

KESETIMBANGAN KIMIA (*EQUILIBRIUM CHEMISTRY*) DALAM PENGAIRAN

Muhamad Nurissalam

I. LATAR BELAKANG

Sebelum mengulas kesetimbangan di dalam sistem air secara rinci, sangat penting untuk mengetahui beberapa batasan dalam perhitungan keseimbangan:

1. Kebanyakan sistem pengairan, seperti air permukaan dan air buangan mengalami perubahan yang dinamis yang dihasilkan dari adanya energi yang konstan dari matahari dan materi lainnya (anorganik dan organik). Perhitungan kesetimbangan hanya menunjukkan kecenderungan arah berjalannya reaksi.
2. Beberapa reaksi seperti antara asam – asam dan basa – basa terlarut terjadi sangat cepat sehingga kesetimbangan dapat terjadi dalam hitungan detik saja. Sedangkan, reaksi-reaksi seperti reaksi reduksi oksidasi dapat berjalan perlahan pada kondisi yang ada di dalam air alami sehingga kesetimbangan mungkin tidak dapat dicapai dalam hitungan tahun atau bahkan dalam hitungan abad. Dalam hal ini perhitungan kesetimbangan menunjukkan kecenderungan arah perubahan yang dituju oleh senyawa kimia alami di dalam air, tetapi tidak dapat menunjukkan laju perubahan yang akan terjadi.
3. Batasan lain adalah kurangnya konstanta kesetimbangan yang akurat untuk reaksi-reaksi di dalam air alami.

Ketidakpastian diatas muncul untuk sangat membatasi perhitungan - perhitungan kesetimbangan. Namun, pada beberapa kasus konstanta kesetimbangan dapat diketahui dengan ketepatan yang cukup akurat untuk tujuan-tujuan praktis.

II. TEORI

1.1. Satuan-satuan Kimia dan Konversinya

Pada bahasan ini dapat ditunjukkan suatu yang eksklusif tentang “kuantitas” dari unsur-unsur terhadap massanya. Dimana merupakan bagian penting dari gambaran kesetimbangan, yang menggunakan berat mol atau berat gram-molekul. Suatu mol dihubungkan dengan berat molekul dalam gram tercampur. Contohnya mol glukosa, $C_6H_{12}O_6$, dapat dihitung sebagai berikut :

$$1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 = 6C \frac{12 \text{ g}}{C} + 12H \frac{1 \text{ g}}{H} + 6O \frac{16 \text{ g}}{O} = 180 \text{ gram}$$

Berat gram – molekul adalah sangat penting karena setiap mol termasuk angka-angka yang sama dari molekul dalam kondisi tercampur. Kuantitas ini ($6,02 \times 10^{23}$) disebut *Bilangan Avogadro*. Suatu *Solusi molar* terdiri dari 1 mol yang dihancurkan dalam air secukupnya untuk menghasilkan volume total sebesar 1 Liter (atau sama dengan 1 mol yang dihancurkan dalam 1 Kg bahan pelarut).

Selain itu juga, untuk menunjukkan konsentrasi dalam satuan ekuivalen per liter atau disebut normal konsentrasi. Salah satu solusi normal (ditulis sebagai 1 N) memiliki satu berat ekuivalen dari unsur-unsur per liter dari solusinya. Jadi normalitas dapat dihitung sebagai berikut :

$$\text{Normalitas} = \frac{\text{massa per liter}}{\text{Berat ekuivalen}} \dots \dots \dots (1.1)$$

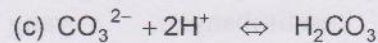
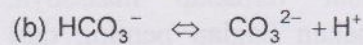
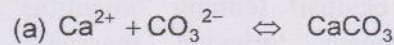
dimana Berat ekuivalen dapat dihitung dengan :

$$\text{Berat ekuivalen} = \frac{\text{Berat Molekul}}{n} \dots \dots \dots (1.2)$$

dimana n tergantung dari jenis unsure yang terukur. Dalam air alami biasanya didasarkan pada 3 kriteria, yaitu :

1. Beban ion
2. Jumlah Hidronium (Proton) atau Hidroksil ion-ion yang bergerak dalam reaksi asam-basa.
3. Jumlah Elektron yang bergerak dalam reaksi oksidasi - reduksi.

Contoh-contoh reaksi adalah sebagai berikut :



Berat molekul dari Carbon (C) adalah 60.

Penyelesaian :

(a) Untuk kasus ini, reaksi ikut dalam ionisasi Carbon :

(b)

$$\text{Beratekuivalen} = \frac{\text{BeratMolekul}}{n(\text{BebanIon})} = \frac{60 \text{ gr Mol}^{-1}}{2 \text{ eqMol}^{-1}} = 30 \frac{\text{gr}}{\text{eq}} = 30 \text{ mg meq}^{-1}$$

$$\text{Normalitas} = \frac{\text{massaper liter}}{\text{Beratekuivalen}} = \frac{30 \text{ mgL}^{-1}}{30 \text{ mg meq}^{-1}} = 1 \text{ meqL}^{-1}$$

Jadi penyelesaiannya adalah 1 N dengan tinjauan pada carbon.

(c) Reaksi asam - basa :

$$\text{Berat ekuivalen} = \frac{\text{Berat Molekul}}{n(\text{Jumlah Proton})} = \frac{60 \text{ gr Mol}^{-1}}{1 \text{ eqMol}^{-1}} = 60 \frac{\text{gr}}{\text{eq}} = 60 \text{ mg meq}^{-1}$$

$$\text{Normalitas} = \frac{\text{massa per liter}}{\text{Berat ekuivalen}} = \frac{30 \text{ mg L}^{-1}}{60 \text{ mg meq}^{-1}} = 0,5 \text{ meq L}^{-1}$$

Jadi penyelesaiannya adalah 0,5 N dengan tinjauan pada carbon.

(d) Reaksi asam - basa :

$$\text{Berat ekuivalen} = \frac{\text{Berat Molekul}}{n(\text{Jumlah Proton})} = \frac{60 \text{ gr Mol}^{-1}}{2 \text{ eqMol}^{-1}} = 30 \frac{\text{gr}}{\text{eq}} = 30 \text{ mg meq}^{-1}$$

$$\text{Normalitas} = \frac{\text{massa per liter}}{\text{Berat ekuivalen}} = \frac{30 \text{ mg L}^{-1}}{30 \text{ mg meq}^{-1}} = 1 \text{ meq L}^{-1}$$

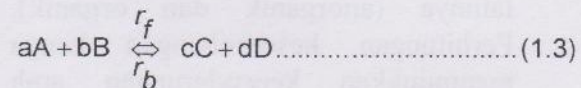
Jadi penyelesaiannya adalah 1 N dengan tinjauan pada carbon.

Berdasarkan contoh sebelumnya, suatu unsur bisa memiliki perbedaan berat ekuivalen tergantung pada rekasinya. Dari ilustrasi pada bagian (b) dan (c), suatu asam atau basa bisa memiliki lebih dari satu berat ekuivalen. Meskipun hal ini mungkin terlihat agak membingungkan, dimana diimbangi oleh keuntungan dari

konsentrasi yang nampak dalam satuan-satuan ekuivalen. Keuntungannya adalah saat unsur-unsur bereaksi dan menghasilkan produk, ekuivalen dari reaktan-reaktan akan menjadi sama dengan ekuivalen dari produk.

1.1. Kestimbangan Kimia dan Hukum Aksi Massa

Reaksi kimia yang digunakan dalam pemeriksaan kimia seringkali berlangsung bolak-balik. Jalannya reaksi bergantung pada keadaan luar, seperti kadar zat yang bereaksi, suhu dan sebagainya. Kestimbangan dinyatakan sebagai berikut :



Dimana huruf kecil (a, b, c dan d) menunjukkan koefisien stoikiometrik, dan huruf besar (A, B, C dan D) menunjukkan campuran-campuran yang bereaksi.

Reaksi di atas dapat berjalan dalam dua arah, ke kiri atau ke kanan, seperti ditunjukkan oleh tanda panah kembar.

Reaksi di atas berjalan sampai tercapainya kestimbangan, yaitu sampai tidak terlihat lagi perubahan susunan kimia sistem itu. Tetapi, yang penting dalam pemeriksaan kimia adalah mengetahui ke arah mana suatu reaksi akan berjalan, kapan kestimbangan tercapai dan apakah reaksi itu telah berjalan sempurna.

Patokan arah proses reaksi kimia dan syarat agar tercapainya kestimbangan dapat dijelaskan dengan ilmu termodinamika.

Kinetik atau tingkatan reaksi-reaksi dapat digambarkan secara kuantitatif melalui Hukum Aksi Massa (Law of Mass Action), dimana dinyatakan bahwa tingkatannya adalah proporsional terhadap konsentrasi dari reaktan-reaktan. Cara sederhana untuk memformulasi r_f (rate of forward -) dari reaksi adalah :

dimana tanda kurung siku menyatakan konsentrasi molar dari reaktan-reaktan, sedangkan r_b (rate of backward) dapat dimodelkan sebagai berikut :

$$r_b = k_b [A]^c [B]^d \dots\dots\dots (1.5)$$

Setelah melalui periode waktu yang cukup, maka $r_b = r_f$, sehingga persamaan menjadi :

$$r_b = r_f$$

$$k_b [C]^c [D]^d = k_f [A]^a [B]^b \dots\dots\dots (1.6)$$

$$K = \frac{k_f}{k_b} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \dots\dots\dots (1.7)$$

Dimana K adalah Tetapan kesetimbangan dari reaksi.

Harga tetapan kesetimbangan K memberikan petunjuk tentang banyaknya hasil reaksi (zat-zat pada ruas kanan) yang dapat terbentuk pada suatu reaksi kesetimbangan. Jika harga K besar, hal itu berarti bahwa zat-zat ruas kanan banyak terbentuk. Tetapi jika harga K kecil, hal itu berarti bahwa zat-zat ruas kiri sedikit yang terurai.

1.2. Kekuatan, konduktivitas dan Aktivitas Ion

Meskipun konsentrasi menunjukkan perkiraan yang baik dari aktivitas kimia antara ion-ion dalam solusi dilute, tetapi tidak cukup saat dihadapkan dengan solusi konsentrasi pada air asin. Pada berbagai sistem konsentrasi efektif atau Aktivitas, dapat disederhanakan dengan kemampuan atraksi antara ion-ion positif dan negatif.

Aktivitas ion, $\{c\}$, dapat ditentukan dengan mengalikan semua konsentrasi molar $\{c\}$ dengan suatu koefisien aktivitas:

$$\{c\} = \gamma [c] \dots\dots\dots (1.8)$$

dimana Koefisien aktivitas γ adalah kurang dari atau sama dengan satu (≤ 1).

Untuk menghitung suatu aktivitas dari suatu solusi, kekuatan dari interaksi-

interaksi antar ion harus dapat terukur. Lewis and Randall (1921) memperkenalkan suatu konsep *Kekuatan Ion* untuk mengukur medan listrik dalam suatu solusi :

$$\mu = \frac{1}{2} \sum_i [c]_i Z_i \dots\dots\dots (1.9)$$

Dimana z_i = Beban dari spesis i.

Suatu angka korelasi harus dapat dikembangkan dengan mengizinkan kekuatan ion dihitung tanpa menentukan semua ion dalam solusi. Contohnya langelier (1936) mengindikasikan bahwa kekuatan ion dapat dihubungkan dengan total zat padat yang hancur.

$$\mu = 2,50 \times 10^{-5} (\text{TDS}) \dots\dots (1.10)$$

Dimana TDS adalah Konsentrasi dari total zat padat yang hancur dalam satuan mgL^{-1} . Selain itu, Russell (1976) mengusulkan bahwa kekuatan ion dapat diestimasi dalam dasar dari spesifik konduktansi.

$$\mu = 1,60 \times 10^{-5} (\text{Spesifik Konduktansi}) (1.11)$$

Dimana spesifik konduktansi harus dapat diukur dalam satuan $\mu\text{mho cm}^{-1}$.

Jika kekuatan ion dapat diukur, maka suatu angka persamaan akan tersedia untuk menentukan koefisien aktivitas. Pertama, tergantung pada solusi dengan kekuatan ion kurang dari $\pm 5 \times 10^{-3}$, yang disebut Hukum Batas Debye - Hiickel (Debye-Hiickel Limiting Law).

$$\log \gamma_i = -0,50 Z_i^2 \sqrt{u} \dots\dots\dots (1.12)$$

Suatu alternatif penyelesaian juga tersedia untuk lebih banyak solusi konsentrasi (Kekuatan Ion $> 0,10$), yang disebut Perkiraan Debye - Hiickel Lanjutan (Extended Debye-Hiickel Approximation), yang dapat dituliskan sebagai berikut :

$$\log \gamma_i = \frac{AZ_i^2 \sqrt{u}}{1 + Ba_i \sqrt{u}} \quad (1.13)$$

Dimana a_i = Parameter a (dalam angstroms) disesuaikan pada ukuran dari ion (Tabel 1.1), dan :

$$A = 1,82 \times 10^6 (\epsilon T)^{-3/2} \square 0,50 \text{ (untuk air pada suhu } 25^\circ\text{C)} \quad (1.14)$$

$$B = 50,3 (\epsilon T)^{-1/2} \square 0,33 \text{ (untuk air pada suhu } 25^\circ\text{C)} \quad (1.15)$$

Dimana ϵ = Konstanta dielektrik (= 78 untuk air) dan T dalam Kelvin.

Tabel 1.1. Ukuran Parameter a untuk berbagai macam Ion (Kielland, 1937)

Ion	a (angstroms)
$H^+, Al^{3+}, Fe^{3+}, La^{3+}, Ce^{3+}$	9
Mg^{2+}, Be^{2+}	8
$Ca^{2+}, Zn^{2+}, Cu^{2+}, Sn^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}$	6
$Ba^{2+}, Sr^{2+}, Pb^{2+}, CO_3^{2-}$	5
$Na^+, HCO_3^-, H_2PO_4^-, CH_3COO^-, SO_4^{2-}, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}$	4
$K^+, Ag^+, NH_4^+, OH^-, Cl^-, ClO_4^-, NO_3^-, I^-, HS^-$	3

Contoh : Koreksi-koreksi Aktivitas. Asam Carbonik (H_2CO_3), dipisahkan melalui reaksi berikut ini :



Tetapan Kesetimbangan untuk reaksi (25°C) adalah :

$$K_1 = 10^{6,35} = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[H_2CO_3]}$$

Jika total zat padat yang hancur adalah 100 mg.L^{-1} dan konsentrasi ion hydrogen adalah 10^{-7} , ditentukan rasio dari bicarbonat (HCO_3^-) ke asam carbonic dengan dan tanpa koreksi-koreksi aktivitas.

Penyelesaian : Pertama, estimasi kekuatan ion dengan menggunakan persamaan 1.10: $\mu = 2,50 \times 10^{-5} \cdot (TDS) = 2,50 \times 10^{-5} \cdot (100) = 2,5 \times 10^{-3}$

Karena kekuatan ion adalah kurang dari 5×10^{-3} , maka koefisien aktivitas dapat

dihitung dengan menggunakan persamaan (1.12):

$$\log \gamma_i = -0,50 Z_i^2 \sqrt{u}$$

$$\log \gamma_{H^+} = \log \gamma_{HCO_3^-} = -0,50(1)^2$$

$$\sqrt{2,5 \times 10^{-3}} = -0,025$$

$$\gamma_{H^+} = \gamma_{HCO_3^-} = 10^{-0,025} = 0,9441$$

Nilai dapat disubstitusi ke dalam hubungan kesetimbangan, sebagai berikut:

$$K_1 = 10^{6,35} = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[H_2CO_3]}$$

$$10^{6,35} = \frac{0,944[HCO_3^-] \cdot 0,944[10^{-7}]}{[H_2CO_3]}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{10^{6,35}}{[0,944]^2 \cdot [10^{-7}]} = 5,011$$

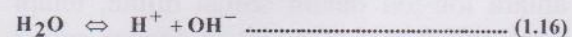
Jika tidak dilakukan aktivitas dalam perhitungan, maka rasio akan menjadi :

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{10^{6,35}}{10^{-7}} = 4,467$$

Dimana menunjukkan perbedaan hasil sekitar 11 %.

1.3. pH dan Ionisasi Air

Pemisahan air murni untuk menghasilkan sebuah ion hydrogen (atau lebih baik, proton hidrat), H^+ , dan ion hidroksil, OH^- .



Jika persamaan di atas adalah setimbang, maka konsentrasi reaktan-reaktan dan produk dapat ditentukan dengan :

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad (1.17)$$

Karena konsentrasi air dalam solusi dilute (melemahkan) yang mengandung air adalah lebih besar dari ion-ion dan berkurang sangat kecil akibat dari ionisasi, hal ini dapat diasumsikan menjadi tingkatan yang konstan. Oleh karena itu, hubungan kesetimbangan secara

konvensional dapat ditunjukkan sebagai berikut :

$$K_w = [H^+][OH^-] \dots\dots\dots (1.18)$$

Dimana K_w diketahui sebagai ion atau ionisasi, produk dari air, dimana pada suhu 25°C adalah sama dengan $\pm 10^{-14}$. Nilai K_w dapat dihitung pada suhu yang lain melalui persamaan berikut ini (Harned dan Hamer, 1933) :

$$pK_w = \frac{4787,3}{T_a} + 7,1321 \log_{10} T_a + 0,010365 T_a - 22,80 \dots\dots\dots (1.19)$$

Persamaan ini memprediksi kecenderungan sedikit pengurangan dari pK_w dengan bertambahnya suhu. Dengan kata lain terdapat banyak pemisahan pada suhu-suhu yang lebih tinggi.

Untuk air murni, nilai yang sama dari $[H^+]$ dan $[OH^-]$ bisa dibentuk, oleh karena itu konsentrasi yang lain adalah sama dengan $\pm 10^{-7}$. Saat asam ditambahkan ke dalam air, terjadi pengionan dan bertambahnya konsentrasi ion hydrogen. Pertimbangannya, untuk mempertahankan persamaan (1.18), maka konsentrasi hidroksil harus berkurang sehingga produk dari ion-ion sama dengan 10^{-14} . Contohnya jika penambahan suatu asam ke dalam air murni, kenaikan $[H^+]$ dari 10^{-7} sampai dengan 10^{-5} , kemudian $[OH^-]$ harus turun sampai dengan 10^{-9} .

Karena hal ini agak sulit bekerja pada kondisi kekuatan negatif dari 10, para ahli kimia menawarkan logaritma negatif, sebagai berikut :

$$p(x) = -\log_{10} x \dots\dots\dots (1.20)$$

Ini terkadang dianggap sebagai notasi $p(x)$. Untuk ion hydrogen, penggunaan notasi ini dihasilkan dalam pH.

$$pH = -\log_{10} [H^+] \dots\dots\dots (1.21)$$

Karena tanda negatif dan transformasi logaritma dari $[H^+]$, pH tinggi akan menghasilkan kembali aktivitas ion

hidrogen yang rendah, sebaliknya jika pH rendah akan menghasilkan kembali aktivitas ion hidrogen yang tinggi. Dengan pertimbangan skala pH mencerminkan kondisi intensitas dari asam atau basa (atau alkaline) dari air. Pada gambar (1.1), ditunjukkan bahwa pH rendah berarti asam dan pH tinggi berarti air alkaline (basa), dengan kondisi netral pada pH sama dengan 7,0. pH dari air di alam berkisar antara 1,70 untuk danau vulkanik sampai dengan 12,0 untuk sistem alkaline tertutup (Hutchinson 1957). Bagaimanapun juga, kisaran umum dari pH yaitu antara 6,0 s/d 9,0.

1.4. Perhitungan Kesetimbangan

Sekarang dapat dicari bagaimana para ahli kimia menggunakan konsep dari kesetimbangan untuk mengestimasi tingkatan dari sepsis kimia dalam sistem air. Ide dasar dari konsep ini adalah untuk menggambarkan berbagai macam spesies yang ada dalam solusi. Setelah hal ini dapat dilakukan, maka langkah selanjutnya adalah menentukan berapa banyak dari spesies ini yang belum diketahui. Kemudian persamaan-persamaan mencerminkan interaksi antara campuran-campuran yang harus ditetapkan. Akhirnya, jika jumlah persamaan-persamaan sama dengan jumlah yang tidak diketahui, persamaan-persamaan itu dapat diselesaikan untuk konsentrasi-konsentrasi dari spesies.

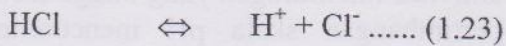
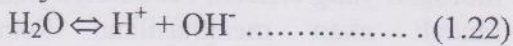
Dalam hal ini akan lebih difokuskan pada sistem asam – basa. Untuk sistem ini terdapat tiga tipe persamaan yang digunakan, yaitu :

1. Hubungan kesetimbangan
2. Kondisi-kondisi konsentrasi atau kesetimbangan massa
3. Kondisi-kondisi elektronnetral atau keseimbangan beban.

Pendekatan sederhana dapat ditunjukkan melalui contoh berikut ini :

- Tentukanlah konsentrasi dari sepsis dalam a 3×10^{-4} solusi aqueous (mengandung air) dari HCl pada 25°C. Dengan catatan konstanta pemisah untuk asam hidroclorik adalah 10^3 .

Solusi : Pertama, tuliskan reaksi yang terjadi :



Selanjutnya terdapat 4 spesis yang harus dideterminasi yaitu : HCl, Cl⁻, H⁺ dan OH⁻. Artinya membutuhkan 4 persamaan.

Dua persamaan yang pertama adalah ditampilkan dalam bentuk kondisi kesetimbangan pada air.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \dots\dots\dots (1.24)$$

selanjutnya untuk persamaan asam hidroklorik adalah :

$$\frac{[\text{H}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} = 10^3 \dots\dots\dots (1.25)$$

Kemudian kita ketahui bahwa ini merupakan sistem tertutup dan nilai klorine dalam sistem harus sama dengan nilai pertambahan yang sebenarnya. Ini membentuk suatu *kondisi konsentrasi* yang dapat ditulis sebagai berikut :

$$c_T = [\text{HCl}] + [\text{Cl}^-] = 3 \times 10^{-4} \dots\dots\dots (1.26)$$

Dimana c_T = Konsentrasi total dari klorine. Dengan catatan bahwa nilai hubungan ini terhadap keseimbangan massa untuk klorine.

Akhirnya beban-beban positif dan negatif dalam solusi harus dalam keadaan seimbang.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \dots\dots\dots (1.27)$$

Ini membentuk suatu kondisi elektronetral.

Keempat persamaan ini dapat diselesaikan untuk konsentrasi-konsentrasi spesis. Dengan catatan bahwa persamaan-persamaan ini merupakan suatu sistem non-linier. Oleh karena itu, beberapa manipulasi aljabar dapat dicari.

Selesaikan persamaan (1.25) untuk :

$$[\text{HCl}] = \frac{[\text{H}^+][\text{Cl}^-]}{10^3} \dots\dots\dots (1.28)$$

Substitusi persamaan ini ke persamaan (1.26) untuk menyelesaikan [Cl⁻] :

$$[\text{Cl}^-] = \frac{3 \times 10^{-4}}{1 + \frac{[\text{H}^+]}{10^3}} \dots\dots\dots (1.29)$$

Dari persamaan (1.24) dapat diselesaikan :

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} \dots\dots\dots (1.30)$$

Akhirnya, persamaan (1.29) dan persamaan (1.30) disubstitusikan ke dalam persamaan (1.27), yang memberikan hasil sebagai berikut :

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} + \frac{3 \times 10^{-4}}{1 + \frac{[\text{H}^+]}{10^3}}$$

Selanjutnya, hasil perhitungan aljabar adalah sebagai berikut :

$$[\text{H}^+]^3 = 10^3 [\text{H}^+]^2 - 0,30 [\text{H}^+] - 10^{-11} = 0 \dots\dots (1.32)$$

Perhitungan-perhitungan yang dihasilkan suatu persamaan kubik (pangkat-3) pada [H⁺] yang dapat diselesaikan secara numerik untuk [H⁺] = 3 x 10⁻⁴, yang dikumpulkan terhadap pH sebesar 3,52. Spesis yang lain dapat dihitung sebagai berikut :

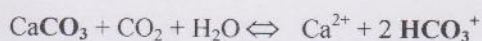
$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-4}} = 3,31 \times 10^{-11} \text{ M} \dots\dots\dots (1.33)$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{3 \times 10^{-4}}{1 + \frac{3 \times 10^{-4}}{10^3}} = 2,999999 \times 10^{-4} \text{ M} \dots\dots\dots (1.34)$$

$$[\text{HCl}] = 3 \times 10^{-4} - 2,999999 \times 10^{-4} = 9,06 \times 10^{-11} \text{ M} \dots\dots (1.35)$$

III. PERMASALAHAN DAN CONTOH-CONTOH KASUS DI ALAM

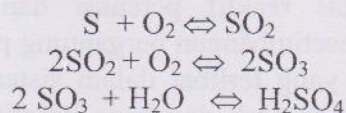
Proses fotosintesis mempengaruhi kesetimbangan kalsium karbonat, pada proses fotosintesa CO_2 di alam yang berasal dari proses respirasi manusia, sisa pembakaran yang tidak sempurna, akan dimanfaatkan oleh tumbuhan pada proses fotosintesis dan hasil dari proses tersebut akan di keluarkan O_2 yang di butuhkan manusia.



Kadang kala secara alamiah bersifat buffer (alkalinitas) karena terdapat berbagai ion seperti ion bikarbonat (HCO_3^-), karbonat (CO_3^{2-}), Hidroksida (OH^-), fosfat (PO_4^{3-}), silikat (SiO_4^{4-}) dan sebagainya. Kapasitas buffer merupakan kemampuan untuk menetralkan pH karena apabila nilai pH terlalu asam maka akan mempersulit pertumbuhan flora dan fauna pada air yang relatif basa mempunyai kecenderungan lebih beragamnya flora dan fauna.

Pencemaran oleh industri akan mempengaruhi keseimbangan kimia, misalnya air dari industri kain mempunyai limbah yang basa, air limbah industri cat mempengaruhi kesetimbangan asam begitu pula dengan air dari pabrik solulosa. Kesetimbangan kimia ini dipengaruhi oleh faktor-faktor konsentrasi, suhu, tekanan gas, serta katalis.

Pencemaran udara yang terjadi akibat pembakaran yang tidak sempurna sehingga menghasilkan CO_2 , SO_4 , akan berpengaruh terhadap air yang jatuh sebagai presipitasi, air hujan pada daerah industri yang banyak menggunakan batubara sebagai bahan bakar akan mempunyai nilai pH air hujan yang rendah (3-5) rendahnya nilai pH tersebut menyebabkan air hujan bersifat korosif sehingga akan memudahkan terjadinya pelarutan logam. Proses terjadinya reaksi tersebut adalah



IV. CARA PENGGUNAAN

Kondisi kesetimbangan juga menentukan pada sistem penyaluran air minum dimana bila penambahan asam maka akan terjadi korosi pada pipa penyalur air minum dan apabila terlalu basa maka akan terjadi pengerakan yang memperkecil diameter pipa distribusi penyalur air minum untuk itu pada proses pengolahan air minum perlu di perhatikan pembubuhan bahan kimia di mana bila pembubuhan bahan kima tidak sesuai dengan syarat yang akan ditentukan akan mempengaruhi kesetimbangan sebagai contoh pembubuhan alum ($\text{Al}_2\text{SO}_4 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$) pada proses koagulasi akan mempengaruhi kesetimbangan CaCO_3 , dan berpengaruh terhadap kualitas air bersih yang dihasilkan.

Pada suatu keadaan tertentu keadaan pH juga akan berpengaruh terhadap kesetimbangan kimia sehingga toxisitas dari suatu parameter kimia NH_4 (amonium) apabila di tambahkan asam akan menjadi NH_3 (amoniak) dimana , amoniak akan lebih toxic di bandingkan dengan amonium.

IV. KESIMPULAN DAN REKOMENDASI

A. KESIMPULAN

Perubahan kimia yang reversible membentuk produk-produk yang dapat bertindak untuk menghasilkan (kembali) pereaksi aslinya. Suatu keadaan Kesetimbangan Kimia terjadi dalam suatu sistem reaksi bolak balik bila reaksi maju dan balik berlangsung pada laju yang sama. Jika kecenderungan salah satu reaksi yang berlawanan untuk terjadi sangat dominan pada suatu temperatur, maka reaksi keseluruhan dikatakan

berjalan sempurna dalam arah itu. Kuantitas reaktif pereaksi dan produk pada kesetimbangan bergantung pada sifat zat-zat yang terlibat dalam sistem, tetapi tidak pada arah darimana kesetimbangan itu didekati.

Tetapan kesetimbangan K_c untuk suatu reaksi tertentu biasanya ditulis dalam konsentrasi-konsentrasi spesi yang terlibat. Pada suatu temperatur tertentu tetapan itu sama, tidak peduli bagaimana konsentrasi-konsentrasi individu itu diubah. Makin kuat kecenderungan suatu reaksi berjalan ke suatu arah, makin besar tetapan kesetimbangan untuk reaksi yang ditulis dalam arah itu.

Kesetimbangan yang melibatkan hanya satu fase homogen (gas atau cairan) disebut kesetimbangan homogen. Yang melibatkan dua atau lebih adalah kesetimbangan heterogen. Karena konsentrasi cairan murni atau zat padat murni apa saja, pada hakekatnya konstan sepanjang suatu reaksi, konsentrasi ini tidak dimasukkan dalam rumus tetapan kesetimbangan sebagai factor terpisah, melainkan dimasukkan ke dalam tetapan itu.

Tetapan kesetimbangan untuk suatu reaksi dihubungkan langsung ke perubahan energi bebas standar untuk reaksi itu, untuk suatu temperatur tertentu yang satu dapat dihitung dari yang lain. Pada kesetimbangan perubahan energi bebas sistem adalah nol. Sesuai dengan Asas Le Chatelier, suatu kenaikan temperatur akan menggeser kesetimbangan ke arah reaksi yang menyerap kalor (reaksi endoterm) yaitu mengubah temperatur juga mengubah harga ketetapan kesetimbangan itu sendiri, karena laju reaksi maju dan reaksi balik cenderung tak sama perubahannya.

B. REKOMENDASI

Sesuai dengan uraian tersebut di atas maka dapat direkomendasikan hal-hal sebagai berikut :

Kesetimbangan kimia dalam perairan harus selalu stabil dalam arti reaksi kimia tidak bergeser ke kiri atau ke kanan persamaan, untuk itu perlu konsep pemecahan masalah kesetimbangan yang terdiri dari :

1. Untuk setiap reaksi kimia, prinsip konservasi massa yang diikuti.
2. Netralitas electron harus dipelihara.
3. Kondisi proton yang seimbang.
4. Semua reaksi yang terjadi harus berjalan menuju keadaan setimbang.

DAFTAR PUSTAKA

- Achmad, Hiskia. 1976. *Kimia Dasar*. Departemen Teknik Penyehatan Institut Teknologi Bandung, Bandung.
- Chapra, S. Steven. 1997. *Surface Water – Quality Modelling (International Edition)*. The McGraw-Hill Book Companies, Inc. New York.
- Keenan, W. Charles, Kleinfelter, C. D. and Wood, H. J. 1986. *Kimia untuk Universitas*. Edisi keenam, Erlangga, Jakarta.
- Rivai, Harrizul. 1995. *Asas Pemeriksaan Kimia*. Universitas Indonesia (UI Press), Jakarta.
- Rosenberg, L. Jerome. 1972. *Theory and Problem of College Chemistry 5/ed including over 380 Fully Solved Problems and 750 supplementary Problems*. Schaum's Outline Series. McGraw-Hill Book Company, New York.
- Syafila, Mindriany. *Kimia Lingkungan 1*. Departemen Teknik Lingkungan, Institut Teknologi Bandung, Bandung.