



MODUL KIMIA DASAR ANORGANIK
KES 202 (KJ010)

Materi Pertemuan 10
Keseimbangan Asam Basa

Disusun Oleh:
Reza Fadhillah, S.TP., M.Si

UNIVERSITAS ESA UNGGUL
2018

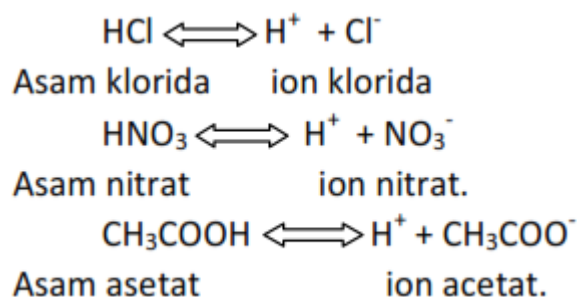
Kesetimbangan Asam Basa

KIMIA LARUTAN

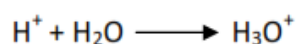
Di dalam analisis anorganik baik kualitatif atau kuantitatif umumnya didasarkan pada pengamatan reaksi yang dilakukan dalam pelarut air. Kecuali dalam uji –uji khusus. Suatu larutan adalah hasil yang homogen dari suatu zat yang dilarutkan dalam pelarut (air). Apabila kedalam zat terlarut dialirkan arus listrik maka dapat menghantarkan listrik maka disebut elektrolit sedangkan zat yang tidak dapat menghantarkan arus listrik disebut nonelektrolit. Disamping larutan yang bersifat elektrolit suatu larutan dapat bersifat asam atau bersifat basa, maka dari si anda dapat mengetahui tentang suatu reaksi asam–basa.

TEORI KLASIK TENTANG REAKSI-REAKSI ASAM-BASA.

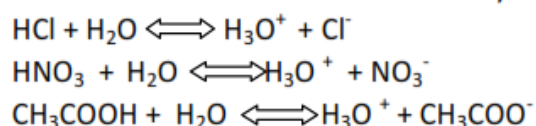
Zat-zat anorganik dapat diklasifikasikan menjadi tiga golongan yaitu asam, basa, dan garam. Asam secara sederhana dapat didefinisikan sebagai zat yang bila dilarutkan dalam air akan mengalami disosiasi dengan terbentuknya ion hidrogen sebagai satu-satunya ion positif contoh beberapa asam



Sebenarnya ion hidrogen (proton) tidak ada dalam larutan air. Setiap proton bergabung dengan satu molekul air dengan cara berkoordinasi dengan sepasang elektron bebas yang terdapat pada oksigen dari air dan terbentuk ion hidronium.



Maka reaksi disosiasi diatas harus dinyatakan sebagai reaksi antara asam dengan air



Namun demi kesederhanaan kita akan nyatakan ion hidronium dengan H dengan menyebutnya ion hidrogen. Semua sasam diatas tadi merupakan disebut dengan asam berbasa satu (mono basa),asam berbasa satu lainnya

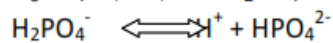
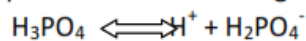
seperti asam perklorat (HClO_4), asam bromida (HBr) asam iodida (HI) dan sebagainya

Asam berbasas banyak atau (Asam polibasa) berdisosiasi dalam beberapa tingkat dan menghasilkan lebih dari satu ion hidrogen per molekul seperti contoh dibawah ini

Asam sulfat asam berbasas dua dan berdisosiasi dalam dua tingkat ;

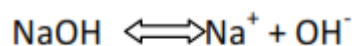


Pertama menghasilkan ion hidrogen sulfat berikutnya ion sulfat, asam fosfat merupakan asam berbasas tiga:

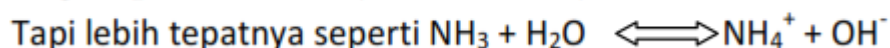
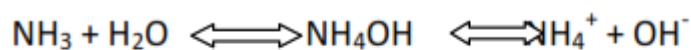


Ion-ion yang terbentuk setelah tingkat disosiasi pertama, kedua dan ketiga masing-masing dinamakan ion dihidrogen fosfat, (mono) hidrogen fosfat dan fosfat. Derajat disosiasi berbeda-beda antar satu asam dengan asam lainnya. Asam kuat berdisosiasi hampir sempurna pada pengenceran yang sedang, karena merupakan elektrolit kuat, asam lemah berdisosiasi hanya sedikit pada konsentrasi sedang, karena itu asam lemah merupakan elektrolit lemah.

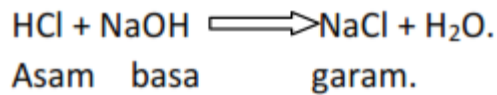
Basa didefinisikan sebagai zat yang bila dilarutkan kedalam air mengalami disosiasi dengan pembentukan ion-ion hidroksil sebagai satu-satunya ion negatif. Hidroksida-hidroksida logam larut, seperti natrium hidroksida atau kalium hidroksida, yang berdisosiasi hampir sempurna berdisosiasi dalam larutan encer.



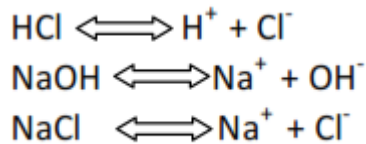
Basa diatas merupakan basa kuat, tetapi apabila ammonia dilarutkan ke dalam air merupakan basa lemah, berdisosiasi menjadi ion ammonium dan ion hidroksida:



Natrium hidroksida dan kalium hidroksida merupakan basa kuat maka termasuk elektrolit kuat, sedangkan ammonium hidroksida merupakan basa lemah maka termasuk elektrolit lemah. Garam menurut definisi merupakan hasil reaksi dari asam dan basa dan reaksi ini dikenal reaksi netralisasi, definisi ini benar menurut artian jika sejumlah asam dan basa murni dan ekuivalen dicampur dan larutannya diuapkan maka terbentuk garam Kristal tertinggal yang dinamakan garam, reaksi sebagai berikut:



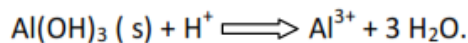
Pembentukan garam seakan-akan merupakan hasil dari suatu proses kimia sejati, tetapi ini sebenarnya tidak tepat, karena baik asam kuat maupun basa kuat serta garam hampir sempurna berdisosiasi dalam larutan air.



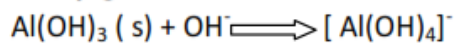
Sedangkan air yang juga terbentuk dalam proses ini hampir tidak berdisosiasi sama sekali, karena itu lebih tepat untuk menyatakan reaksi netralisasi sebagai penggabungan ion-ion secara kimia



Zat-zat amfoter atau amfolit mampu melangsungkan reaksi netralisasi baik dengan asam maupun dengan basa (lebih tepatnya baik dengan hidrogen maupun dengan ion hidroksil) seperti contoh aluminium hidroksida bereaksi dengan asam kuat pada reaksi tersebut dan ion aluminium terbentuk.



Dalam reaksi ini aluminium hidroksida bertindak sebagai basa, di lain pihak aluminium hidroksida juga bisa dilarutkan dalam natrium hidroksida:



Dalam reaksi ini aluminium hidroksida berperilaku sebagai asam.

C. KESETIMBANGAN DISOSIASI ASAM-BASA.

Disosiasi suatu asam atau suatu basa merupakan proses reversible, untuk kegiatan dimana hukum kegiatan massa dapat diterapkan, seperti contoh asam asetat menghasilkan ion hidrogen dan asetat.



Dengan menerapkan hukum kegiatan massa pada proses reversible dapat kita nyatakan tetapan keseimbangan sebagai

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

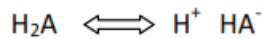
K merupakan tetapan kesetimbangan disosiasi nilai untuk asam asetat $1,76 \times 10^{-5}$ pada suhu 25°C . Umumnya jika yang berdisosiasi asam berbasas satu (asam monobasa) HA berlangsung menurut kasetimbangan



Tetapan kesetimbangan disosiasinya dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Semakin kuat asam itu semakin banyak ia berdisosiasi karena itu semakin besar nilai K, Asam berbasas dua (asam dibasa) berdisosiasi dalam dua tingkat, untuk asam berbasas tiga juga akan berdisosiasi dalam tiga tingkat, contoh untuk asam berbasas dua:



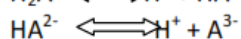
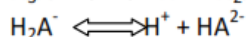
Kesetimbangan disosiasi sebagai berikut:

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HA}^-]}{[\text{H}_2\text{A}]}$$

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^{2-}]}{[\text{HA}^-]}$$

K_1 dan K_2 masing –masing disebut disebut kesetimbangan disosiasi pertama dan kedua dan dapat dilihat di tabel bahwa $K_1 > K_2$ yaitu tingkat disosiasi tingkat pertama lebih sempurna dari pada tingkat kedua.

Asam berbasas tiga (asam tribasa) , H_3A berdisosiasi dalam tiga tingkatan:



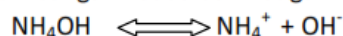
Ketiga kesetimbangan disosiasi adalah:

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{A}^+]}{[\text{H}_3\text{A}]}$$

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{HA}^{2+}]}{[\text{H}_2\text{A}^+]}$$

$$K_3 = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^{3+}]}{[\text{HA}^{2+}]}$$

Jadi tingkat disosiasi $K_1 > K_2 > K_3$ kesetimbangan pertama paling sempurna dibandingkan kesetimbangan kedua dan ketiga. Hal ini berlaku pula untuk basa ,ammonium hidroksida,



Tetapan kesetimbangan disosiasi dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Nilai nyata tetapan disosiasi ini sebesar $1,79 \times 10^{-5}$ (pada suhu 25°C), umumnya jika basa monovalen BOH berdisosiasi sebagai berikut:



Tetapan kesetimbangan disosiasinya dapat dinyatakan sebagai

$$K = \frac{[\text{B}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Ekponen dari tetapan disosiasi yang disebut pK , didefinisikan dengan persamaan – persamaan

$$pK = -\log K = \log\left(\frac{1}{K}\right)$$

Nilainya lebih sering dipakai ketimbang nilai K . Kegunaan pK akan lebih kelihatan bila kita berurusan dengan ekponen nilai hidrogen atau pH .

Contoh 1.

Hitung konsentrasi ion-hidrogen dalam larutan asam asetat 0,01M. Disosiasi asam asetat berlangsung menurut kasetimbangan :



Dan tetapan kesetimbangan disosiasinya adalah:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,75 \times 10^{-5}$$

Dengan mengabaikan ion hidrogen yang relatif kecil yang berasal dari disosiasi air dapat dikatakan bahwa semua ion hidrogen berasal dari disosiasi asam asetat maka konsentrasi ion hidrogen adalah sama dengan konsentrasi ion asetat:

$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

Sebagian asam asetat dalam larutan akan tetap tidak berdisosiasi, sementara sebagian molekul berdisosiasi. Maka, konsentrasi total c (0,01M) dari asam itu adalah jumlah dari konsentrasi asam asetat yang tidak berdisosiasi dan konsentrasi ion asetat:

$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,01$ persamaan ini dapat digabung menjadi

$$K = \frac{[\text{H}^+]^2}{c - [\text{H}^+]}$$

Dengan mengubah dan menyatakan $[\text{H}^+]$ kita dapat memperoleh

$$[\text{H}^+] = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4cK}}{2} \quad (i)$$

Dengan memasukkan $K = 1,75 \times 10^{-5}$ dan $c = 0,01$, kita peroleh

$$[H^+] = \frac{-1,75 \times 10^{-5} + \sqrt{3,06 \times 10^{-10} + 7 \times 10^{-7}}}{2} = 4,10 \times 10^{-4} \text{ mol liter}^{-1}$$

Akar yang kedua dari rumus (i) yang bertanda negatif dimuka tanda akar menghasilkan konsentrasi yang negatif yang tidak mempunyai arti fisik, dari contoh diatas kita dapat bahwa larutan asam asetat 0,01M hanya kira-kira 4 % dari molekul-molekul yang berdisosiasi.

D. EKSPONEN ION HIDROGEN (pH).

Untuk menghilangkan kerumitan didalam penulisan ion hidrogen Sorensen (1909) memperkenalkan ekponen (pH) yang didefinisikan sebagai berikut:

$$(pH) = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]} \text{ atau } [H^+] = 10^{-pH}$$

Jadi pH adalah sama dengan logaritma konsentrasi ion hidrogen dari konsentrasi hidrogen dengan diberi tanda negatif. Ini memudahkan penulisan keasaman atau kebasaan suatu larutan dengan menuliskan pH-nya. Akibatnya adalah pH larutan-larutan air nilainya terletak antara 0 sampai 14. Misalnya larutan asam kuat 1 M berbasa satu $pH = -\log 1 = 0$. Sedangkan pH dari larutan 1 M basa kuat monovalen adalah

$$pH = -\log 10^{-14} = 14$$

Jika larutan netral,

$$pH = -\log 10^{-7} = 7$$

Akibatnya untuk larutan asam $pH < 7$, untuk larutan basa $pH > 7$.

Contoh 3.

Hitung pH larutan asam asetat 0,01M? Dari contoh 1 diatas didapatkan Dengan memasukkan $K = 1,75 \times 10^{-5}$ dan $c = 0,01$, kita peroleh

$$[H^+] = \frac{-1,75 \times 10^{-5} + \sqrt{3,06 \times 10^{-10} + 7 \times 10^{-7}}}{2} = 4,10 \times 10^{-4} \text{ mol liter}^{-1} \text{ (Molar)}$$

Maka $pH = -\log(4,10 \times 10^{-4}) = -(\log 4,10 + \log 10^{-4}) = -(0,61 - 4) = 3,39$.

Contoh

Tetapan disosiasi asam asetat adalah $1,75 \times 10^{-5}$ (pada 20°C) hitung nilai pK_a .

$$\begin{aligned} pK_a &= -\log K_a = -\log 1,75 \times 10^{-5} \\ &= -(\log 1,75 + \log 10^{-5}) \\ &= -(0,24 - 5) = 4,75. \end{aligned}$$

E. HIDROLISIS GARAM

Bila garam-garam dilarutkan ke dalam air, larutan itu tidak selalu netral, fenomena ini disebabkan karena sebagian dari garam berinteraksi dengan air, karena itu dinamakan hidrolisis. Hidrolisis adalah terurainya garam dalam air yang menghasilkan asam atau basa.

1. Garam yang terbentuk dari reaksi asam kuat dengan basa kuat (misalnya NaCl , K_2SO_4)
2. Garam yang terbentuk dari reaksi asam lemah dengan basa kuat (misalnya CH_3COOK , NaCN)
3. Garam yang terbentuk dari reaksi asam kuat dengan basa lemah (misalnya NH_4Cl , AgNO_3)
4. Garam yang terbentuk dari reaksi asam lemah dengan basa lemah (misalnya $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Al_2S_3).

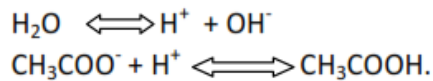
Golongan-golongan ini berperilaku berlainan pada hidrolisis.

1. Garam dari asam kuat dan basa kuat bila dilarutkan ke dalam air menunjukkan reaksi netral, karena baik kation maupun anionnya seimbang.

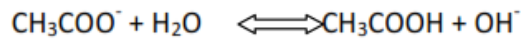


Konsentrasi ion hidrogen dalam larutan sama dengan konsentrasi ion hidroksil, maka larutan bereaksi netral.

2. Garam dari asam lemah dan basa kuat bila dilarutkan dalam air menghasilkan larutan bereaksi basa, sebab anion bergabung dengan ion hidrogen membentuk asam lemah yang sangat sedikit berdisosiasi bila kita lihat dari kesetimbangan sebagai berikut:



Jadi ion hidrogen yang terbentuk dari disosiasi air sebagian akan bergabung dengan ion asetat. Maka bila kedua persamaan diatas digabungkan, menghasilkan **kesetimbangan hidrolisis** menyeluruh:



Dalam larutan akan menghasilkan ion hidroksil yang berlebih dari pada ion hidrogen sehingga bereaksi basa.

Umumnya jika garam dari suatu asam lemah berbasa satu HA dilarutkan dalam air, anion A^- akan bergabung dengan ion hidrogen membentuk asam yang tidak berdisosiasi:



Ion-ion hidrogen itu dihasilkan oleh disosiasi air:



Meskipun disosiasi air murni hampir dapat diabaikan, ketika melarutkan garam, makin lama banyak molekul-molekul air menjadi terionisasi karena kehilangan ion hidrogen dari kesetimbangan(b) kedua kesetimbangan digabung menjadi:



Tetapan kesetimbangan dari proses ini disebut **tetapan hidrolisis** dan dapat ditulis sebagai berikut.

$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (\text{d})$$

Makin besar nilai K_h makin besar derajat hidrolisis dan makin basa larutan tsb.

Nilai-nilai tetapan hidrolisis tidak perlu ditabulasikan sendiri-sendiri, karena ini berkorelasi dengan tetapan disosiasi dengan asam lemahnya (cocokan dengan persamaan (a) dan tetapan ionisasi air persamaan (b)):

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (\text{e})$$

Dan

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (\text{f})$$

Kita bagi (f) dengan (e) maka diperoleh

$$\frac{K_w}{K_a} = K_h \quad (\text{g})$$

$$K_w / K_a = K_h = [\text{HA}][\text{OH}^-] / [\text{A}^-]$$

Jadi tetapan hidrolisis adalah sama dengan rasio antara tetapan ionisasi air dan asam itu. Derajat hidrolisis dapat didefinisikan sebagai fraksi dari setiap mol anion yang terhidrolisa dalam kesetimbangan itu. Jika c adalah konsentrasi total anion (yaitu anion dari garam) dan x adalah derajat hidrolisis, konsentrasi sebenarnya dari spesies yang terlibat dalam kesetimbangan hidrolisa adalah sebagai berikut:

$$[\text{OH}^-] = xc$$

$$[\text{HA}] = xc$$

$$[\text{A}^-] = c - cx = c(1 - x)$$

Dengan nilai-nilai ini, tetapan hidrolisis dapat dinyatakan sebagai

$$K_h = \frac{cx^2}{1-x} \quad (\text{h})$$

Dengan mengubah persamaan (g) kita dapat nyatakan derajat hidrolisis sebagai

$$x = -\frac{Kh1}{2c} + \sqrt{\frac{Kh^2}{4c^2} + \frac{Kh}{c}} \quad (\text{i})$$

Jika x kecil (2-5 %) persamaan (g) dapat disederhanakan menjadi

$$K_h = x^2c$$

Atau

$$x = \sqrt{Kh/c} \quad (\text{j})$$

Konsentrasi ion hidrogen dari suatu larutan yang diperoleh dengan melarutkan c mol garam per liter dapat dengan mudah dihitung dari stokiometri (c) akibatnya adalah, jika jumlah ion hidroksil yang berasal dari disosiasi air diabaikan, konsentrasi ion hidroksil dan konsentrasi asam yang tidak berdisosiasi sama.

$$[\text{OH}^-] = [\text{HA}] \quad (\text{k})$$

Jika derajat hidrolisis tidak terlalu besar, konsentrasi total, c, dari garam adalah sama dengan konsentrasi anion:

$$[\text{A}^-] = c \quad (\text{l})$$

Dengan menggabungkan persamaan-persamaan (d) (j) dan (k) kita dapat menyatakan tetapan hidrolisis sebagai:

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c} \quad (\text{m})$$

Sekarang kita gabungkan rumus ini dengan rumus (e) dan (f) dimana konsentrasi ion dalam larutan dapat dinyatakan sebagai berikut;

$$[\text{H}^+] = K_w K_a / c = 10^{-7} \sqrt{\frac{K_a}{c}} \quad (\text{n})$$

Akan lebih mudah jika kita menghapalkan rumus pH nya yang diperoleh dengan menglogaritmakan persamaan (m)

$$\boxed{\text{pH} = 7 + 1/2 \text{p} K_a + 1/2 \log c.} \quad (\text{o})$$

Contoh

Hitunglah tetapan hidrolisis, derajat hidrolisi, konsentrasi ion hidrogen dan pH dari larutan CH_3COONa 0,1M pada suhu kamar (basa kuat asam lemah)

Jawaban

Lihat tabel 1.1 asam asetat $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$, $\text{p}K_a = 4,76$

Tetapan hidrolisis dapat dihitung dari persamaan (f) $K_w / K_a = K_h$
 $= 10^{-14} / 1,75 \times 10^{-5} = 5,72 \times 10^{-10}$.

➤ Derajat hidrolisis dapat dihitung dari persamaan (i).

$$x = -\frac{Kh1}{2C} + \sqrt{\frac{Kh^2}{4c^2} + \frac{Kh1}{c}}$$

$$= 5,72 \times 10^{-10} / 2 \times 0,1 + \sqrt{(3,28 \times 10^{-19}) / (4 \times 0,01) + (5,72 \times 10^{-10}) / 0,1}$$

$$x = 7,56 \times 10^{-5}$$

Jadi derajat hidrolisis adalah kecil sekali hanya =0,0075%.

➤ Konsentrasi ion hidrogen diperoleh dari persamaan

$$[\text{H}^+] = K_w K_a / c = 10^{-7} \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \sqrt{\frac{1,75 \times 10^{-5}}{0,1}} = 1,32 \times 10^{-9}$$

➤ pH Larutan Na asetat

$$\text{pH} = -\log 1,32 \times 10^{-9} = -(0,12-9) = 8,88$$

Contoh

Hitung tetapan hidrolisis,derajat hidrolisis,dan pH dari larutan Natrium Sulpida 0,1 M(basa kuat asam lemah)

Jawaban

➤ Lihat tabel 1.1 $K_{a1} = 9,1 \times 10^{-8}$; $\text{p}K_{a1} = 7,04$
 $K_{a2} = 1,2 \times 10^{-15}$; $\text{p}K_{a2} = 14,92$

Hidrolisis ion-ion sulfida berlangsung dalam 2 tingkatan

Kedua tetapan hidrolisis untuk kedua tingkat dihitung dari persamaan

$$\frac{K_w}{K_a} = K_{h1} = 10^{-14} / 1,2 \times 10^{-15} = 8,33$$

Dan

$$\frac{K_w}{K_a} = K_{h2} = 10^{-14} / 9,1 \times 10^{-8} = 1,10 \times 10^{-7}$$

Karena $K_{h1} \gg K_{h2}$ tingkat hidrolisis ke dua dapat diabaikan dalam perhitungan.

➤ Derajat hidrolisis dapat dihitung dari persamaan (i)

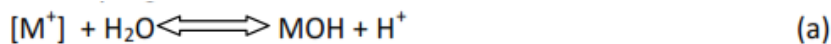
$$x = -\frac{Kh1}{2C} + \sqrt{\frac{Kh^2}{4c^2} + \frac{Kh1}{c}}$$

$$x = -\frac{8,33}{2 \times 0,1} + \sqrt{\frac{69,44}{0,04} + \frac{8,33}{0,1}} = 0,988 \text{ atau } 99 \%$$

➤ pH dimasukkan ke rumus

$$pH = 7 + 1/2 p K_a + 1/2 \log c .$$

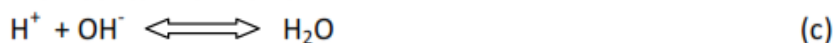
4. Garam dari asam lemah dan basa lemah bila dilarutkan kedalam air mengalami hidrolisis yang agak kompleks. Hidrolisis kationnya mengakibatkan pembentukan basa lemah yang tidak berdisosiasi.



Sedang hidrolisis anionnya menghasilkan asam lemah itu:



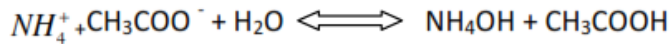
Ion hidrogen dan ion hidroksil yang terbentuk dalam proses ini sebagian bergabung membentuk kembali air.



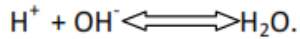
Tetapi persamaan –persamaan ini tidak boleh dijumlahkan, kecuali bila tetapan disosiasi dari asam dan basa tersebut kebetulan sama. Tergantung dari nilai relatif tetapan-tetapan disosiasi ini kemungkinan bisa terjadi tiga hal:

- Jika $K_a > K_b$ (asamnya lebih kuat dari basanya) konsentrasi ion hidrogen akan melebihi konsentrasi ion hidroksil dan larutan akan menjadi asam.
- Jika $K_a < K_b$ (basanya lebih kuat dari ipada asamnya) kebalikanya akan terjadi dan larutannya akan menjadi basa.
- Jika $K_a = K_b$ (asamnya dan basanya sama lemah) kedua konsentrasi akan menjadi sama dan larutan akan netral.

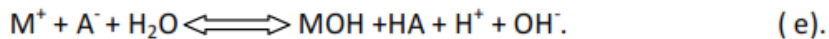
Demikian halnya dengan ammonium asetat, karena tetapan disosiasi asam asetat ($K_a = 1.75 \times 10^{-5}$) dan ammonium hidroksida ($K_b = 1,71 \times 10^{-5}$) praktis sama, Dalam hal ini persamaan dapat sebagai berikut:



Yang sebenarnya merupakan jumlah dari ketiga kesetimbangan :



Ketiga kesetimbangan ini sama dengan persamaan-persamaan (a),(b) dan (c) dengan urutan seperti itu. Bila kesetimbangan hidrolisis persamaan (a) dan (b) dijumlahkan maka didapa:



Tetapan hidrolisis dapat dinyatakan sebagai:

$$K_b = \frac{[MOH][HA][H^+][OH^-]}{[H^+][A^-]} = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

Derajat hidrolis berbeda untuk kation dan untuk anion,(kecuali bila tetapan disosiasi adalah sama).Perhitungan konsentrasi ion hidrogen agak sulit karena semua kesetimbangan yang terdapat dalam larutan harus diperhitungkan.

Persamaan-persamaan yang

Menetapkan tetapan –tetapan kesetimbangan

$$K_a = K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (f)$$

$$K_b = K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]} \quad (g)$$

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad (h)$$

Ini seluruhnya mengandung 6 konsentrasi yang tidak diketahui, karena itu tiga dari persamaan lainya harus dicari untuk memecahkan persoalan itu.Salah satunya dapat ditunkan dari fakta bahwa laurutan secara elektris netra, jumlah dari konsentrasikonsentarsi kation dan anion dalam larutan harus sama(yang disebut kondisi kesetimbangan muatan).

$$[H^+] + [M^+] = [OH^-] + [A^-] \quad (i)$$

Konsentrasi total garam, c dapat dinyatakan dalam dua cara.

Konsentrasi total garam, c dapat dinyatakan dalam dua cara.

- Pertama ia adalah sama dengan jumlah konsentrasi anion dan asam yang tidak terdisosiasi:

$$c = [A^-] + [HA]. \quad (j)$$
- Kedua ia adalah sama dengan jumlah dari konsentrasi kation dan konsentrasi basa yang tidak terdisosiasi.

$$c = [M^+] + [MOH]. \quad (k)$$

Menggabungkan keenam persamaan (f) – (k), dapat kita nyatakan konsentrasi ion hidrogen sebagai

$$[H^+] = K_a \left(\frac{C}{[H^+] + \frac{K_b [H^+] C}{K_w + K_b [H^+]} - \frac{K_w}{H^+}} \right) \quad (l)$$

Persamaan ini adalah implicit untuk $[H^+]$. Untuk memecahkannya kita harus mencari suatu nilai $[H^+]$ yang mendekati (diperkirakan) memasukan ini dalam ruas kanan (l), menghitung $[H^+]$, dan memakai nilai baru ini dalam perhitungan pendekatan ini berturut-turut sebagai berikut.

$$[H^+] = \sqrt{K_w \frac{K_a}{K_b}}$$

Boleh digunakan terutama jika K_a dan K_b tidak terlalu jauh berbeda.

F. LARUTAN BUFFER.

Suatu larutan yang memiliki sifat keengganan merubah konsentrasi ion hidrogen dengan sedikit penambahan asam atau basa, maka kerja dari larutan ini disebut kerja buffer (penyangga). Biasanya larutan buffer ini mengandung suatu campuran asam lemah dengan garam natrium atau kalium, atau suatu basa lemah dengan garamnya. Maka suatu buffer biasanya adalah campuran suatu asam dan basa konjugatnya. Untuk memahami kerja buffer kajilah dahulu kesetimbangan antara suatu asam lemah dengan garamnya.

1. larutan buffer atau penyangga.

Larutan dapat juga dibuat dengan melarutkan basa lemah dengan garamnya secara bersama-sama seperti Amonium hidroksida dengan amonium klorida.

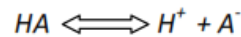


Campuran ini menunjukkan ketahanan terhadap ion hidrogen, karena ion hidrogen bereaksi dengan amonium hidroksida (yang tidak terdisosiasi).

Sedang ketahanan terhadap ion hidroksil didasarkan atas pembentukan basa yang tidak terdisosiasi dari ion-ion ammonium (berasal dari garamnya):



Konsentrasi ion hidrogen dapat dihitung dari tinjau- tinjauan tentang kesetimbangan kimia yang terdapat dalam larutan buffer tersebut. Kita tinjau suatu buffer yang terbuat dari suatu asam lemah dan garamnya. Maka kesetimbangan disosiasi terdapat dalam larutan.



Tetapan kesetimbangan dapat dinyatakan sebagai

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

dari mana konsentrasi ion hidrogen dapat dinyatakan sebagai

$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \quad (a)$$

Asam bebas yang terdapat, hampir tidak terdisosiasi sama sekali, karena adanya anion A^- dalam jumlah yang banyak yang berasal dari garamnya. Akibatnya konsentrasi total asam, c hampir sama dengan konsentrasi asam yang terdisosiasi.

$$c \approx [HA] \quad (b)$$

oleh sebab yang sama, konsentrasi total garam, c hampir sama dengan konsentrasi anion:

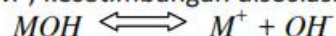
$$c \approx [A^-] \quad (c)$$

Gabungkan persamaan-persamaan (a),(b) dan (c) kita dapat menyatakan konsentrasi ion hidrogen sebagai

$$[H^+] = K_a \frac{[Ca]}{[Cg]} \quad (d)$$

$$\text{Atau} \quad \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{Cg}{Ca} \quad (e)$$

Sama halnya bila buffer itu dibuat dari basa lemah MOH dengan garamnya yang mengandung kation M^+ , kesetimbangan disosiasi yang terjadi dalam larutan ini adalah



Tetapan Kesetimbangan disosiasi dinyatakan sebagai

$$\frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]} \quad (f)$$

Dengan pertimbangan –pertimbangan yang sama, kita dapat menuliskan untuk konsentrasi total basa c , dan konsentrasi garam c , hubungan berikut:

$$c \approx [MOH] \quad (g)$$

dan

$$c \approx [M^+] \quad (h)$$

Akhirnya, kita tahu bahwa dalam setiap larutan air sembarang, hasil kali ion air:

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14} \quad (i)$$

Dengan menggabungkan persamaan-persamaan (f),(g),(h) dan (i) kita dapat menyatakan konsentrasi ion hidrogen dari buffer demikian, sebagai

$$[H^+] = \frac{K_w}{K_b} \times \frac{C_g}{C_b} \quad (j)$$

atau pH sebagai

$$pH = 14 - pK_b - \log \frac{C_b}{C_g}$$

Dimana $14 = -\log K_w = pK_w$

Contoh

Hitung konsentrasi ion hidrogen dan pH larutan yang dibuat dengan mencampurkan volume yang sama asam asetat 0,1M dan Na asetat 0, 2 M.

Penyelesaian

Kita pakai persamaan (d) $[H^+] = K_a \frac{[C_a]}{[C_s]}$

Dari tabel 1.1 $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$, $C_a = 0,05M$ dan $C_g 0,1M$ (perhatikan, bahwa kedua konsentrasi yang semula menjadi setengahnya bila larutan telah dicampur).jadi

$$[H^+] = 1,75 \times 10^{-5} \times 0,05/0,1 = 8,75 \times 10^{-6}$$

$$\text{Dan } pH = -\log (8,75 \times 10^{-6}) = - (0,94 - 6) = 5,0$$



Gambar 3.1
 pH meter.