasi, disosiasi, atau polimerisasi, maka harga K_D sama dengan D. Harga D tidak konstan antarlain dipengaruhi oleh adanya pH (Soebagio, dkk, 2002 :35).

Kesetimbangan kimia merepresentasikan suatu kesetaran antara reaksi maju dan reaksi balik. Dalam kebanyakan kasus, kesetaraan ini sangat rentan. Perubahan kondisi percobaan dapat mengganggu kesetaraan dan menggeser posisi kesetimbangan sehingga produk yang diinginkan bias terbentuk lebih banyak atau kurang. Bila kita katakan bahwa posisi kesetimbangan bergeser ke kanan, misalnya, yang kita maksudkan ialah bahwa reaksi bersih sekarang adalah dari kiri ke kanan. Dimana variabel – variabel percobaan yang diatur adalah tekanan, konsentrasi, volume, dan suhu. Selain itu katalis juga berpengaruh dalam suatu kesetimbangan reaksi (Chang, 2005 : 79).

Kesetimbangan heterogen terjadi jika zat – zat yang terlibat dalam kesetimbangan kimia lebih dari satu fasa. Sampai sejauh ini kita baru membicarakan kesetimbangan homogen dalam fasa gas. Reaksi kimia yang melibatkan lebih dari satu fasa, rumusan untuk tetapan kesetimbangan sama saja, hanya perlu pengetahuan tambahan mengenai aktivitas zat padat dan zat cair murni. Dapat ditinjau penguraian termal kalsium karbonat dalam suatu tempat tertutup.



Tetapan kesetimbangan termodinamikanya adalah:

$$K = \frac{a_{\text{CaO}} a_{\text{CO}_2}}{a_{\text{CaCO}_3}}$$

(Rohman dan Sri, 2004 : 145).

Contoh kesetimbangan kimia adalah reaksi hidrolisis yang merupakan reaksi reversibel yang konversi maksimalnya dibatasi oleh konversi kesetimbangan. Salah satu cara yang digunakan untuk meningkatkan konversinya adalah dengan cara pengambilan produk yang terbentuk secara kontinyu. Tujuan pengambilan produk pada reaksi hidrolisis ini adalah untuk menggeser reaksi agar bergerak ke arah produk. Sehingga konversi dapat terus meningkat hingga mencapai konversi optimum. Semakin cepat waktu pengambilan produk pada hidrolisis, konversi minyak menjadi asam lemah yang semakin besar atau juga semakin bertambah banyak (Setyawardhani, dkk, 2013: 66-67).

Pengaturan pH ditujukan untuk mendifusi I_2 dalam bentuk molekul ke dalam fasa membran kloroform. Pada rentang pH 3-6 (kondisi asam di fasa sumber) merupakan kondisi yang tepat untuk mendifusikan iodin dalam bentuk molekul dalam fasa membran. Difusi ini terjadi di antarmuka fasa sumber dan fasa membran dalam bentuk reaksi transisi dan terjadi pada pH tertentu. I_2 memiliki kelarutan yang baik dalam pelarut organik seperti kloroform dan lain-lain. Proses transpor iodin dari fasa sumber- fasa membran- fasa penerima berlangsung melalui proses difusi. Prosedur yang sama dilakukan untuk mendapatkan optimasi terhadap parameter yang diuji antara lain , pengaruh pH fasa sumber, pengaruh pH fasa penerima dan pengaruh lama waktu (Refinel, dkk, 2011 : 54).

Prinsip dasar penentuan tetapan kalorimeter yaitu proses penyerapan atau pelepasan kalor. Jadi jika terdapat suhu yang berbeda kemudian dicampurkan maka suhu yang rendah akan menyerap kalor dan suhu yang tinggi akan melepaskan kalor titik adapun prinsip kerja dari percobaan ini yaitu pengukuran perubahan suhu di mana dilakukan pencampuran antara air dengan air panas lalu diaduk hingga diperoleh suhu yang konstan. Menggunakan air pada suhu kamar berfungsi sebagai komponen yang memiliki suhu rendah sedangkan air panas sebagai komponen yang memiliki suhu tinggi sehingga terjadi pelepasan dan penyerapan kalor.

Fungsi pengadukan yaitu untuk menyempurnakan campuran antara air dengan air panas pada percobaan ini menggunakan kalorimeter sederhana untuk mengukur kalor reaksi karena kalorimeter ini lebih sederhana dan sering digunakan untuk mengukur kalor dan reaksi dalam larutan yang berlangsung

Penentuan tetapan kalorimeter dilakukan dengan memasukkan air panas ke dalam kalorimeter yang berisi air dingin yang telah ditentukan suhu larutannya. Dalam mengukur suhu campuran harus dilakukan pengadukan agar campuran yang ada dalam kalorimeter, berisi air dingin yang ditentukan suhu konstannya merata titik adapun suhu konstan air dingin yaitu 40 derajat Celcius dan suhu campuran atau (T_C) adalah 33 derajat Celcius

Tahap selanjutnya adalah menentukan kalor pelarut integral $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang bertujuan untuk menentukan banyaknya kalor yang diserap atau dilepas oleh 1 mol zat CuSO_4 yang dilarutkan dalam 1 mol pelarut titik pada percobaan ini menggunakan serbuk dari senyawa $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang ditimbang kemudian digerus, untuk menghaluskan $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Tujuan pengrusan untuk menghaluskan serbuk $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ pengrusan ini akan membuat partikel $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ semakin kecil, di mana semakin kecil partikelnya akan semakin mudah larut di dalam air.

Dilarutkan dengan air karena $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ memiliki sifat kepolaran yang sama dengan air yaitu sama-sama bersifat polar. Sehingga CuSO_4 mudah larut dalam air. Setelah serbuk $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dimasukkan ke dalam kalorimeter yang berisi air dingin yang telah diketahui suhu konstannya dan dicatat sebagai suhu awal atau T_1 dan suhu campuran atau T_C ditentukan dari suhu campuran air dan zat $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang sudah benar-benar larut dan tidak menguap.

Tahap selanjutnya adalah menentukan kalor pelarut integral $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang bertujuan untuk menentukan banyaknya kalor yang diserap atau dilepas oleh 1 mol zat CuSO_4 yang dilarutkan dalam 1 mol pelarut titik pada percobaan ini menggunakan serbuk dari senyawa $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang ditimbang kemudian digerus, untuk menghaluskan $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Tujuan pengrusan untuk menghaluskan serbuk $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ pengrusan ini akan membuat partikel $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ semakin kecil, dimana semakin kecil partikelnya akan semakin mudah larut di dalam air.

Dilarutkan dengan air karena CO_4 memiliki sifat kepolaran yang sama dengan air yaitu sama-sama bersifat polar. Sehingga CO_4 mudah larut dalam air. Setelah serbuk $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dimasukkan ke dalam kalorimeter yang berisi air dingin yang telah diketahui suhu konstannya dan dicatat sebagai suhu awal atau t_1 dan suhu campuran atau TC ditentukan dari suhu campuran air dan zat $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang sudah benar-benar larut dan tidak menguap.

BAB II

TERNER

Kelarutan suatu zat adalah suatu konsentrasi maksimum yang dicapai suatu zat dalam suatu larutan. Partikel-partikel zat terlarut baik berupa molekul maupun berupa ion selalu berada dalam keadaan terhidrasi (terikat oleh molekul-molekul pelarut air). Makin banyak partikel zat terlarut makin banyak pula molekul air yang diperlukan untuk menghindari partikel zat terlarut itu. Setiap pelarut memiliki batas maksimum dalam melarutkan zat. Untuk larutan yang terdiri dari dua jenis larutan elektrolit maka dapat membentuk endapan (dalam keadaan jenuh).

Pemisahan suatu larutan dalam campuran dapat dilakukan dengan berbagai cara salah satunya dengan ekstraksi. Ekstraksi merupakan suatu metoda yang didasarkan pada perbedaan kelarutan komponen campuran pada pelarut tertentu dimana kedua pelarut tidak saling melarutkan. Bila suatu campuran cair, misalnya komponen A&B dicampurkan tidak saling melarutkan sehingga membentuk dua fasa. Maka untuk memisahnya digunakan pelarut yang kelarutannya sama dengan salah satu komponen dalam campuran tersebut. Sehingga ketiganya membentuk satu fasa.

Jika kedalam sejumlah air kita tambahkan terus menerus zat terlarut lama kelamaan tercapai suatu keadaan dimana semua molekul air akan terpakai untuk menghidrasi partikel yang dilarutkan sehingga larutan itu tidak mampu lagi menerima zat yang akan ditambahkan. Dapat dikatakan larutan tersebut mencapai keadaan jenuh. Zat cair yang hanya sebagian larut dalam cairan lain, dapat dinaikan kelarutannya dengan menambahkan suatu zat cair yang berlainan dengan kedua zat cair yang lebih dahulu dicairkan. Bila zat cair yang ketiga ini hanya larut dalam suatu zat cair yang terdahulu, maka biasanya kelarutan dari kedua zat cair yang terdahulu itu akan menjadi lebih kecil. Tetapi bila zat cair yang ketiga itu larut dalam kedua zat cair yang terdahulu, maka kelarutan dari kedua zat cair yang terdahulu akan menjadi besar.

Gejala ini dapat terlihat pada sistem kloroform- asam asetat- air. Bila asam asetat ditambahkan kedalam suatu campuran heterogen kloroform dan air pada suhu tertentu, kelarutan kloroform dalam air akan bertambah, sehingga pada suatu ketika akan menjadi homogen. Jumlah asam asetat yang harus ditambahkan untuk mencapai titik homogen (pada suhu tertentu tadi), tergantung dari komposisi campuran kloroform dalam air. Derajat kebebasan didefinisikan sebagai jumlah minimum variabel intensif yang harus dipilih agar keberadaan variabel intensif dapat ditetapkan. Jumlah minimum variabel intensif dapat berupa temperatur, tekanan, konsentrasi.

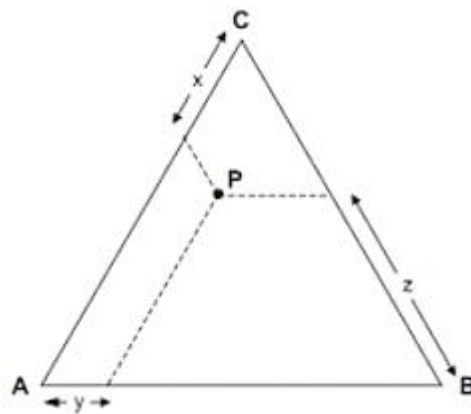
Hubungan antara diagram fasa dengan derajat kebebasan dapat dinyatakan untuk kesetimbangan apapun dalam sistem tertutup, jumlah variabel bebas disebut derajat kebebasan Φ yang sama dengan jumlah komponen C ditambah 2 dikurangi jumlah fasa P . Jadi, dalam titik tertentu di diagram fasa, jumlah derajat kebebasan adalah 2 yakni suhu dan tekanan, bila dua fasa dalam kesetimbangan, sebagaimana ditunjukkan dengan garis yang membatasi daerah dua fasa hanya ada satu derajat kebebasan, bisa suhu atau tekanan. Pada titik tripel, ketika terdapat tiga fasa tidak ada derajat kebebasan lagi.

Jika dalam sistem hanya terdapat satu fasa, maka $F = 2$, berarti untuk menyatakan keadaan sistem dengan tepat perlu ditentukan konsentrasi dari dua komponennya. Sedangkan bila dalam sistem terdapat dua fasa dalam kesetimbangan, maka $F = 1$, berarti hanya satu komponen yang harus ditentukan konsentrasinya dan konsentrasi komponen yang lain sudah tertentu berdasarkan diagram fasa untuk sistem tersebut. Oleh karena sistem tiga komponen pada suhu dan tekanan tetap mempunyai jumlah derajat kebebasan paling banyak dua, maka diagram fasa sistem ini dapat digambarkan dalam satu bidang datar berupa suatu segitiga sama sisi yang disebut diagram terner. Suatu sistem tiga komponen mempunyai dua pengubah komposisi yang bebas, contohnya X_2 dan X_3 .

Jadi komposisi suatu sistem tiga komponen dapat dialurkan dalam koordinat cartes dengan X_2 pada salah satu sumbunya, dan X_3 pada sumbu yang lain yang dibatasi oleh garis $X_2 + X_3 = 1$. karena X itu tidak simetris terhadap ketiga komponen, biasanya, komposisi dialurkan pada suatu segitiga sama sisi dengan tiap-tiap sudutnya menggambarkan suatu komponen murni, bagi suatu segitiga sama sisi, jumlah jarak dari seberang titik di dalam segitiga ketiga sisinya sama dengan tinggi segitiga tersebut.

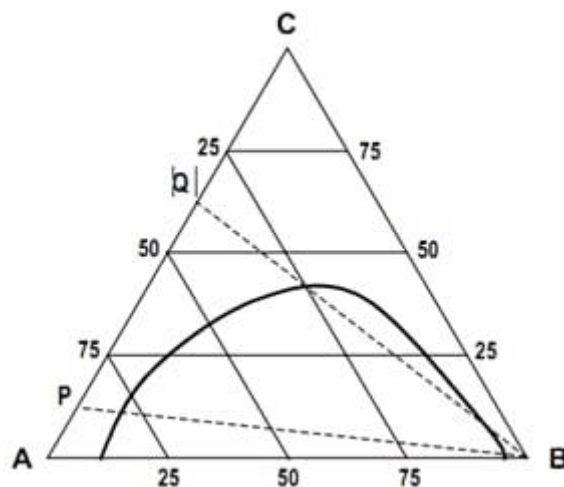
Jarak antara setiap sudut ke tengah-tengah sisi yang berhadapan dibagi 100 bagian sesuai dengan komposisi dalam persen. Untuk memperoleh suatu titik tertentu dengan mengukur jarak terdekat ketiga sisi segitiga. Jumlah fasa dalam sistem zat cair tiga komponen tergantung pada daya saling larut antar zat cair tersebut dan suhu percobaan. Misalnya ada tiga zat cair A, B dan C. A dan B saling larut sebagian. Penambahan zat C kedalam campuran A dan B akan memperbesar atau memperkecil daya saling larut A dan B. Pada percobaan ini hanya akan ditinjau sistem yang memperbesar daya saling larut A dan B. Dalam hal ini A dan C serta B dan C saling larut sempurna. Kelarutan cairan C dalam berbagai komposisi campuran A dan B pada suhu tetap dapat digambarkan pada suatu diagram terner. Prinsip menggambarkan komposisi dalam diagram terner dapat dilihat pada gambar (1) dan (2) di bawah ini .

Untuk campuran yang terdiri atas tiga komponen, komposisi (perbandingan masing-masing komponen) dapat digambarkan di dalam suatu diagram segitiga sama sisi yang disebut dengan Diagram Terner. Komposisi dapat dinyatakan dalam fraksi massa (untuk cairan) atau fraksi mol (untuk gas). Diagram tiga sudut atau diagram segitiga berbentuk segitiga sama sisi dimana setiap sudutnya ditempati komponen zat. Sisi-sisinya itu terbagi dalam ukuran yang menyatakan bagian 100% zat yang berada pada setiap sudutnya. Untuk menentukan letak titik dalam diagram segitiga yang menggambarkan jumlah kadar dari masing-masing komponen dilakukan sebagai berikut.



Gambar 2.1

Titik A, B dan C menyatakan kompoenen murni. Titik-titik pada sisi Ab, BC dan Ac menyatakan fraksi dari dua komponen, sedangkan titik didalam segitiga menyatakan fraksi dari tiga komponen. Titik P menyatakan suatu campuran dengan fraksi dari A, B dan C masing-masing sebanyak x , y dan z .



Gambar 2.2

Titik X menyatakan suatu campuran dengan fraksi $A = 25\%$, $B = 25\%$, dan $C = 50\%$. Titik-titik pada garis BP dan BQ menyatakan campuran dengan perbandingan dengan jumlah A dan C yang tetap, tetapi dengan jumlah B yang berubah. Hal yang sama berlaku bagi garis-garis yang ditarik dari salah satu sudut segitiga kesisi yang ada dihadapannya. Daerah didalam lengkungan merupakan daerah dua fasa. Salah satu cara untuk menentukan garis binoidal atau kurva kelarutan ini ialah dengan cara menambah zat B ke dalam berbagai komposisi campuran A dan C. Titik-titik pada lengkungan menggambarkan komposisi sistem pada saat terjadi perubahan dari jernih menjadi keruh. Kekeruhan timbul karena larutan tiga komponen yang homogen pecah menjadi dua larutan konjugat terner.

Pemisahan dapat dilakukan dengan menggunakan pelarut yang tidak larut dengan sempurna terhadap campuran, tetapi dapat melarutkan salah satu komponen (solute) dalam campuran tersebut. Adapun metode yang digunakan adalah metode titrasi. Pemisahan dapat dilakukan dengan menggunakan pelarut yang tidak larut dengan sempurna terhadap campuran, tetapi dapat melarutkan salah satu komponen dalam campuran tersebut berfasa cair yaitu aquades, kloroform dan asam asetat glasial. Air dan asam asetat dapat larut sempurna, demikian pula halnya dengan CCl_4 dan asam asetat. Namun berbeda halnya dengan air dan CCl_4 , dimana CCl_4 tidak larut dalam air karena CCl_4 bersifat non polar sehingga tidak dapat larut dalam campuran air yang bersifat polar. Oleh karena itu ditambahkan asam asetat glasial yang berfungsi sebagai emulgator karena asam asetat glasial larut dalam kloroform maupun air. Percobaan ini dibagi menjadi 2 yaitu percobaan titrasi 1 dimana titran yang digunakan adalah CCl_4 dan asam asetat glasial, serta air sebagai titran.

Untuk percobaan titrasi 2 titrat yang digunakan yaitu aquades dan asam asetat glasial, sedangkan titran yang digunakan yaitu CCl_4 . Titik akhir titrasi ditunjukkan dengan terbentuknya larutan keruh yang menandakan telah terpisahnya komponen-komponen campuran dari larutan tiga komponen menjadi dua komponen larutan terner terkonjugasi. Pada titrasi 1 dilakukan lima perlakuan pada masing-masing erlenmeyer, yakni mencampurkan CCl_4 dengan asam asetat dengan perbandingan yang berbeda-beda di tiap labunya. Kecepatan kekeruhan yang timbul pada labu tidak bertahap sesuai dengan kadar air yang terkandung pada masing-masing labu. Berdasarkan data pengamatan dan perhitungan, semakin banyak asam asetat glasial yang dicampurkan dengan kloroform maka semakin banyak pula aquadest yang dibutuhkan untuk mencapai titik ekuivalen. Jadi asam asetat glasial dapat menaikkan kelarutan kloroform dalam air.

Pada titrasi 2 Metode titrasi ini dapat digunakan untuk memisahkan campuran yang terdiri dari dua cairan yang saling melarut sempurna yaitu air dan asam asetat glasial dititrasi

dengan zat yang tidak larut dengan campuran tersebut yaitu CCl_4 . Pada percobaan ini dilakukan seperti percobaan sebelumnya. Seperti halnya pada saat titrasi, kecepatan kekeruhan yang terjadi pada labu tidak bertahap sesuai dengan kadar asam asetat yang terkandung pada masing-masing labu. Dengan kata lain, volume CCl_4 yang digunakan untuk mencapai titik kekeruhan mengalami kenaikan dan penurunan yang acak seperti yang tercantum pada data pengamatan. Berdasarkan data pengamatan dan perhitungan yang telah diperoleh semakin banyak CCl_4 yang digunakan dan volume asam asetat glasial yang diperlukan semakin sedikit, maka aquades yang digunakan semakin sedikit. Asam asetat glasial yang digunakan dapat menaikkan kelarutan kloroform dalam air. Saat penambahan larutan dengan komposisi kloroform terbanyak dan air terbanyak terjadi dua lapisan pada larutan. Lapisan atas merupakan campuran dari air dan asam asetat glasial dan lapisan bawah adalah kloroform.

BAB III

PENENTUAN KOEFISIEN DISTRIBUSI

Penentuan koefisien distribusi disebabkan oleh dua pelarut yang dicampurkan, tetapi tidak saling melarutkan. Proses penentuan koefisien distribusi dikenal dengan hukum distribusi Nernst. Dua pelarut yang tidak saling melarutkan, seperti air dan karbontetraklorida ketika dicampurkan akan terbentuk dua fasa yang terpisah. Jika kedalamnya ditambahkan zat terlarut yang dapat larut di kedua fasa tersebut, seperti iodium yang dapat larut dalam air dan CCl_4 maka zat terlarut akan terdistribusi di kedua pelarut tersebut sampai tercapai kesetimbangan. Potensial kimia pada saat tersebut zat terlarut di fasa satu sama dengan potensial kimianya di fasa dua. Keduanya tidak bergantung pada komposisi, maka T tetap.

$$K = \frac{x_2}{x_1}$$

K adalah koefisien distribusi atau koefisien partisi yang harganya tidak bergantung pada konsentrasi zat terlarut pada T yang sama (Day and Underwood, 1998).

Prosedur pemisahan dapat digunakan untuk keperluan suatu pemurnian senyawa, identifikasi dan penentuan kuantitatif komponen yang dicari dari suatu sampel bahan. Pemurnian senyawa dapat dilakukan dalam pekerjaan preparatif sedangkan identifikasi kualitatif dan penentuan kuantitatif suatu senyawa, diperlukan persyaratan selektif, kepekaan, dan kespesifikan, terhadap suatu pereaksi atau alat ukur yang digunakan. Tujuan pemisahan dalam analisis kimia adalah memisahkan komponen yang dicari dari komponen-komponen lain yang dapat mengganggu identifikasi dan penentuan kuantitatifnya. Sehingga pemisahan dapat dilakukan dengan berbagai cara, yaitu salah satunya ekstraksi pelarut (Soebagio, 2002: 1)

Partisi zat-zat terlarut antara dua cairan yang tidak dapat saling campur menawarkan banyak kemungkinan yang menarik untuk pemisahan analisis. Bahkan dimana tujuan primernya bukanlah analisis namun preparatif, ekstraksi pelarut dapat merupakan suatu langkah yang penting dalam anorganik atau biokimia. Meskipun kadang-kadang digunakan peralatan yang rumit, namun sering kali hanya diperlukan sebuah corong pisah. Pemisahan ekstraksi pelarut biasanya “bersih” dalam arti tak ada analog: kopresipitasi dengan sistem semacam itu. Seringkali suatu pemisahan ekstraksi dapat diselesaikan dalam beberapa menit. Adapun teknik itu diterapkan dalam sepanjang jangkauan konsentrasi yang lebar (Day dan Underwood, 2002: 457)

Bila suatu zat dapat terlarut dalam dua pelarut yang tidak bercampur, dan ketiganya ada bersama-sama, maka zat tersebut akan terbagi dalam dua pelarut pada keadaan seimbang, perbandingan fraksi mol dari zat terlarut dalam kedua pelarut berharga tetap, pada temperatur yang tetap. Pernyataan ini dikenal sebagai hukum distribusi. Hukum ini hanya berlaku bila larutannya encer dan zat terlarut mempunyai struktur molekul yang sama dalam kedua pelarut. Untuk larutan encer, perbandingan fraksi mol dapat diganti dengan perbandingan konsentrasi. Untuk campuran I₂, air dan CCl₄ diperoleh:

$$K_d = \frac{C_{I_2 \text{ dalam } CCl_4}}{C_{I_2 \text{ dalam } H_2O}} = 0,5$$

K_d = koefisien distribusi

(Sukardjo, 1985: 49).

Metode hukum distribusi dapat digunakan untuk menentukan aktivitas zat terlarut dalam satu pelarut jika aktivitas zat terlarut dalam pelarut lain diketahui, asalkan kedua pelarut tidak tercampur sempurna satu sama lain. Yakni:

$$(a_2)_B = (a_2)_A \frac{(F^0_2)_A}{(F^0_2)_B}$$

yakni (a₂)_A dan (a₂)_B adalah aktifitas (F⁰₂)_A dan (F⁰₂)_B adalah keadaan fugasitas standar dari zat terlarut berturut-turut dalam pelarut A dan B. Dengan kata lain, jika kita mengetahui konstanta Henry dan zat terlarut dalam dua pelarut, kita dapat menghitung (a₂)_A jika (a₂)_B diketahui (Dogra, 1990: 78).

Bila suatu zat terlarut membagi diri antara dua cairan yang tidak dapat saling bercampur, maka terdapat hubungan yang pasti antara konsentrasi zat terlarut dalam dua fase pada kesetimbangan Nernst pertama kalinya memberikan pernyataan jelas mengenai hukum distribusi pada tahun 1891. Ia menunjukkan bahwa suatu zat terlarut akan membagi dirinya antara dua cairan yang tidak saling bercampur sedemikian rupa sehingga angka banding konsentrasi pada kesetimbangan adalah konstanta pada suatu temperatur tertentu:

$$\frac{[A]_1}{[A]_2} = \text{tetapan}$$

[A]₁ menyatakan konsentrasi zat terlarut A dalam fasa cair. Meskipun, hubungan ini berlaku cukup baik dalam kasus-kasus tertentu, pada kenyataannya hubungan ini tidaklah eksak (Day dan Underwood, 2002: 458).

Menurut hukum distribusi Nernst, bila ke dalam dua pelarut yang tidak saling bercampur dimasukkan solut yang dapat larut dalam kedua pelarut tersebut, maka akan terjadi pembagian kelarutan. Kedua pelarut tersebut pada umumnya pelarut organik dan air. Dalam praktek solut akan terdistribusi dengan sendirinya ke dalam dua pelarut tersebut setelah

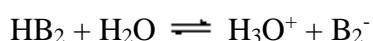
dikocok dan dibiarkan terpisah. Perbandingan konsentrasi solut di dalam kedua pelarut tersebut tetap, dan merupakan suatu tetapan pada suhu tetap. Tetapan tersebut disebut tetapan distribusi atau koefisien distribusi. Koefisien distribusi dinyatakan dengan berbagai rumus sebagai berikut:

$$K_D = \frac{C_2}{C_1} \text{ atau } K_D = \frac{C_o}{C_a}$$

dengan K_D : koefisien distribusi dan C_1 , C_2 , C_o dan C_a masing-masing adalah konsentrasi solut pada pelarut 1, 2, organik dan air yang sesuai dengan kesepakatan (Soebagio, 2002:34).

Hukum distribusi Nernst hanya berlaku bagi spesi molekul yang sama di kedua larutan. Jika terlarut terasosiasi menjadi ion-ionnya atau molekul yang lebih sederhana atau jika terasosiasi membentuk molekul yang lebih kompleks, maka hukum distribusi tidak dapat diterapkan pada konsentrasi totalnya di kedua fasa melainkan hanya pada konsentrasi spesi yang sama yang ada dalam kedua fasa. Jadi jika zat A terlarut dalam satu pelarut tanpa mengalami perubahan, sementara dalam pelarut lain terjadi asosiasi dari terlarut, misalnya membentuk A_2 , maka koefisien partisi untuk distribusi tidak lagi merupakan perbandingan konsentrasi total terlarut di kedua fasa melainkan konsentrasi total terlarut di fasa satu dibagi dengan konsentrasi molekul A yang tidak terdisosiasi di fasa lainnya, jadi dengan perbandingan konsentrasi dari molekul terlarut yang massa molarnya sama. Koefisien distribus, seperti halnya tetapan-tetapan kesetimbangan lainnya, yakni bergantung pada suhu (Mulyani dan Hendrawan: 2003: 23-24).

Komplikasi kimiawi dalam kesetimbangan ekstraksi kadang-kadang perlu atau disukai untuk diperhitungkan. Misalnya, perhatikan distribusi asam benzoat antara dua fasa cair benzena dan air. Dalam fase air, asam benzoat itu terionisasi sebagian,



Dalam fase benzena, asam benzoat terdimerisasi sebagian oleh pengikatan hidrogen dalam gugus karboksil. Ternyata kebetulan bahwa ion benzoat hampir keseluruhannya tetap berada dalam fase berair, dan dimer asam benzoat hanya dalam fase organik. Maka ia akan dilayani dengan lebih baik oleh suatu rumus yang menggabungkan konsentrasi semua spesies dalam kedua fasa itu:

$$D = \frac{\text{Jumlah benzena dalam fasa organik}}{\text{Jumlah benzena dalam fasa berair}}$$

(Day dan Underwood, 2002: 458-459).

Angka banding distribusi menyatakan perbandingan konsentrasi total zat terlarut dalam pelarut organik (fasa organik) dan pelarut air (fasa air). Jika zat terlarut itu adalah senyawa X maka rumus angka banding distribusi dapat ditulis:

$$D = \frac{\text{konsentrasi total senyawa x dalam fasa organik}}{\text{konsentrasi total senyawa x dalam fasa berair}}$$

Untuk keperluan analisis kimia angka banding distribusi (D) akan lebih bermakna daripada koefisien distribus (K_D). Pada kondisi ideal dan tidak terjadi asosiasi, disosiasi atau polimerisasi, maka harga K_D sama dengan D. Harga D tidak konstan antara lain dipengaruhi oleh pH fasa air (Soebagio, dkk, 2002: 35).

Ekstraksi juga digunakan dalam proses ekstraksi dan pemurnian minyak daun jeruk purut dengan menggunakan alat ekstraktor yaitu sokhlet karena efesiensi waktu, serta proses pengambilan dengan pelarut diperoleh rendemen lebih banyak. Pada proses ekstraksi daun jeruk purut menggunakan dua macam pelarut yaitu etanol dan n-heksena. Proses pemurnian bertujuan untuk memisahkan minyak atsiri dengan pelarut sehingga dihasilkan minyak yang absolut (Munawaroh dan Prima, 2010: 76). Salah satu faktor berpengaruh pada ekstraksi adalah reaksi kimia dan kesetimbangan. Waktu pengadukan berpengaruh dalam reaksi kimia pada proses ekstraksi (Purwani dan Prayitno, 2013: 21).

Faktor-faktor yang mempengaruhi koefisien distribusi diantaranya:

- a. Temperatur yang digunakan Semakin tinggi suhu, maka reaksi semakin cepat sehingga volume titrasi menjadi kecil, akibatnya berpengaruh terhadap nilai K.
- b. Jenis pelarut Apabila pelarut yang digunakan adalah zat yang mudah menguap, maka akan mempengaruhi normalitas (konsentrasi zat tersebut), akibatnya mempengaruhi harga K.
- c. Jenis terlarut Apabila zat yang akan dilarutkan adalah zat yang mudah menguap/higroskopis, maka akan mempengaruhi normalitas (konsentrasi zat tersebut), akibatnya mempengaruhi harga K.
- d. Konsentrasi Semakin besar konsentrasi suatu zat yang terlarut, semakin besar pula harga K.

(Ayu, 2013).

Harga K berubah dengan naiknya konsentrasi dan temperatur. Harga K juga tergantung dari jenis pelarut dan zat terlarutnya. Hukum distribusi sendiri banyak dipakai dalam proses ekstraksi, analisis dan penentuan tetapan kesetimbangan. Dalam laboratorium, ekstraksi dipakai untuk mengambil zat-zat terlarut dalam air dengan menggunakan pelarut organik yang tidak bercampur, seperti eter, CHCl_3 , CCl_4 , dan benzena. Dalam industri, ekstraksi dipakai

untuk menghilangkan zat-zat yang tidak disukai dalam hasil, seperti minyak tanah, minyak goreng dan sebagainya (Azma, 2012).

Ekstraksi adalah pemisahan berdasarkan distribusi zat terlarut dengan perbandingan tertentu antara dua pelarut yang tidak saling bercampur. Secara umum, ekstraksi ialah proses penarikan suatu zat terlarut dari larutannya di dalam air oleh suatu pelarut lain yang tidak dapat bercampur dengan air. Tujuan ekstraksi ialah memisahkan suatu komponen dari campurannya dengan menggunakan pelarut, dimana menurut hukum distribusi Nernst, jika dalam sistem dua fasa cair yang tidak saling campur dimasukkan solut (terlarut) yang dapat larut dalam kedua pelarut tersebut maka akan terjadi pembagian kelarutan. Perbandingan konsentrasi solut di dalam kedua pelarut tersebut tetap dan merupakan suatu ketetapan pada suhu tetap. Tetapan tersebut adalah tetapan distribusi atau koefisien distribusi (K_d) (Soebagio, 2002: 34).

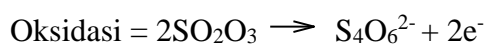
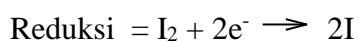
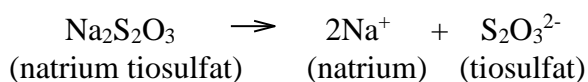
Percobaan ini menggunakan jenis ekstraksi cair-cair dengan teknik ekstraksi bertahap (ekstraksi sederhana). Pelaksanaan ekstraksi dilakukan dengan menggunakan alat corong pemisah. Zat yang akan diekstrak dilarutkan dalam air kemudian dimasukkan dalam corong pisah. Pelarut pengestrak (biasanya pelarut organik) ditambahkan kepada larutan air agar zat terlarut dapat diekstrak ke dalam cairan pengestrak (Soebagio, 2002: 48). Tujuan percobaan ini yaitu untuk menentukan koefisien distribusi (K_d) I_2 dalam sistem air-kloroform. Angka banding distribusi menyatakan perbandingan konsentrasi zat terlarut dalam pelarut organik (fasa organik) dan pelarut air (fasa air) (Soebagio, 2002: 35). Dalam percobaan, yang menjadi zat terlarut adalah I_2 sedangkan fasa organiknya adalah $CHCl_3$ dan fasa airnya adalah H_2O .

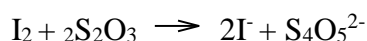
Prinsip dasar dari percobaan ini yaitu distribusi zat terlarut I_2 kedalam dua pelarut yang tidak saling bercampur yaitu air dan kloroform. Adapun prinsip kerjanya yakni pengukuran, pencampuran, pengocokan, pemisahan dan penitrasi. Titrasi yang digunakan yaitu titrasi iodometri yakni metode analisis yang melibatkan reaksi reduksi-oksidasi (redoks) secara langsung, dimana tidak memerlukan reaksi antara untuk menghasilkan I_2 (Asip, 2013: 24). Dalam percobaan ini larutan jenuh I_2 dalam $CHCl_3$ dicampurkan dengan air dalam corong pisah sehingga diperoleh dua lapisan. Dimana lapisan atas merupakan air (bening) dan lapisan bawah $CHCl_3$ (ungu pekat), hal ini disebabkan karena adanya perbedaan kepolaran antara air dan kloroform dimana air bersifat polar dan $CHCl_3$ bersifat non polar. Selain itu, disebabkan karena adanya perbedaan massa jenis yakni massa jenis $CHCl_3$ lebih besar dibandingkan massa jenis air. Adapun massa jenis air 1 g/mL, sedangkan massa jenis kloroform ($CHCl_3$) adalah sebesar 1,485 g/mL (Welty, 2004: 99).

Campuran kemudian dikocok dalam corong pisah agar I₂ dapat terdistribusi secara maksimal, karena dengan pengocokan tumbukan-tumbukan antarpartikel dalam campuran akan lebih cepat, sehingga mempercepat terjadinya distribusi. Semakin lama waktu pengocokan maka I₂ dapat terdistribusi secara maksimal (Latief, 2012). Pengocokan dilakukan dalam corong pisah karena I₂ mudah menguap dan nantinya larutan akan dipisahkan berdasarkan perbedaan massa jenis dan kepolarannya. Prinsip dasar corong pisah yaitu memisahkan campuran berdasarkan perbedaan sifat kepolaran dan massa jenis zat dalam campuran tersebut, dalam hal ini I₂ dalam kloroform dan I₂ dalam air. Adapun prinsip kerjanya yaitu dengan menambahkan pelarut pengestraksi yang tidak bercampur dengan partikel semula, kemudian dilakukan pengocokan sehingga terjadi kesetimbangan konsentrasi zat yang akan diekstraksi pada kedua lapisan, setelah ini tercapai lapisan lalu didiamkan dan dipisahkan (Khopkar, 2008: 106).

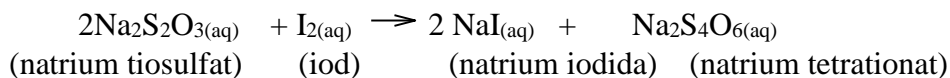
Kloroform bersifat nonpolar sedangkan air bersifat polar sehingga setelah dilakukan pengocokan dan didiamkan beberapa saat campuran akan membentuk dua lapisan akibat perbedaan kepolaran tersebut. Lapisan atas (coklat) dan lapisan bawah (ungu) dapat diketahui dengan melihat massa jenis zat dalam campuran. Kloroform memiliki massa jenis 1,48 g/mL dan air 1 g/mL (Welty, 2004: 99), dapat diketahui bahwa lapisan bawah adalah I₂ dalam kloroform sedangkan lapisan atas adalah I₂ dalam air karena massa jenis kloroform lebih besar dibandingkan air.

Penentuan koefisien distribusi I₂ dalam air-kloroform dilakukan dengan cara memisahkan lapisan atas (I₂ dalam H₂O) dengan lapisan bawah (I₂ dalam CHCl₃) dalam corong pisah. Kemudian setiap larutan yang telah dipisahkan dititrasikan dengan menggunakan larutan standar Na₂S₂O₃ 0,1 M. Larutan standar Na₂S₂O₃ 0,1 M digunakan karena termasuk larutan standar yang konsentrasinya tetap dan tidak mudah berubah dan mampu menitrasi I₂. Titrasi ini menggunakan iodum yang digunakan yang terdistribusi dengan air dan kloroform ekuivalen dengan jumlah mol tiosulfat yang digunakan. Titrasi dilakukan sebanyak 3 kali untuk masing-masing lapisan agar diperoleh hasil yang lebih akurat. Titrasi dilakukan hingga larutan menjadi bening. Pada titrasi terjadi reaksi redoks dimana ion tetraksonat yang tidak berwarna sehingga menghasilkan larutan yang tidak berwarna. Adapun reaksinya:

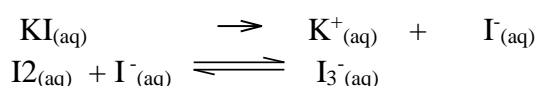




Reaksi lengkap:



Ketika volume titran yang digunakan pada lapisan bawah lebih banyak terdistribusi kedalam kloroform dibandingkan terdistribusi ke air. Hal ini disebabkan oleh sifat kloroform yang hampir sama dengan I_2 . I_2 bersifat semipolar, air bersifat polar dan kloroform yang bersifat semipolar yang telah hampir nonpolar (sifat transisi antara semipolar dengan polar). Oleh karena itu, I_2 lebih cenderung terdistribusi kedalam kloroform dibanding ke air (Soebagio, 2002:34). I_2 dapat terdistribusi kedalam air dikarenakan terdapat ion I^- yang berasal dari KI bereaksi dengan 2I^- membentuk I_3^- . Ion I_3^- inilah yang bersifat polar dan terdistribusi kedalam air. Namun ion I_3^- yang dihasilkan hanya sedikit, akibatnya hanya sedikit pula yang terdistribusi kedalam air. Adapun reaksi yang terjadi:



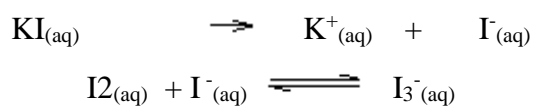
(Tim Dosen Kimia Fisik, 2018:21).

Nilai K_d dalam percobaan ini perlu ditentukan untuk mengetahui banyaknya I_2 yang terdistribusi kedalam pelarut organik (kloroform) dan air.

Prinsip dasar dari percobaan ini yaitu distribusi zat terlarut I_2 kedalam dua pelarut yang tidak saling bercampur yaitu air dan kloroform. Adapun prinsip kerjanya yakni pengukuran, pencampuran, pengocokan, pemisahan dan penitrasi. Titrasi yang digunakan yaitu titrasi iodometri yakni metode analisis yang melibatkan reaksi reduksi-oksidasi (redoks) secara langsung, dimana tidak memerlukan reaksi antara untuk menghasilkan I_2 (Asip, 2013: 24).

Penentuan koefisien distribusi I_2 dalam air-kloroform dilakukan dengan cara memisahkan lapisan atas (I_2 dalam H_2O) dengan lapisan bawah (I_2 dalam CHCl_3) dalam corong pisah. Kemudian setiap larutan yang telah dipisahkan dititrasi dengan menggunakan larutan standar $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 M. Larutan standar $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 M digunakan karena termasuk larutan standar yang konsentrasinya tetap dan tidak mudah berubah dan mampu menitrasi I_2 . Titrasi ini menggunakan iodium yang digunakan yang terdistribusi dengan air dan kloroform ekuivalen dengan jumlah mol tiosulfat yang digunakan. Titrasi dilakukan sebanyak 3 kali untuk masing-masing lapisan agar diperoleh hasil yang lebih akurat. Titrasi dilakukan hingga larutan menjadi bening. Pada titrasi terjadi reaksi redoks dimana ion tetratationat yang tidak berwarna sehingga menghasilkan larutan yang tidak berwarna.

Ketika volume titran yang digunakan pada lapisan bawah lebih banyak terdistribusi kedalam kloroform dibandingkan terdistribusi ke air. Hal ini disebabkan oleh sifat kloroform yang hampir sama dengan I_2 . I_2 bersifat semipolar, air bersifat polar dan kloroform yang bersifat semipolar yang telah hampir nonpolar (sifat transisi antara semipolar dengan polar). Oleh karena itu, I_2 lebih cenderung terdistribusi kedalam kloroform dibanding ke air (Soebagio, 2002:34). I_2 dapat terdistribusi kedalam air dikarenakan terdapat ion I^- yang berasal dari KI bereaksi dengan $2I^-$ membentuk I_3^- . Ion I_3^- inilah yang bersifat polar dan terdistribusi kedalam air. Namun ion I_3^- yang dihasilkan hanya sedikit, akibatnya hanya sedikit pula yang terdistribusi kedalam air. Adapun reaksi yang terjadi:



(Tim Dosen Kimia Fisik, 2018:21).

Koefisien distribusi (K_d) dapat diperoleh dari perbandingan konsentrasi iod yang terdistribusi ke fasa organik dengan konsentrasi iod yang terdistribusi ke fasa air. Berdasarkan hasil analisis data, nilai K_d yang diperoleh pada percobaan ini adalah 2,631 dengan konsentrasi I_2 [$CHCl_3$] adalah $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ dan I_2 [H_2O] adalah $0,019 \text{ mol L}^{-1}$. Hasil yang diperoleh telah sesuai dengan teori yang menyatakan bahwa jika harga K_d besar atau berada diatas 1 maka solut secara kualitatif akan cenderung terdistribusi lebih besar/ banyak kedalam pelarut organik begitupula dengan keadaan sebaliknya (Soebagio, 2002:34).

BAB IV

PENENTUAN TETAPAN KESETIMBANGAN ION TRIODIDA

Kesetimbangan kimia terjadi apabila laju reaksi maju dan laju reaksi balik sama besar dengan konsentrasi reaktan dari produk tidak lagi berubah seiring berjalannya waktu. Kesetimbangan kimia merupakan proses dinamik. Hal ini dapat diibaratkan dengan gerakan para pemain ski di suatu resor ski yang ramai, jumlah pemain ski yang naik gunung lama dengan yang turun berseluncur bersama. Jadi, walaupun ada perpindahan pemain ski, jumlah orang di atas dan di bawah tetap sama. Reaksi kesetimbangan kimia melibatkan zat – zat yang berbeda untuk reaktan dan juga produknya (Chang, 2005 :66).

Persamaan – persamaan dasar termodinamika yang telah diturunkan hanya berlaku untuk sistem dengan komposisi tetap, artinya tidak terjadi transfer materi dengan lingkungannya (sistem tertutup). Meskipun reaksi kimia, banyak dilakukan dalam tempat tertutup, namun reaksi yang sedang berlangsung dapat dipandang sebagai sistem terbuka. Pada sistem ini zat pereaksi dianggap keluar dari sistem dan zat hasil reaksi masuk ke dalam sistem. Hasil dari persamaan – persamaan tersebut digunakan untuk menurunkan syarat tercapainya kesetimbangan kimia dalam suatu reaksi (Rohman dan Sri, 2004 : 123).

Menurut hukum distribusi Nernst, bila ke dalam dua pelarut yang tidak saling bercampur dimasukkan zat terlarut (solute) yang dapat larut dalam kedua pelarut tersebut maka akan terjadi pembagian kelarutan. Kedua pelarut tersebut umumnya pelarut organik dan air. Prakteknya, solute akan terdistribusi dengan sendirinya ke dalam dua pelarut tersebut setelah dikocok dan dibiarkan terpisah. Perbandingan konsentrasi solute di dalam kedua pelarut tetap dan merupakan suatu tetapan pada suhu tetap. Tetapan tersebut disebut sebagai tetapan distribusi atau koefisien distribusi (Soebagio, 2003 : 34).

Tetapan K_D dikenal sebagai koefisien distribusi atau partisi. Penting untuk mencatat bahwa angka banding C_2/C_1 hanya konstan bila zat yang terlarut mempunyai massa molekul relatif yang sama untuk kedua pelarut itu. Hukum distribusi atau partisi dapat dirumuskan : bila suatu zat pelarut terdistribusi ini tidak langsung pada spesi molekul lain apapun yang mungkin ada. Harga angka banding berubah dengan sifat dasar kedua pelarut, sifat dasar zat terlarut, dan temperatur. Mengambil suatu zat terlarut dari dalam larutan air oleh suatu pelarut yang tak dapat bercampur dengan air disebut ekstraksi dengan pelarut. Teknik ini sering kali digunakan untuk pemisahan. Maka pada suatu temperatur yang konstan antara kedua pelarut itu, dan angka banding distribusi ini tak bergantung pada spesi molekul lain (Svehla, 1985 : 140).

Angka banding distribusi menyatakan perbandingan konsentrasi total zat terlarut dalam pelarut organik (fasa organik) dan pelarut air (fasa air). Jika zat terlarut itu adalah senyawa x maka rumus angka bandingnya dapat ditulis:

$$D = \frac{\text{konsentrasi total senyawa x dalam fasa organik}}{\text{konsentrasi total senyawa x dalam fasa air}}$$

Untuk keperluan analisis kimia angka banding distribusi (D) akan lebih bermakna daripada koefisien distribusi (K_D). pada kondisi ideal dan tidak terjadi asosiasi, disosiasi, atau polimerisasi, maka harga K_D sama dengan D. Harga D tidak konstan antarlain dipengaruhi oleh adanya pH (Soebagio, dkk, 2002 :35).

Kesetimbangan kimia merepresentasikan suatu kesetaran antara reaksi maju dan reaksi balik. Dalam kebanyakan kasus, kesetaraan ini sangat rentan. Perubahan kondisi percobaan dapat mengganggu kesetaraan dan menggeser posisi kesetimbangan sehingga produk yang diinginkan bias terbentuk lebih banyak atau kurang. Bila kita katakan bahwa posisi kesetimbangan bergeser ke kanan, misalnya, yang kita maksudkan ialah bahwa reaksi bersih sekarang adalah dari kiri ke kanan. Dimana variabel – variabel percobaan yang diatur adalah tekanan, konsentrasi, volume, dan suhu. Selain itu katalis juga berpengaruh dalam suatu kesetimbangan reaksi (Chang, 2005 : 79).

Kesetimbangan heterogen terjadi jika zat – zat yang terlibat dalam kesetimbangan kimia lebih dari satu fasa. Sampai sejauh ini kita baru membicarakan kesetimbangan homogen dalam fasa gas. Reaksi kimia yang melibatkan lebih dari satu fasa, rumusan untuk tetapan kesetimbangan sama saja, hanya perlu pengetahuan tambahan mengenai aktivitas zat padat dan zat cair murni. Dapat ditinjau penguraian termal kalsium karbonat dalam suatu tempat tertutup.

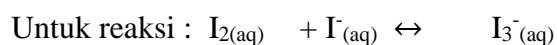


Tetapan kesetimbangan termodinamikanya adalah:

$$K = \frac{a_{\text{CaO}} a_{\text{CO}_2}}{a_{\text{CaCO}_3}}$$

Contoh kesetimbangan kimia adalah reaksi hidrolisis yang merupakan reaksi reversibel yang konversi maksimalnya dibatasi oleh konversi kesetimbangan. Salah satu cara yang digunakan untuk meningkatkan konversinya adalah dengan cara pengambilan produk yang terbentuk secara kontinyu. Tujuan pengambilan produk pada reaksi hidrolisis ini adalah untuk menggeser reaksi agar bergerak ke arah produk. Sehingga konversi dapat terus meningkat hingga mencapai konversi optimum. Semakin cepat waktu pengambilan produk pada hidrolisis, konversi minyak menjadi asam lemah yang semakin besar atau juga semakin bertambah banyak (Setyawardhani, dkk, 2013: 66-67).

Iodium I_2 sedikit larut di dalam air namun larut di dalam air yang mengandung ion I^- , misalnya dalam larutan KI. I_2 dan I^- dalam larutan air akan membentuk ion triiodida, I_3^- dan reaksinya merupakan reaksi kesetimbangan.



Kesetimbangan ini berlangsung dalam larutan air, untuk itu perlu menghitung konsentrasi - konsentrasi yang bersangkutan dalam air. Dari percobaan penentuan tetapan distribusi diatas dapat dihitung nilai K_d kemudian dengan rumus :

$$K_d = \frac{[I_2]_{H_2O}}{[I_2]_{CCl_4}}$$

Dapat dihitung konsentrasi $[I_2]$ H_2O dengan persamaan $[I_2]_{H_2O} = K_d [I_2]_{CCl_4}$ dan selanjutnya dapat dihitung $[I_3^-]_{H_2O}$ dan $[I^-]_{H_2O}$. I_2 lebih mudah larut dalam KI, itulah sebabnya I_2 yang terdistribusi ke dalam lapisan atas lebih banyak atau lebih melimpah (Tim Dosen Kimia Fisik I, 2018: 21-22).

Kesetimbangan iodin dapat diukur melalui pengaturan pH dalam fasa sumber dalam air untuk dapat transpor dalam bentuk molekul ke fasa membran kloroform. Menurut Betrabe, dalam larutan air iodin akan terhidrolisis seperti reaksi berikut:



Pengaturan pH ditujukan untuk mendifusi I_2 dalam bentuk molekul ke dalam fasa membran kloroform. Pada rentang pH 3-6 (kondisi asam di fasa sumber) merupakan kondisi yang tepat untuk mendifusikan iodin dalam bentuk molekul dalam fasa membran. Difusi ini terjadi di antarmuka fasa sumber dan fasa membran dalam bentuk reaksi transisi dan terjadi pada pH tertentu. I_2 memiliki kelarutan yang baik dalam pelarut organik seperti kloroform dan lain-lain. Proses transpor iodin dari fasa sumber- fasa membran- fasa penerima berlangsung melalui proses difusi. Prosedur yang sama dilakukan untuk mendapatkan optimasi terhadap parameter yang diuji antara lain, pengaruh pH fasa sumber, pengaruh pH fasa penerima dan pengaruh lama waktu (Refinel, dkk, 2011 : 54).

Kesetimbangan adalah keadaan dimana reaksi berakhir dengan suatu campuran yang mengandung baik zat pereaksi maupun hasil reaksi. Hukum kesetimbangan adalah hasil kali konsentrasi setimbang zat yang berada di ruas kanan dibagi hasil kali konsentrasi setimbang zat yang berada di ruas kiri yang masing – masing dipangkatkan dengan koefisien reaksinya (Brady,1999). Sedangkan menurut Chang (2005 :66), kesetimbangan terjadi apabila laju reaksi maju dan laju reaksi balik sama besar dengan konsentrasi reaktan dan produk tidak lagi berubah seiring berjalannya waktu. Tetapan kesetimbangan adalah perbandingan antara konsentrasi hasil – hasil reaksi dengan konsentrasi hasil – hasil pereaksi (Sukardjo, 1985 : 105).

Menurut hukum distribusi Nernst, bila ke dalam dua pelarut yang tidak saling bercampur dimasukkan zat terlarut (solute) yang dapat larut dalam kedua pelarut tersebut maka akan terjadi pembagian kelarutan. Kedua pelarut tersebut umumnya pelarut organik dan air. Pada perbandingan konsentrasi solute di dalam kedua pelarut tetap dan merupakan suatu tetapan pada suhu tetap. Tetapan tersebut disebut sebagai tetapan distribusi atau koefisien distribusi dengan simbol K_d (Soebagio, 2003 : 34). Nilai K_d dalam percobaan ini perlu ditentukan untuk mengetahui banyak I_2 yang terdistribusi ke dalam pelarut organik dan air.

Dapat diketahui bahwa I_2 terdistribusi lebih banyak ke dalam lapisan bawah (I_2 dalam $CHCl_3$) dibandingkan pada lapisan (I_2 dalam H_2O jika harga K_d besar (> 1), solute secara kualitatif akan cenderung terdistribusi lebih besar atau banyak ke dalam pelarut organik begitu pula dengan hal yang sebaliknya (Soebagio, 2003 : 34). Jika yang diperoleh tetapan kesetimbangan reaksi pembentukan ion triiodida (K) sebesar 16,444 M⁻¹ yang menunjukkan bahwa produk triiodida yang diperoleh jumlahnya sangat sedikit. Hal ini tidak sesuai dengan teori yang menyatakan bahwa tetapan kesetimbangan pembentukan ion triiodida sebesar 710 M (latief, 2014). Perbedaan tersebut dikarenakan adanya perbedaan suhu kamar yang digunakan dan distribusi iod yang tidak merata.

BAB V

TETAPAN KESETIMBANGAN FASA CAIR

Kesetimbangan kimia merupakan proses dinamik, ini dapat diibaratkan dengan gerakan-gerakan yang melibatkan zat-zat yang berbeda untuk reaktan dan produknya. Kesetimbangan antara dua fasa dari zat yang sama dinamakan kesetimbangan fisis karena perubahan yang terjadi hanyalah proses fisis. Penguapan air dalam wadah tertutup pada suhu tertentu merupakan contoh kesetimbangan. Fisis misalnya molekul H_2O yang meninggalkan dan kemudian kembali ke fasa cair sama banyaknya.

Tetapan kesetimbangan (K) merupakan angka yang dihitung dari data eksperimen. Ada dua cara yaitu pertama menggunakan energi bebas standar reaksi dan kedua ialah dengan pengukuran langsung konsentrasi kesetimbangan yang dapat disubstitusikan ke dalam ungkapan aksi massa. Harga tetapan kesetimbangan sangat berguna baik secara kuantitatif maupun kualitatif. Secara kuantitatif, memungkinkan menghitung konsentrasi pereaksi dan atau hasil reaksi dalam sistem kesetimbangan, sedang secara kualitatif memberikan informasi tentang sejauh mana reaksi berlangsung ke arah reaksi sempurna (Haryono, 2019).

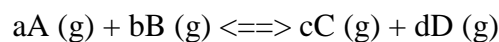
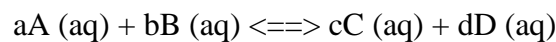
Semakin kecil K_c maka semakin sedikit pereaksi yang membentuk produk reaksi. Posisi kesetimbangan berada di kiri. Sebaliknya semakin besar K_c semakin banyak produk reaksi yang terbentuk. Posisi kesetimbangan berada di kanan. Nilai yang diperoleh dari perhitungan hukum kesetimbangan disebut tetapan kesetimbangan. Zat-zat yang terdapat dalam kesetimbangan berbentuk padat (s), larutan (aq), gas (g), dan cair (l). Pada zat padat murni atau zat cair murni, hal itu terjadi dengan sangat lambat sehingga dapat diabaikan. Oleh karena itu, yang dimasukkan dalam tetapan kesetimbangan konsentrasi hanya zat-zat yang berbentuk gas (g) dan larutan (aq). Sementara zat-zat yang berbentuk padat (s) dan cairan murni (l) tersebut tidak disertakan dalam persamaan tetapan kesetimbangan (K_c) (Nursa, 2023).

Tetapan kesetimbangan K_c dan K_p , Konsentrasi di dalam persamaan konstanta kesetimbangan biasanya dinyatakan dengan mol/L (M), oleh karena itu simbol K seringkali dituliskan dengan K_c (tetapan kesetimbangan konsentrasi). Akan tetapi untuk gas, konsentrasi reaktan atau produk dapat dinyatakan dengan tekanan parsial p , sehingga K dituliskan dengan K_p (tetapan kesetimbangan parsial).

- Tetapan kesetimbangan K_c merupakan perbandingan (hasil bagi) antara konsentrasi molar zat-zat ruas kanan dengan konsentrasi molar zat ruas kiri yang dipangkatkan dengan koefisiennya. Karena fasa padat (s) dan cair (l) tidak memiliki konsentrasi, maka kedua fasa ini tidak dilibatkan dalam rumus tetapan kesetimbangan K_c dan diberi nilai=1.

- Tetapan kesetimbangan K_p merupakan perbandingan (hasil bagi) antara tekanan parsial (P_x) zat-zat ruas kanan dengan tekanan parsial zat ruas kiri yang dipangkatkan dengan koefisien masing-masing. Hanya zat yang berfasa gas (g) yang diperhitungkan dalam rumus tetapan kesetimbangan K_p . Zat dengan fasa selain gas (s, l, aq) tidak dicantumkan dalam rumus tetapan kesetimbangan K_p , tetapi diberi nilai = 1.
- Kesetimbangan Homogen

Sesuai dengan namanya yang mengandung kata “homogen”, kesetimbangan ini merupakan jenis kesetimbangan yang terjadi pada saat produk dan juga reaktan-nya berasal dari fase yang sama, yaitu seluruhnya gas (g) atau seluruhnya cairan (aq). Misalnya sebagai berikut:



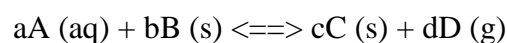
Maka, nilai kesetimbangan disusun sebagai berikut:

$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

Dimana: K_c = tetapan kesetimbangan (molar); $[A]$ = molaritas zat A (M); $[B]$ = molaritas zat B (M); $[C]$ = molaritas zat C (M); $[D]$ = molaritas zat D (M)

- Kesetimbangan Heterogen

Kesetimbangan heterogen merupakan jenis kesetimbangan yang terjadi pada saat produk dan reaktan memiliki fase yang berbeda. Di mana yang hanya mempengaruhi tetapan kesetimbangan hanya unsur yang berwujud gas (g) dan cairan (aq). Misalnya sebagai berikut:



Maka, nilai kesetimbangan disusun sebagai berikut:

$$K_c = \frac{[D]^d}{[A]^a}$$

Di mana: K_c = tetapan kesetimbangan; $[A]$ = Molaritas zat A (M); $[D]$ = Molaritas zat D (M). Zat B tidak masuk dalam rumus karena merupakan fase padat (s) yang nilai molaritasnya adalah 1.

Nilai K_c merupakan sifat hakiki yang sudah melekat pada reaksi kimia dan tidak bergantung pada konsentrasi awal dari reaktan dan produk. Apabila tetapan kesetimbangan besar, maka kesetimbangan amat besar, konsentrasi atau tekanan parsial dari reaktan. Apabila tetapan kesetimbangan sangat kecil, konsentrasi atau tekanan parsial produk dan tingkat reaksi menjadi sangat kecil. Apabila tetapan kesetimbangan bernilai 1, konsentrasi atau

tekanan reaktan dan produk akan ada dalam jumlah yang sebanding pada saat terjadi kesetimbangan (Day, 2002: 246).

Percobaan ini bertujuan untuk menentukan tetapan kesetimbangan K_C esterifikasi asam asetat. Reaksi esterifikasi dikenal sebagai reaksi pembentukan ester. Ester dapat dibuat dengan mereaksikan asam karboksilat dengan alkohol menggunakan katalisator asam (H_2SO_4) atau (HCl) (Rasyid, 2009: 101). Prinsip dasar percobaan ini adalah pembuatan ester (etil asetat) dengan mereaksikan asam karboksilat (asam asetat glasial) dan alkohol (etanol) menggunakan katalisator asam (H_2SO_4). Sedangkan prinsip kerjanya adalah pengukuran, penyaringan, pemanasan, pemisahan dan penimbangan.

Percobaan pertama yaitu menentukan massa jenis CH_3COOH dan C_2H_5OH dengan menggunakan piknometer. Percobaan dilakukan dengan terlebih dahulu mencuci piknometer dengan menggunakan aquades (H_2O) yang berfungsi untuk membersihkan piknometer dari zat-zat pengotor yang mampu mempengaruhi nilai massa jenis yang akan diperoleh. Piknometer kemudian dikeringkan dengan menggunakan hair dryer yang berfungsi untuk mengeringkan atau menghilangkan uap air yang terkandung dalam piknometer. Kemudian piknometer tersebut didiamkan selama beberapa menit dalam suhu ruang untuk mempercepat terjadinya proses pendinginan dan agar piknometer tidak lagi menyerap uap- uap air yang terdapat di udara.

Dalam proses pengeringan piknometer digunakan hair dryer karena dapat membuat proses pengeringan lebih efektif dan efisien, karena membutuhkan waktu yang tidak terlalu lama untuk melakukan proses pengeringan. Serta piknometer yang dikeringkan menggunakan hair dryer itu betul- betul kering dan terbebas dari uap air. Piknometer yang telah kering dan dingin kemudian ditimbang berat kosongnya. Selanjutnya piknometer diisi dengan etanol (C_2H_5OH) dan asam asetat glasial (CH_3COOH) sampai piknometer terisi penuh lalu kemudian ditimbang beratnya dan diperoleh berat isi, massa jenis diperoleh dari selisih berat (massa) isi dan selisih berat (massa) kosong dibagi volume piknometer. Berdasarkan hasil yang diperoleh, massa jenis CH_3COOH yaitu 1,0626 gram/mL sedangkan massa jenis C_2H_5OH 0,7864 gram/mL. Hasil yang diperoleh telah mendekati secara teori yaitu massa jenis CH_3COOH sebesar 1,04 gram/mL sedangkan massa jenis C_2H_5OH yaitu 0,78 gram/mL.

Percobaan selanjutnya yaitu reaksi esterifikasi. Esterifikasi adalah reaksi pembentukan ester (Rasyid, 2009) dimana ester yang dibuat dalam percobaan ini adalah etil asetat. Etil asetat adalah jenis ester yang akan dibuat dengan mereaksikan asam asetat dengan etanol dengan menggunakan H_2SO_4 sebagai katalis. Percobaan ini dilakukan dengan kristal $CuSO_4$ anhidrat dilarutkan dalam etanol 96% yang berfungsi untuk mengikat air yang terkandung dalam etanol,

karena etanol yang digunakan pada percobaan ini adalah etanol 96% yang berarti etanol yang digunakan tingkat kemurniannya adalah 96% dan 4% adalah air. Kristal CuSO_4 yang mana sebelumnya dilarutkan dalam etanol berwarna putih dan setelah dilarutkan dalam etana berubah menjadi biru yang menandakan bahwa kristal telah mengikat air. Kristal CuSO_4 anhidrat dilarutkan juga ke dalam asam asetat glasial yang berfungsi untuk mengikat air yang terkandung asam asetat glasial dimana jika kristal telah mengikat air ditandai dengan warna Kristal CuSO_4 dari putih menjadi biru, dalam percobaan ini digunakan CH_3COOH glasial karena tingkat kemurninya lebih tinggi dibandingkan dengan CH_3COOH biasa sehingga kandungan air dari asam asetat glasial lebih sedikit sehingga ester lebih mudah terbentuk dan alasan mengapa harus mengikat air karena pada saat CuSO_4 dan CH_3COOH direaksikan, air yang merupakan produk samping telah terikat pada kristal Kristal CuSO_4 hingga etil asetat (ester) yang diperoleh betul-betul murni (Johan, 2017).

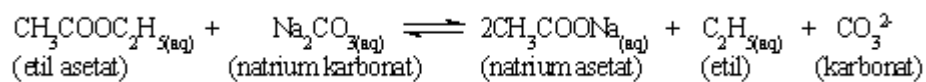
Penambahan Kristal CuSO_4 tidak dilakukan diakhir karena akan mengganggu produk (ester) yang dihasilkan. Dalam percobaan ini juga digunakan volume $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ dan CH_3COOH yang berbeda, yaitu $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 200 mL dan CH_3COOH glasial 250 mL karena asam asetat glasial sebagai penyedia gugus utama sedangkan etanol hanya sebagai alkil atau rantai samping sehingga volume asam asetat lebih banyak dari etanol.

Kedua larutan disaring dengan tujuan untuk memisahkan filtrat yaitu etanol dan asam asetat glasial dengan residu yaitu Kristal CuSO_4 . Kedua filtrat ini kemudian dicampur dimana pencampuran ini terjadi reaksi esterifikasi yaitu reaksi antara alkohol (etanol) dan asam karboksilat (asam asetat glasial) menghasilkan ester (etil asetat) dan air. Campuran kemudian ditambahkan H_2SO_4 pekat yang berfungsi sebagai katalis selain itu juga dapat berperan sebagai pemberi suasana asam.

Campuran yang telah ditambahkan H_2SO_4 pekat tetap bening artinya reaksi telah berlangsung dalam campuran tersebut. Campuran kemudian dipanaskan hingga diperoleh kesetimbangan. Pemanasan bertujuan untuk mempercepat reaksi antara etanol dan asam asetat glasial, karena tumbukan antar partikel etanol dan asam asetat glasial pun cepat dan sering terjadi akibat gerakan partikel yang cepat. Pemanasan dilakukan sampai terbentuk gelembung. Terbentuknya gelembung menandakan bahwa telah terjadi kesetimbangan. Pemanasan harus tetap dijaga agar tidak mendidih untuk menghindari menguapnya etanol, dimana titik didih etanol sebesar $78,37^\circ\text{C}$, maka jika melampaui batas tersebut maka etanol akan mendidih. Karena jika etanol menguap maka tidak akan terbentuk ester, dimana fungsi dari etanol adalah sebagai penyedia gugus alkil atau rantai samping sehingga jika etanol menguap maka ester tidak terbentuk secara sempurna.

Larutan ester (etil asetat) yang diperoleh kemudian dimasukkan ke dalam corong pisah dan dilakukan pemisahan sebanyak 3 kali dengan volume yang sama. Pada saat larutan dimasukkan kedalam corong pisah, larutan terbentuk dua lapisan yaitu lapisan atas dan lapisan bawah, dimana lapisan atas adalah etil asetat dan lapisan bawah adalah air. Terbentuknya dua lapisan dikarenakan adanya perbedaan massa jenis antara etil asetat dan air yang mana massa jenis etil asetat adalah 0,887 g/mL sedangkan air adalah 1,00 g/mL sehingga menyebabkan etil asetat berada dilapisan atas karena massa jenis etil asetat lebih ringan daripada air.

Larutan ditambahkan Na_2CO_3 jenuh yang berfungsi untuk mengendapkan etil asetat dalam bentuk kristal. Berdasarkan percobaan yang dilakukan tidak diperoleh adanya kristal, hal ini disebabkan karena Na_2CO_3 yang digunakan sudah tidak jenuh lagi sehingga Na_2CO_3 tersebut tidak dapat mengendapkan etil asetat. Adapun reaksi yang terjadi:



Terbentuknya dua lapisan pada corong pisah juga disebabkan karena adanya perbedaan kepolaran dimana air bersifat polar dan etil asetat bersifat non polar, sehingga keduanya tidak saling bercampur. Volume etil asetat yang terdapat dalam corong pisah diukur dan masing-masing dikalikan dengan massa jenis etil asetat untuk memperoleh massa etil asetat. Massa etil asetat yang diperoleh 1,0824 g. Nilai Kc esterifikasi berdasarkan analisis data yang diperoleh yaitu $K_c = 3,4880 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1}$ yang berarti tetapan kesetimbangan esterifikasi asam asetat < 1 yang berarti kesetimbangan bergeser ke arah reaktan. Nilai Kc esterifikasi asam asetat dapat dihitung dengan menggunakan rumus:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_5]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

Nilai $[\text{H}_2\text{O}]$ tidak dimasukkan dalam perhitungan, karena H_2O berwujud cair sehingga nilainya dianggap 1. Yang mana untuk perhitungan nilai Kc hanya pada senyawa yang berwujud larutan (aq) atau gas (g). nilai konsentrasi $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ dan $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$ dapat dicari jika nilai massa jenisnya dapat diketahui nilai massanya, selanjutnya nilai mol, dan terakhir nilai konsentrasinya.

BAB VI

ORDE REAKSI DAN TETAPAN LAJU REAKSI

Saat ini penting untuk memikirkan arti laju atau kecepatan dari suatu reaksi. Kata laju dan kecepatan memiliki konotasi sebagai suatu proses yang melibatkan waktu, seperti laju pergerakan mobil. Sebagai contoh, jika suatu mobil bergerak dengan kecepatan tetap 30 mil/jam, kita mengharapkan bahwa, setelah 1 jam, mobil berada sejauh 30 mil dari tempat awal kita menghitung waktu. Pemikiran serupa juga berlaku untuk laju reaksi kimia (Lagowski, 2012: 15).

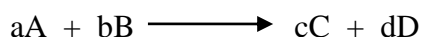
Bidang kimia yang mengkaji kecepatan atau laju, terjadinya reaksi kimia dinamakan kinetika kimia. Kata “kinetika” menyatakan gerakan atau perubahan. Energi kinetik didefinisikan sebagai energi yang tersedia karena gerakan suatu benda. Disini kinetika merujuk pada laju reaksi (*reaction rate*) yaitu perubahan konsentrasi reaktan atau produk terhadap waktu (M/s) (Chang, 2004: 30).

Laju suatu reaksi kimia dapat diartikan sebagai jumlah peristiwa kimia yang terjadi dalam suatu waktu tertentu. Peristiwa kimia ini ditandai dengan hilangnya reaktan dan munculnya produk. Sebagai contoh, untuk reaksi dua zat, A dan B untuk membentuk produk C dan D.



Dapat dibayangkan pada awalnya ada molekul A dan B dalam sistem, dengan berjalannya waktu, molekul A dan B menghilang, sedangkan molekul C dan D muncul. Jika dianalisis campuran reaksi pada waktu kapanpun setelah awal saat reaksi dimulai, kita akan menemukan konsentrasi A dan B menjadi lebih kecil daripada jumlah mula-mula, sedangkan konsentrasi C dan D akan lebih besar (Lagowski, 2012: 15).

Cara untuk mengkaji pengaruh konsentrasi reaktan terhadap laju reaksi ialah dengan menentukan bagaimana laju awal bergantung pada konsentrasi awal. Konstanta laju (*k*) adalah konstanta kesebandingan antara laju reaksi dengan konsentrasi reaktan. Persamaan ini disebut hukum laju (*rate law*), yaitu persamaan yang menghubungkan laju reaksi dengan konstanta laju dan konsentrasi reaktan. Untuk reaksi umum dengan jenis:



maka hukum lajunya berbentuk :

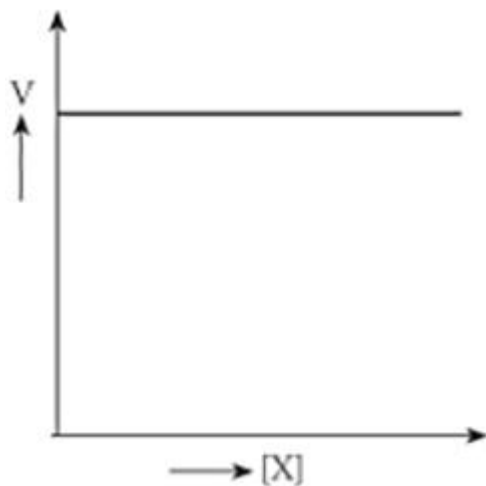
$$\text{laju} = k[A]^x[B]^y$$

jika telah diketahui nilai k , x , dan y , serta konsentrasi A dan B, maka dapat menggunakan hukum laju untuk menghitung laju reaksi. Seperti halnya dengan k , x , dan y harus ditentukan melalui percobaan. Jumlah dari pangkat-pangkat setiap reaksi konsentrasi reaktan yang ada dalam hukum laju disebut orde reaksi (*reaction order*) (Chang, 2004: 33-34).

Orde Reaksi adalah Pangkat konsentrasi pereaksi pada persamaan laju reaksi. Waktu Paruh adalah Waktu yang dibutuhkan untuk sejumlah zat agar berkurang menjadi setengah dari nilai atau jumlah awalnya.

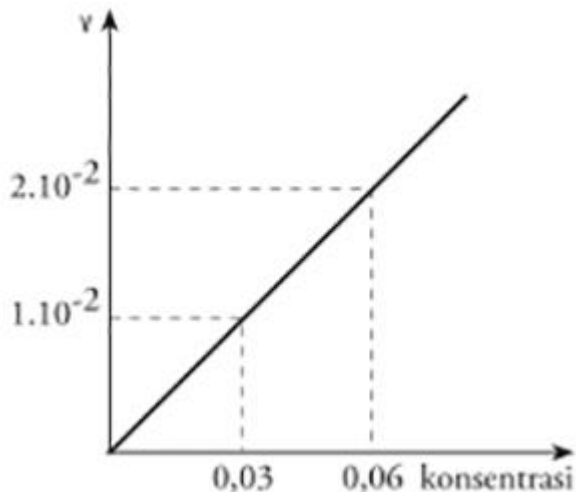
1. Orde Nol

Orde nol atau orde reaksi nol merupakan suatu reaksi dikatakan berorde nol terhadap salah satu pereaksinya apabila perubahan konsentrasi pereaksinya tidak memengaruhi laju reaksi. Bila diplot konsentrasi suatu pereaksi (sumbu X) vs laju reaksi (v) maka akan didapat grafik



2. Orde Satu

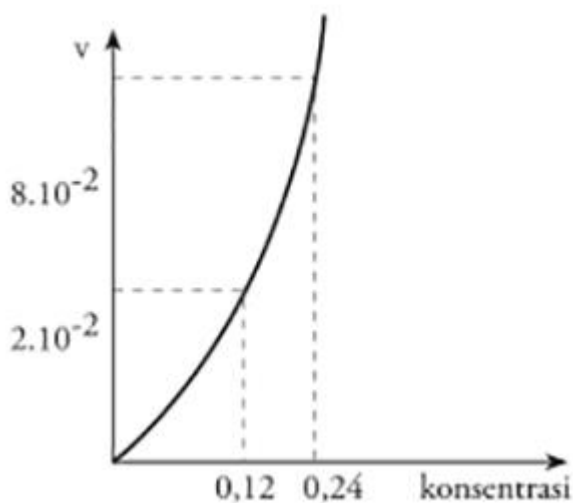
Orde reaksi 1 atau suatu reaksi orde satu terhadap salah satu pereaksinya jika laju reaksinya berbanding lurus dengan konsentrasi pereaksi itu. Sebagai contoh bila konsentrasi pereaksi dilipat-duakan, maka laju reaksi akan menjadi $2^1=2$ kali lipatnya. Bila diplot akan terbentuk kurva berikut:



3. Orde Dua

Suatu reaksi disebut berorde dua terhadap salah satu pereaksi, jika laju reaksi merupakan pangkat dua dari konsentrasi pereaksi itu.

Sebagai contoh bila konsentrasi pereaksi dilipat-duakan, maka laju reaksi akan menjadi $2^2 = 4$ kali lipatnya. Bila diplot akan didapat kurva berikut:



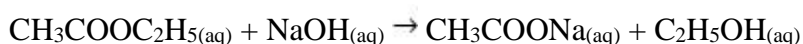
Hidrolisis ester dalam basa disebut saponifikasi, yang berarti "pembuatan sabun" Lebih dari 2000 tahun yang lalu, Phoenicians membuat sabun dengan memanaskan lemak hewani dengan abu kayu. Lemak hewani kaya akan triester gliserol, dan abu kayu adalah sumber kalium karbonat. Pembelahan dasar lemak menghasilkan campuran asam karboksilat rantai panjang sebagai garam kalium mereka. Dalam salah satu studi kinetik paling awal dari reaksi organik, yang dilakukan pada abad ke-19, laju hidrolisis etil asetat dalam natrium hidroksida berair ditemukan sebagai orde pertama dalam ester dan orde pertama dalam basa. Secara keseluruhan, reaksi menunjukkan kinetika orde kedua. Baik ester maupun basa terlibat dalam

langkah penentuan laju atau dalam langkah cepat yang mendahuluinya. Dua proses yang konsisten dengan kinetika orde kedua keduanya melibatkan ion hidroksida sebagai nukleofil tetapi berbeda di lokasi serangan nukleofilik.

Setelah reaksi diklasifikasikan menurut hukum laju, kita dapat menggunakan yang sama untuk memprediksi komposisi campuran reaksi pada setiap tahap reaksi: khususnya, banyak reaksi enzim-katalis dan reaksi transfer elektron biologis secara kinetik serupa. Banyak reaksi dapat diklasifikasikan berdasarkan urutannya, kekuatan yang menjadi konsentrasi suatu spesies dalam hukum laju: urutan pertama dalam A: $v = k_r [A]$, urutan pertama dalam A, urutan pertama dalam B: $v = k_r [A] [B]$ urutan kedua dalam A: $v = k_r [A]^2$, Urutan keseluruhan reaksi adalah jumlah pesanan semua komponen. Tingkat hukum dikedunya sesuai dengan reaksi yang urutan kedua secara keseluruhan (Atkins, 2006: 224).

Laju reaksi adalah penambahan konsentrasi produk atau pengurangan konsentrasi reaktan per satuan waktu. Orde reaksi merupakan pangkat dari konsentrasi zat yang terlibat dalam suatu laju reaksi (Mulyono, 2009 : 312). Reaksi penyabunan etil asetat oleh ion hidroksida merupakan reaksi orde dua, serta untuk menentukan tetapan laju reaksi penyabunan etil asetat oleh ion hidroksida dengan cara titrasi. Larutan etil asetat dan Natrium hidroksida merupakan bahan dasar dalam proses penyabunan.

Contoh dari penentuan orde reaksi dan tetapan laju reaksi adalah ketika larutan etil asetat direaksikan dengan larutan NaOH dalam Erlenmeyer tertutup agar larutannya tidak menguap dan tidak akan terkontaminasi dengan udara luar. Pencampuran larutan etil asetat dan NaOH harus berlangsung dengan cepat karena etil asetat membutuhkan reaksi penguraian sehingga jika larutan etil asetat dituangkan atau dilarutkan ke dalam larutan NaOH maka akan terjadi reaksi penguraian yaitu asam ditambah basa akan menghasilkan garam dan alkohol. Adapun Reaksi yang terjadi yaitu:



Konsentrasi ion OH^- yang bereaksi dengan etil asetat dapat ditentukan dalam waktu tertentu dengan cara mengambil campuran NaOH dan etil asetat kemudian dimasukkan ke dalam larutan HCl. Larutan HCl ini berfungsi untuk mengasamkan campuran sehingga akan menghentikan reaksi antara etil asetat dan NaOH. Setelah reaksi dihentikan, jumlah basa yang terdapat dalam campuran (NaOH sisa) dapat ditentukan dengan menitrasi larutan HCl berlebih dengan menggunakan larutan NaOH 0,02 M. Perlakuan ini berfungsi untuk mengikat HCl berlebih dalam larutan. Volume larutan NaOH yang digunakan untuk menitrasi ekuivalen

dengan volume NaOH yang tersisa yang belum bereaksi dengan etil asetat. Adapun reaksi yang terjadi yaitu:



Menentukan orde reaksi dan tetapan laju reaksi dilakukan titrasi. Pengambilan campuran dilakukan pada menit yang bervariasi yakni pada menit ke 5, 8, 15, 25, 40 dan 65 setelah reaksi dimulai. Hal ini dilakukan untuk mengetahui pengaruh waktu terhadap tetapan laju reaksi. Dari hasil percobaan diperoleh data yang kurang akurat karena volume NaOH yang digunakan untuk menitrasi kelebihan HCl kadang banyak, kadang pula sedikit. Kesalahan ini disebabkan karena kurang teliti pada saat melakukan titrasi dengan menggunakan larutan standar NaOH, pada saat penentuan titik ekuivalen dan titik akhir titrasi, warna larutan hasil titrasi tidak persis sama, ada yang merah muda tua adapula yang merah muda bening, seharusnya warnanya disesuaikan dengan warna larutan pada titrasi I sehingga hasilnya akan lebih akurat. Semakin lama waktu pencampuran maka makin banyak NaOH yang digunakan untuk dapat menitrasi kelebihan HCl. Hal ini berarti konsentrasi NaOH pada campuran semakin bertambah seiring dengan bertambahnya waktu. Adapun nilai tetapan laju reaksi dapat ditentukan dengan menggunakan rumus:

$$k = \frac{1}{at} \times \frac{x}{(a-x)}$$

BAB VII

PERSAMAAN ARRHENIUS DAN ENERGI AKTIVASI

Energi aktivasi persamaan Arrhenius adalah proyeksi stabilitas untuk umur penyimpanan yang umumnya didasarkan pada persamaan Arrhenius. Yang menghubungkan antara konstanta laju reaksi (k) pada suhu (T) dengan konstanta gas (R) dan energi aktivasi (E_a). Hubungan antara konstanta laju reaksi pada dua suhu yang berbeda memberikan energi aktivasi untuk peruraian (Fatmawaty. Dkk, 2015).

Reaksi kimia komponen pangan dapat terjadi apabila dapat melewati energi minimal untuk terjadinya suatu reaksi yang disebut dengan energi aktivasi. Hal ini berdasarkan pada “teori aktivasi” pada reaksi kimia, yaitu suatu reaksi baru mulai berlangsung jika diberikan sejumlah energi minimum tertentu (energi aktivasi). Menurut teori Arrhenius, pengaruh suhu terhadap konstanta laju reaksi dinyatakan dengan persamaan sebagai berikut. Dalam persamaan ini terlihat juga bahwa konstanta laju reaksi kimia (k) dipengaruhi oleh suhu. Semakin tinggi suhu, laju reaksi umumnya semakin cepat atau konstanta laju reaksi (k) semakin meningkat (Kusnandar, 2019).

Percobaan dengan model Arrhenius bertujuan untuk menentukan konstanta laju reaksi (k) pada beberapa suhu penyimpanan, kemudian dilakukan ekstrapolasi untuk menghitung konstanta laju reaksi (k) pada suhu penyimpanan yang diinginkan dengan menggunakan persamaan Arrhenius. Dari persamaan tersebut dapat ditentukan nilai k (konstanta penurunan mutu) pada suhu penyimpanan, kemudian digunakan perhitungan penurunan total bakteri sesuai dengan orde reaksinya. Metode Arrhenius baik untuk diterapkan dalam penyimpanan produk pada suhu penyimpanan yang relative stabil dari waktu ke waktu (Miksusanti.dkk, 2020).

Dalam kondisi temperature ruang penyimpanan yang tetap (atau dianggap tetap). Model persamaan yang digunakan untuk menduga laju penurunan mutu adalah model Arrhenius. Semakin tinggi temperature ruang penyimpanan, semakin cepat pula laju penurunan mutunya. Persamaan Arrhenius dapat digunakan untuk menghitung konstanta penurunan mutu. Dalam menggunakan model Arrhenius terdapat beberapa asumsi yang ditentukan (Pulungan.dkk, 2018).

Melalui pendekatan semi empiris dengan menggunakan persamaan Arrhenius. Model pendekatan pendugaan umur simpan dengan metode empiris menggunakan persamaan Arrhenius biasanya tepat digunakan untuk produk yang mudah rusak diakibatkan terjadinya reaksi kimia (reaksi oksidasi, reaksi maillard, denaturasi protein dan lainnya). Secara umum

reaksi kimia dapat terjadi lebih cepat ketika terjadi peningkatan suhu. Dan persamaan Arrhenius mampu menggambarkan korelasi antara perubahan parameter kualitas produk terhadap suhu penyimpanan. Persamaan ini bisa digunakan untuk memprediksi percepatan kerusakan produk ketika disimpan disuhu yang lebih ekstrim untuk mendapatkan korelasi yang tepat (Saleh.dkk, 2021).

Percobaan ini dilakukan untuk mengetahui bagaimana pengaruh laju reaksi terhadap temperature (suhu) dan menentukan konstanta laju reaksi disetiap energi aktivasi (E_a) dengan menggunakan persamaan Arrhenius. Sebelumnya perlu kita ketahui bahwa energi aktivasi yaitu jumlah minimum energi yang dibutuhkan untuk mengawali reaksi kimia. Apabila energinya lebih besar dari pada energi aktivasi molekul tetap utuh dan tidak ada perubahan akibat tumbukan. Spesi yang terbentuk sementara oleh molekul reaktan sebagai akibat tumbukan sebelum membentuk produk dinamakan kompleks teraktifkan.

Percobaan ini dimulai dari membuat larutan dalam sistem 1 dan 2 tujuannya yaitu untuk memperhatikan dan membandingkan kecepatan dari masing-masing sistem untuk bereaksi membentuk warna biru pada masing-masing tabung dakam sistem tersebut diisi dengan perbandingan volume komposisi yang berbeda. Pada sistem pertama, terdiri dari campuran larutan $K_2S_2O_8$ dan air pada tabung 1 dan campuran KI $Na_2S_2O_3$ dan air. Larutan kanji pada tabung 2, kedua tabunng pada masing-masing sistem dicampurkan ketika telah mencapai suhu yang sama agar larutan dapat bereaksi pada suhu yang sama. Adapun variasi suhu yang digunakan pada percobaan ini adalah $20^\circ C$, $30^\circ C$, $40^\circ C$, $50^\circ C$ dan $60^\circ C$. hal ini dilakukan agar kita dapat mengetahui pengaruh suhu terhadap laju reaksi.

Semakin tinggi suhu maka semakin cepat proses laju reaksi dikarenakan tumbukan-tumbukan antar molekul semakin cepat. Berdasarkan pengamatan dapat dilihat bahwa sistem 1 yang lebih cepat mengalami reaksi ditandai dengan teori dimana uji positif percobaan yakni akan terbentuk larutan yang berwarna biru pada ssat bereaksi.

Larutan kalium persulfate berfungsi sebagai oksidator yang akan mengoksidasi I^- menjadi I_2 , $Na_2S_2O_3$ berfungsi sebagai reduktor yang akan mereduksi I_2 kembali menjadi I^- yang selanjutnya akan dengan amilum yang terkandung dalam kanji. Iodida akan bereaksi dengan amilum setelah $Na_2S_2O_3$ pada campuran habis bereaksi dengan hal ini dijadikan sebagai waktu akhir reaksi. Waktu dimana muncul warna biru pertama kali. Pada saat mencampur larutan dalam tabung 1 dan tabung 2 untuk masing-masing sistem harus dilakukan dengan cepat dengan tujuan agar tidak terjadi perbedaan suhu yang drastis pada masing-masing tabung.

Dari percobaan diperoleh suhu $10^\circ C$ waktu yang diperlukan pada sistem 1: 60 detik, sedangkan sistem 2 37,57 s ; suhu $30^\circ C$ sistem 1 dan 2 adalah 54,17 s dan 34,41 s, suhu 40°

C sistem 1 dan 2 adalah 40,03 s, dan 07,31 s, suhu 50° C sistem 1 dan 2 0,5,57 s dan 10,53 s dan suhu 60° C pada sistem 1 dan 2 adalah 0,2.56 s dan 03.31 s.

Percobaan yang dilakukan pada sistem 1 tidak sesuai dengan teori, sedangkan pada percobaan 2 atau sistem 2 telah sesuai dengan teori. Dimana diperoleh data yang menunjukkan hubungan antara laju reaksi dengan suhu (T) berbanding lurus. Semakin tinggi suhu semakin tinggi pula suhu campuran pada saat direaksikan sehingga semakin cepat pula waktu untuk bereaksi.

Penurunan suhu akan memperlambat reaksi, sedangkan kenaikan suhu menaikkan reaksi. Dengan menaikkan suhu maka energi kinetic molekul zat yang bereaksi makin bertambah molekul-molekul dengan energi kinetic yang ditingkatkan ini bila saling bertumbukan akan menghasilkan energi tumbukan yang cukup untuk memutus molekul. Sehingga reaksi itu terjadi. Molekul-molekul yang berenergi lebih tinggi terdapat pada suhu yang lebih tinggi.

Dari analisis data diperoleh E_a untuk sistem 1 yaitu $E_a = 7,9598 \text{ j/mol}$ sedangkan sistem 2 yaitu $7,9598 \text{ j/mol}$. Hubungan energi aktivasi dengan laju reaksi adalah berbanding terbalik. Semakin besar energi aktivasi maka laju reaksi akan semakin lambat karena energi minimum untuk terjadi reaksi semakin besar. Semakin kecil harga $\ln k$ maka harga $1/T$ semakin besar. Ini membuktikan bahwa semakin tinggi temperature maka energi aktivasinya akan semakin kecil dan semakin memperbesar harga laju reaksi.

BAB VIII

HASIL KALI KELARUTAN

1. Pengertian Kelarutan

Kelarutan (solubility) suatu senyawa dalam suatu pelarut didefinisikan sebagai jumlah terbanyak (yang dinyatakan baik dalam gram atau dalam mol) yang akan larut dalam kesetimbangan dalam volume pelarut tertentu pada suhu tertentu.

Sebagai contoh pencampuran gula pasir dan air akan membentuk suatu larutan, yaitu campuran antara zat terlarut dan pelarut. Zat terlarut adalah zat yang dilarutkan ke dalam zat pelarut yang jumlahnya lebih sedikit daripada zat pelarut. Pelarut adalah zat yang digunakan untuk melarutkan suatu zat dan biasanya jumlahnya lebih besar daripada zat terlarut.

Larutan = zat terlarut + pelarut
Air gula = gula pasir + air

Suatu larutan tidak dapat lagi dibedakan antara pelarut dan zat terlarutnya. Keduanya telah sempurna bercampur dan disebut homogen. Keadaan pada saat gula pasir yang ditambahkan tidak dapat larut lagi disebut larutan jenuh.

Berdasarkan definisi tersebut, maka larutan dapat dibedakan menjadi 3 jenis yaitu :

- a. Larutan jenuh, adalah suatu keadaan ketika suatu larutan telah mengandung suatu zat terlarut dengan konsentrasi maksimum.
- b. Larutan tak jenuh, adalah larutan yang masih dapat melarutkan zat terlarut.
- c. Larutan Lewat Jenuh, adalah larutan yang sudah tidak dapat lagi melarutkan zat terlarut, sehingga menyebabkan terbentuknya endapan.

2. Faktor – faktor yang Mempengaruhi kelarutan

a. Jenis Pelarut dan Zat Terlarut

Secara umum, larutan–larutan dengan molekul–molekul yang secara struktur sama dengan molekul–molekul pelarut mempunyai kelarutan yang tinggi. Sebagai contoh, etanol (C_2H_5OH) dan air (H_2O) mempunyai molekul–molekul sama secara struktur dan keduanya dapat saling larut dengan baik satu sama lain. Sehingga dalam hal ini jenis pelarut dan zat terlarut yang mempengaruhi kelarutan zat adalah kepolaran suatu zat. Zat–zat yang mempunyai kepolaran yang sejenis dapat saling melarutkan satu sama lain.

b. Suhu

Kelarutan sebagian besar zat meningkat dengan adanya peningkatan suhu. Akan tetapi, untuk beberapa zat seperti gas dan garam–garam organik dari kalsium, kelarutannya dalam cairan meningkat dengan penurunan suhu.

c. Tekanan

Untuk zat terlarut padat dan cairan, perubahan tekanan secara praktis tidak mempengaruhi kelarutan. Akan tetapi, untuk zat terlarut gas, peningkatan tekanan meningkatkan kelarutan dan penurunan tekanan memperkecil kelarutan. Sebagai contoh, ketika tutup botol suatu minuman soda di buka, maka tekanan dihilangkan, sehingga zat terlarut gas keluar dari larutan.

3. Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

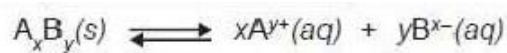
Hasil kali kelarutan adalah kondisi suatu zat yang dapat larut dalam air hingga tercapai kondisi tepat jenuh. Hasil kali kelarutan ialah hasil kali konsentrasi ion-ion dari larutan jenuh garam yang sukar larut dalam air, setelah masing-masing konsentrasi dipangkatkan dengan koefisien menurut persamaan ionisasinya. Hasil kali kelarutan suatu zat dinyatakan sebagai suatu konstanta disimbolkan dengan K_{sp} .

Pengelompokkan zat yang mudah larut dan sukar larut dalam air dapat dilihat pada tabel berikut ini :

Zat	Kelarutan dalam air	Contoh Zat Mudah Larut	Contoh Zat Sukar Larut
Asam	Semua asam mudah larut	HCl, H ₂ SO ₄ , H ₂ S	-
Basa	Sebagian basa sukar larut, kecuali basa Ca, Ba, Sr, NH ₄	Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , NH ₄ OH	LiOH dan KOH
Garam	Semua garam nitrat (NO ₃ ⁻), bikarbonat (HCO ₃ ⁻), klorat (ClO ₄ ⁻), klorit (ClO ₃ ⁻), dan asetat (CH ₃ COO ⁻) mudah larut	NaNO ₃	-
	Sebagian besar garam fluorida mudah larut, kecuali garam yang mengandung Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Ba ²⁺	NaF	CaF ₂
	Sebagian besar garam klorida (Cl ⁻), iodida (I ⁻) dan bromida (Br ⁻) mudah larut kecuali garam yang mengandung Ag ⁺ , Pb ²⁺ , dan Hg ²⁺	NaCl	AgCl
	Sebagian besar garam fosfat (PO ₄ ³⁻), karbonat (CO ₃ ²⁻), sulfit (SO ₃ ²⁻), dan sulfida (S ²⁻) sukar	Na ₃ PO ₄ , K ₂ CO ₃ , (NH ₄) ₂ S dan Na ₂ SO ₃	Ag ₃ PO ₄ , CaCO ₃ , FeS, dan CaSO ₃

	larut kecuali garam yang mengandung Li^+ , Na^+ , K^+ , dan NH_4^+		
	Sebagian besar garam sulfat (SO_4^{2-}) mudah larut, kecuali garam yang mengandung Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ag^+ , Pb^{2+} , dan Hg^{2+}	K_2SO_4	CaSO_4

Suatu larutan jenuh elektrolit A_xB_y dalam air yang berisi A_xB_y padat. Dalam larutan terjadi kesetimbangan ion.



Berdasarkan reaksi kesetimbangan ini dapat dihitung harga tetapan kesetimbangan :

$$K = \frac{[\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y}{[\text{A}_x\text{B}_y]} \dots\dots\dots(1)$$

Di dalam larutan jenuh A_xB_y konsentrasi A_xB_y yang terlarut tidak berubah selama A_xB_y padat masih terdapat dalam larutan dan suhu percobaan tetap. Persamaan (1) dapat juga ditulis sebagai berikut:

$$K \cdot [\text{A}_x\text{B}_y] = [\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y \dots\dots\dots(2)$$

Karena harga K tetap dan harga konsentrasi A_xB_y merupakan tetapan baru. Tetapan baru ini dinyatakan dengan notasi K_{sp} , maka persamaan (2) dapat ditulis:

$$K_{sp} \text{A}_x\text{B}_y = [\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y$$

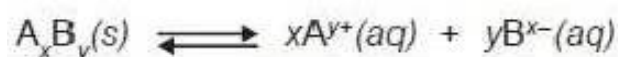
Keterangan:

K_{sp} zat A_xB_y = hasil kali kelarutan

A_xB_y $[\text{A}^{y+}]/[\text{B}^{x-}]$ = konsentrasi ion-ion

A^{x+} dan B^{y-}

4. Hubungan antara Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan (s dan K_{sp}) Nilai K_{sp} dapat juga dihitung berdasarkan hubungan antara K_{sp} dan kelarutan (s). Hubungan tersebut dapat dijelaskan sebagai berikut:



$$K_{sp} = [A^{y+}]^x[B^{x-}]^y = (xs)^x(ys)^y = (x^xy^y)s^{(x+y)}$$

$$\text{Kelarutan (s)} = \sqrt[x+y]{\frac{K_{sp}}{x^x \cdot y^y}}$$

Ada 3 cara untuk menentukan hubungan antara kelarutan (s) dengan tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) yaitu :

- Menuliskan persamaan reaksi kesetimbangannya
- Menentukan hubungan antara konsentrasi ion-ion dengan kelarutan berdasarkan koefisien reaksinya.
- Menentukan hubungan antara K_{sp} dengan kelarutan (s) berdasarkan persamaan tetapan hasil kali kelarutan.

Tabel 2. Rumus K_{sp} dan s

X	Y	Contoh	K_{sp}	
1	1	AgCl	$K_{sp} = s^2$	
1	2	PbCl ₂	$K_{sp} = 4s^3$	
1	2	Ag ₂ SO ₄	$K_{sp} = 4s^3$	
1	3	Al(OH) ₃	$K_{sp} = 9s^4$	

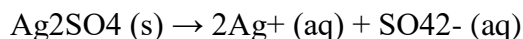
6. Pengaruh Ion Senama atau Sejenis

Kelarutan suatu zat dapat diturunkan, di antaranya dengan menambahkan suatu garam dapat larut yang mengandung ion senama (sejenis). Jika larutan dan garam padat yang dilarutkan di dalamnya mempunyai ion yang sama, maka kelarutan garam akan berkurang.

Garam ini akan bersenyawa dengan ion dalam larutan tersebut untuk membentuk suatu endapan yang tidak dapat larut.

Contoh :

Sebelum ditambahkan Na_2SO_4 , larutan Ag_2SO_4 terionisasi menjadi Ag^+ dan SO_4^{2-} .



Setelah ditambahkan Na_2SO_4 , didalam larutan terdapat Na^+ dan tambahan SO_4^{2-} . Penambahan ion SO_4^{2-} akan menggeser kesetimbangan ke kiri yang artinya kelarutan akan semakin kecil dan zat akan semakin sukar larut, sehingga zat akan semakin mudah mengendap. Na_2SO_4 dan Ag_2SO_4 sama – sama mengandung ion SO_4^{2-} yang disebut ion senama. Penambahan ion senama menurunkan kelarutan zat yang ditambahkan ion senama tersebut.

Menurut prinsip Le Chatelier, sistem pada keadaan setimbang menanggapi peningkatan salah satu pereaksinya dengan cara menggeser kesetimbangan ke arah dimana pereaksi tersebut dikonsumsi.

1. Kelarutan Hidroksida

Salah satu pengaruh langsung pH terhadap kelarutan berlangsung dengan logam hidroksida. Konsentrasi OH^- muncul dalam rumus hasil kali kelarutan senyawa tersebut. Untuk penguraian $\text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{s})$:



Hasil kali kelarutannya adalah :

$$[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = K_{sp} = 4,5 \times 10^{-17}$$

Jika larutan di buat lebih asam, konsentrasi ion hidroksida berkurang, yang menyebabkan kenaikan konsentrasi ion $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$. Jadi, seng hidroksida lebih larut dalam larutan asam daripada dalam air murni.

2. Memprediksi terjadinya Pengendapan Dua Larutan yang Direaksikan

Untuk mengetahui terjadinya pengendapan, belum jenuh, atau tepat jenuh dari pencampuran dua zat, maka harus dibandingkan dengan hasil kali konsentrasi ion-ion yang dicampurkan (Q) dengan harga K_{sp} . Jika:

1. Q (ion product) $> K_{sp}$ maka terjadi pengendapan.
2. Q (ion product) $= K_{sp}$ maka larutan tepat jenuh.
3. Q (ion product) $< K_{sp}$ maka larutan belum jenuh (tidak mengendap)

AgCl dapat larut dalam air, meskipun dalam jumlah yang sangat sedikit, artinya ion Ag^+ dan Cl^- dapat berada bersama-sama dalam larutan hingga larutan

jenuh yaitu sampai hasil kali kelarutan $[Ag^+][Cl^-]$ atau yang disimbolkan dengan Q sama dengan nilai K_{sp} $AgCl$. Apabila penambahan ion Ag^+ dilanjutkan hingga hasil kali $[Ag^+][Cl^-] > K_{sp}$ $[Ag^+][Cl^-]$, maka kelebihan ion Ag^+ dan Cl^- akan bergabung membentuk endapan $AgCl$. Jadi, pada penambahan larutan Ag^+ kedalam larutan Cl^- dapat terjadi tiga hal sbb:

Jika $[Ag^+][Cl^-] < K_{sp}$ $[Ag^+][Cl^-]$, larutan belum jenuh. Jika $[Ag^+][Cl^-] = K_{sp}$ $[Ag^+][Cl^-]$, larutan tepat jenuh.

Jika $[Ag^+][Cl^-] > K_{sp}$ $[Ag^+][Cl^-]$, larutan lewat jenuh maka akan mengendap

BAB IX

ISOTHERM ADSORPSI

Kesetimbangan adsorpsi, yang pada umumnya dipelajari melalui pendekatan isotherm adsorpsi, merupakan landasan penting untuk memahami suatu proses adsorpsi, khususnya untuk mengetahui seberapa banyak molekul-molekul adsorbat dapat dijerap oleh suatu material berpori. Model kesetimbangan adsorpsi untuk komponen murni didasarkan pada teori Langmuir (1981) tentang adsorpsi monolayer pada permukaan ideal (Astuti, 2018).

Arang aktif adalah arang yang telah mengalami proses aktivasi untuk meningkatkan luas permukaannya dengan jalan membuka pori-porinya sehingga daya adsorpsinya meningkat. Luas permukaan arang aktif berkisar 300 dan 3500 m²/g (Melilia dan Tuti, 2003). Daya jerap arang aktif sangat besar, yaitu ¼ sampai 10 kali terhadap bobot arang aktif. Arang aktif merupakan adsorben yang baik untuk adsorpsi gas, cairan maupun larutan (Jamilatun.dkk, 2015).

Isoterm Adsorpsi Pada kondisi normal, permukaan padatan ditutupi dengan spesies yang teradsorpsi (seperti karbon, hidrokarbon, oksigen, belerang, dan air) terutama berasal dari atne gas berbentuk bola. Tahap adsorpsi gas padat memerlukan permukaan padat yang awalnya bersih. T menghasilkan permukaan yang bersih, seseorang dapat memanaskan padatan dengan kuat dalam ruang hampa tinggi, suatu prosedur disebut pelepasan gas. Namun, pemanasan seperti itu mungkin tidak menghilangkan seluruh kontaminasi permukaan. Prosedur yang lebih baik adalah dengan menguapkan tanah dalam ruang hampa dan memadatkannya sebagai lapisan tipis pada permukaan padat. Metode pembersihan lainnya adalah dengan membombardir permukaan dengan Ar Mons. Alternatifnya, kristal dapat dibelah dalam ruang hampa untuk menghasilkan permukaan yang bersih. Dalam studi adsorpsi, jumlah gas yang teradsorpsi pada suhu tertentu diukur sebagai fungsi dari tekanan gas dalam kesetimbangan dengan padatan (Levine, 2009).

Ikatan adsorpsi bisa sangat kuat, dan dicirikan oleh energi yang dikenal sebagai 'entalpi adsorpsi Hak). Karena setrika panas diperlukan untuk menghilangkan kusut pada kapas, kami menyadari bahwa setrika tersebut harus menyuplai panas yang cukup ke air yang teradsorpsi untuk mengatasinya dan dengan demikian memutus ikatan adsorptif yang menghubungkannya dengan substrat kapas di bawahnya. Uap yang kita alami adalah air teradsorpsi dilepaskan dengan cara ini. Kemeja yang dikeringkan sebelumnya di radiator tidak menghasilkan uap saat disetrika karena panas dari radiator itu sendiri cukup untuk memutus ikatan adsorpsi antara air dan kapas. Air yang terserap hilang sebelum proses penyetricaan dimulai (Monk, 2004).

Menurut beberapa peneliti, gugus -COOH dan -OH ini pulalah yang merupakan gugus yang paling reaktif dari asam humat dalam mengikat kation logam (McBride, 1978; Stevenson, 1994). Melalui beberapa studi yang lebih khusus, termasuk studi spektroskopis dan modifikasi kimia dari gugus fungsional asam humat, beberapa peneliti berikutnya menunjukkan bahwa yang lebih berperan dalam pengikatan kation logam ialah gugus -COOH (Alimin, 2000; Piccolo and Stevenson, 1981; Fukushima et al., 1995; Sudiono, 2001; dan Torresdey et al., 1999) (Santosa.dkk, 2014).

Adsorpsi fisik digunakan untuk mengukur luas permukaan total. Prinsip metode pengukuran luas permukaan total dari struktur berpori adalah dengan adsorpsi spesies molekul dari gas ataupun cairan ke dalam permukaan (Satterfield, 1980). Isoterm adsorpsi fisik dibedakan menjadi empat jenis, yaitu: Brunauer, Deming, Deming, dan Teller (BDDT). Dalam hal ini, jumlah uap yang teradsorpsi akan meningkat secara bertahap jika tekanan parsialnya ditingkatkan. Tipe-tipe isoterm adsorpsi, antara lain: Tipe 1 disebut tipe Langmuir. Nilai asimtot dianggap sebuah monolayer yang berasal dari persamaan Langmuir. Namun, isoterm ini jarang ditemukan pada material nonpori. Tipe II berupa sigmoid atau isoterm berbentuk S. Isoterm ini biasanya ditemukan pada struktur nonpori (Trisunaryanti, 2018).

Isoterm Adsorpsi Freundlich dan Langmuir yang Proses penyerapan suatu adsorben dipengaruhi banyak faktor dan juga memiliki pola Isoterm adsorpsi tertentu yang spesifik. Faktor-faktor mempengaruhi dalam proses adsorpsi antara lain yaitu jenis adsorben, Jenis zat yang diserap, luas permukaan adsorben, konsentrasi zat yang diadsorpsi dan suhu. Oleh karena faktor-faktor tersebut maka setiap adsorben yang menyerap suatu zat satu dengan zat lain tidak akan mempunyai pola isoterm adsorpsi yang sama (Handayani, 2009).

Diketahui bahwa terdapat dua jenis persamaan pola Isoterm adsorpsi yang sering digunakan pada proses adsorpsi dalam larutan yaitu persamaan adsorpsi Langmuir dan Freundlich. Persamaan adsorpsi Freundlich dan Langmuir menggambarkan adsorpsi secara fisik. Adsorpsi secara fisik terjadi pada pori permukaan adsorben sekam padi, dimana adanya peristiwa penjerapan partikel adsorbat masuk ke dalam pori-pori adsorben sekam padi oleh karena adanya gaya-gaya fisik seperti gaya Van Der Waals (Wardalla, 2016).

Adsorpsi adalah pengumpulan molekul-molekul suatu zat pada permukaan zat lain, sebagai akibat dari pada ketidakjenuhan gaya-gaya pada permukaan tersebut. Sedangkan isotherm adsorpsi didefinisikan sebagai grafis yang menunjukkan hubungan antara jumlah yang diserap oleh berat unit adsorben (misalnya, karbon aktif) dan jumlah adsorbat yang tersisa dalam media uji pada kesetimbangan, dan itu menunjukkan distribusi zat terlarut diadsorpsi antara fase cair dan padat pada berbagai konsentrasi kesetimbangan.

Percobaan ini bertujuan untuk menentukan isotherm adsorpsi menurut Freundlich bagi proses adsorpsi asam asetat pada arang. Prinsip dasar percobaan ini didasarkan atas teori Freundlich yaitu banyaknya zat teradsorpsi persatuan luas atau persatuan berat adsorben berbanding lurus dengan konsentrasi zat terlarut pada temperature tertentu. Oleh karena itulah pada percobaan ini digunakan asam asetat dengan konsentrasi yang berbeda. Adapun prinsip kerjanya yaitu pemanasan, pencampuran, pengocokan, pengukuran suhu, penitrasi, dan pengamatan.

Percobaan ini dilakukan dengan cara menimbang terlebih dahulu ke dalam Erlenmeyer sebanyak 1 gr arang, yang sebelumnya telah digerus terlebih dahulu. Hal ini dilakukan berulang kali hingga Erlenmeyer ke-6. Lalu setelah ditimbang dilakukan pemanasan terlebih dahulu sebelum ditimbang pemanasan arang ini dilakukan untuk memperluas bidang permukaan arang aktif karena semakin luas permukaan suatu zat maka semakin besar kemampuan zat untuk mengadsorpsi adsorbat. Adsorben yang digunakan adalah karbon aktif karena mempunyai pori-pori yang lebih besar sehingga daya serapnya lebih baik. Setelah itu arang tersebut ditambahkan asam asetat (CH_3COOH) dengan konsentrasi yang berbeda yaitu 0,5000 M; 0,2500 M; 0,1250 M; 0,0625 M; 0,0313 M; 0,0156 M. Tujuan dari penggunaan asam asetat (CH_3COOH) yang memiliki konsentrasi yang berbeda adalah agar dapat diketahui pengaruh konsentrasi terhadap banyaknya zat yang teradsorpsi.

Kemudian, dikocok yang bertujuan agar proses adsorpsi dapat berjalan dengan optimal. Adapun selang waktu 10 menit dari pengocokan larutan itu bertujuan untuk mencapai keseimbangan adsorpsi. Jika fase cair yang berisi adsorben dalam keadaan diam maka difusi adsorbat melalui permukaan adsorben akan menjadi lambat dan akan dihasilkan larutan berwarna hitam dan juga endapan yang berwarna hitam. Oleh karena itu, dilakukan pengocokan untuk mempercepat terjadinya adsorpsi. Sehingga, dalam selang waktu tersebut dilakukan pengocokan.

Larutan kemudian disaring menggunakan kertas saring untuk memisahkan filtrat dengan residu. Filtrat lalu diambil dengan volume yang berbeda-beda dari setiap konsentrasi asam asetat yang di gunakan sebelumnya. Volume asam asetat dengan konsentrasi yang lebih tinggi diambil sedikit dibandingkan volume asam asetat yang lebih rendah. Hal ini dikarenakan suatu larutan asam asetat dengan konsentrasi tinggi akan mengandung jumlah molekul yang banyak sehingga zat yang teradsorpsi juga banyak. Masing-masing dari diambil 2 kali dengan volume yang ditetapkan. Selanjutnya masing-masing larutan ditambahkan sengan 3 tetes indicator pp yang bertujuan untuk mengetahui terjadinya titik akhir titrasi. Indicator pp yang digunakan bersifat basa. Kemudian masing-masing larutan dititrasi dengan larutan standar

NaOH. Fungsi NaOH adalah untuk mengetahui berapa banyak asam asetat yang tersisa (tidak diserap arang) setelah dilakukan proses adsorpsi.

Berdasarkan percobaan diperoleh data proses titrasi berturut-turut yaitu 49,2 ml; 23,45 ml; 16,1 ml; 9,1 ml; 3,5 ml. hal ini tidak sesuai dengan teori bahwa jumlah zat teradsorpsi berbanding lurus dengan konsentrasi. Hal ini menyebabkan volume-volume yang dibutuhkan semakin kecil.

Data yang digunakan untuk menentukan x/m $\log x/m$, c dan $\log c$ nilai x/m secara berturut-turut adalah. -10,3962; -0,6922; -0,034; -1,3665; -1,6143 dan -18696. Nilai c yang diperoleh lebih kecil dibanding konsentrasi awal dari masing-masing larutan. Hal ini karena Sebagian dari asam asetat teradsorpsi kepermukaan karbon aktif. berdasarkan grafik hubungan antara $\log c$ terhadap $\log x/m$ diperoleh hasil mendekati linear. Dengan demikian hasil percobaan hamper sesuai dengan grafik isotherm adsorpsi menurut Freundlich yang menyatakan bahwa hubungan antara $\log c$ dengan x/m adalah hubungan linear.

Hal ini dikarenakan suatu larutan asam asetat dengan konsentrasi tinggi akan mengandung jumlah molekul yang banyak sehingga zat yang teradsorpsi juga banyak. Masing-masing dari diambil 2 kali dengan volume yang ditetapkan. Selanjutnya masing-masing larutan ditambahkan sengan 3 tetes indicator pp yang bertujuan untuk mengetahui terjadinya titik akhir titrasi. Indicator pp yang digunakan bersifat basa. Kemudian masing-masing larutan dititrasi dengan larutan standar NaOH. Fungsi NaOH adalah untuk mengetahui berapa banyak asam asetat yang tersisa (tidak diserap arang) setelah dilakukan proses adsorpsi.

DAFTAR PUSTAKA

- Ayu, Maulina Sugianto. 2013. Koefisien Distribusi. Diakses dari <http://id.scribd.com/doc/198990647/Koefisien-distribusi>. pada 19 April 2024.
- Azma, Khan. 2012. Koefisien Distribusi. Diakses dari <http://www.mediafire.com/view/951pjdtc6t7cyqt/koefisien+distribusi.pdf>. pada 30 November 2020.
- Atkins, Peter and Julio de Paula. 2006. *Physical Chemistry for The Life Sciences* Second Edition. United Kingdom: Oxford University Press.
- Carey, Francis A. 2000. *Organic Chemistry* Fourth Edition. United States of America: McGraw-Hill Higher Education.
- Chang, Raymond. 2004. *Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid I*. Jakarta: Erlangga.
- Chang, Raymond. 2004. *Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid II*. Jakarta: Erlangga.
- Day, R.A. dan A.L. Underwood. 2002. *Analisis Kimia Kuantitatif Edisi Keenam*. Jakarta: Erlangga.
- Dogra, S.K. 1990. *Kimia Fisik dan Soal-soal*. Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia (UI-Press).
- Mulyani, Sri dan Hendrawan. 2005. *Kimia Fisik II*. Malang: JICA.
- Munawaroh, Safaatul dan Prima Astuti Handayani. 2010. Ekstraksi Minyak Daun Jeruk Purut (*Citrus hystrix D.C*) Dengan Pelarut Etanol dan N-Heksana. *Jurnal Kompetensi Teknik*. No.1, Vol.2.
- Purwani, MV dan Prayitno. 2013. Ekstraksi Konsentrat Neodimium Memakai Tri Aktif Amin. *Makara Sains*. No.2, Vol.2.
- Soebagio, Sodik Ibnu, Endang Budiasih, Hayuni Retno Widarti dan Mutzil. 2003. *Kimia Analitik II*. Bandung: IMSTEP.
- Sukardjo. 1985. *Kimia Anorganik*. Jakarta: Rineka Cipta.