

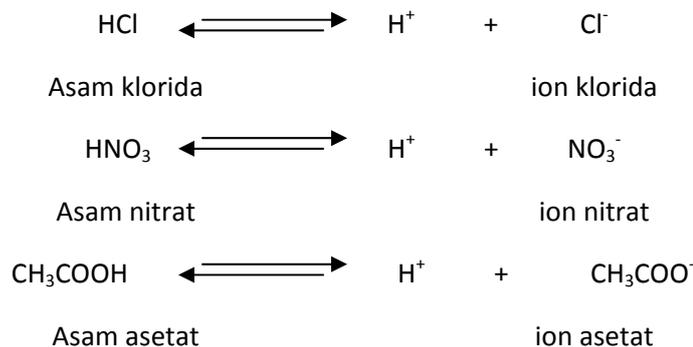
Bab VI

Reaksi-reaksi Asam Basa

6.1 Asam, Basa dan Garam

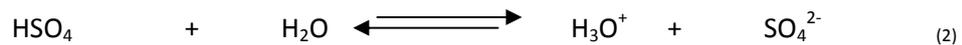
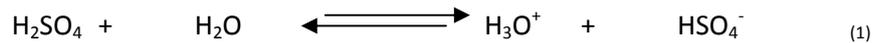
Zat anorganik secara umum dibagi menjadi 3 golongan penting : asam, basa, dan garam. Walaupun dalam penggolongan asam-basa terdapat asam-basa lemah dari golongan senyawa organik, tetapi dalam pembahasan asam, basa, garam, dan pH lebih difokuskan pada senyawa-senyawa (zat) anorganik, karena sifat kerelatifan keasaman zat-zat organik cukup besar dan lebih rumit pengukurannya secara eksak.

Asam. Secara sederhana (klasik) didefinisikan sebagai zat, yang bila dilarutkan dalam air, mengalami disosiasi dengan pembentukan ion positif hidrogen (H^+) – tingkat kekuatan asam dihubungkan dengan jumlah parsial H^+ , yang dihasilkan dari disosiasi. Makin besar jumlah parsial ion positif H yang dihasilkan, maka bisa dikatakan asam juga makin kuat. Secara umum beberapa disosiasi asam dapat digambarkan sebagai berikut :



Ion positif hidrogen (H^+) atau proton secara teoritik tidak pernah ada dalam air. Dalam disosiasinya setiap proton atau H^+ selalu bergabung dengan satu molekul air dengan cara menjalin ikatan koordinasi melalui sepasang elektron bebas (lone pair electron) pada oksigen air, dan membentuk ion-ion hidronium (H_3O^+).

Asam-asam seperti di atas, dalam disosiasinya hanya menghasilkan satu proton (satu ion H^+) setiap molekulnya, sehingga dinamakan **asam monoprotik**, dan merupakan pasangan reaksi reversibel asam-basa konjugasi dengan air. Dalam kasus lain, akan dijumpai asam-asam yang jika berdisosiasi dengan air, melepaskan lebih dari satu proton, **asam poliprotik**. Contoh asam ini antara lain asam sulfat, H_2SO_4 , yang dalam air akan berionisasi dalam 2 tahap, yaitu :

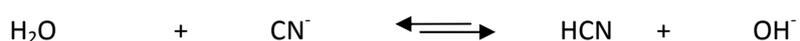
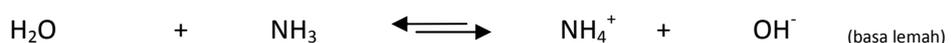


Ion hidronium yang dihasilkan pada reaksi tahap kedua tidak sebanyak ion hidronium yang dihasilkan pada reaksi tahap pertama. Sebab pada tahap pertama, reaksi berlangsung lengkap, semua asam sulfat bereaksi dengan air menghasilkan ion hidronium. Sedangkan pada tahap kedua, hanya sebagian HSO_4^- yang berdisosiasi menghasilkan ion hidronium. Sehingga secara relatif, HSO_4^- merupakan asam lemah walaupun H_2SO_4 merupakan asam yang kuat. Asam sulfat ini dinamakan *asam diprotik*.

Ada pula asam yang dalam reaksinya dengan air (berdisosiasi) menghasilkan 3 proton tiap molekulnya, *asam triprotik*. H_3PO_4 merupakan salah satu contoh asam triprotik, yang bereaksi dengan air dengan tiga tahap pelepasan proton. Yang perlu diperhatikan, bahwa dalam tahapan yang lebih tinggi, pembentukan proton menjadi semakin tidak lengkap dan semakin lambat.

Basa. Dalam pengertian yang disederhanakan, sifat basa dalam air dipengaruhi oleh pembentukan ion hidroksida. Di alam, unsur-unsur golongan I A dan II A, akan membentuk basa kuat dengan ion hidroksida. Artinya kebanyakan unsur-unsur ini secara alamiah telah berikatan dengan hidroksida, sehingga jika melarut dalam air, akan langsung melepaskan ion-ion hidroksida (anionnya). Sedangkan basa-basa lemah (biasanya molekul kovalen) harus bereaksi dengan air, menangkap H^+ dari air, sehingga air menyisakan OH^- . Unsur golongan I A membentuk basa monohidroksida, dan unsur golongan II A membentuk basa dihidroksida.

Beberapa reaksi penguraian basa di air :



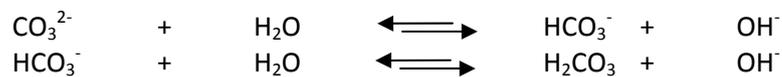
Garam. Suatu asam apa saja jika direaksikan dengan basa apa saja, pasti akan menghasilkan garam, hasil reaksi anion dari asam dengan kation dari basa. Asam kuat, HCl, jika direaksikan dengan basa kuat, NaOH, akan menghasilkan garam netral NaCl dan molekul air.



Basa kuat jika bereaksi dengan asam lemah akan menghasilkan garam yang bersifat basa. Asam asetat, CH_3COOH , bereaksi dengan KOH , menghasilkan garam (sabun) yang bersifat basa (reaksi semacam ini dinamakan saponifikasi, penyabunan), CH_3COONa dan air. Lain lagi dengan NH_4Cl , larutan garam ini bersifat asam (memerahkan kertas lakmus biru). Hal ini tak lain karena ammonium klorida berasal dari reaksi asam kuat (HCl) dengan basa lemah (NH_3). Untuk itu dapat diambil pedoman sederhana dalam menentukan sifat keasaman suatu garam, sesuai dengan kekuatan asam atau basa pembentuknya (mana yang lebih dominan).

Reaksi ion garam apa saja jika dilarutkan dalam air, akan tergolong dalam salah satu dari empat kasus yang pasti terjadi, yaitu :

1. Kation maupun anion tidak bereaksi dengan air, kecuali hanya terionkan saja, dan tidak bertindak sebagai asam maupun basa. Garam seperti ini berasal dari kation basa kuat (Li^+ , Na^+ , K^+ , Ba^{2+} , Sr^{2+}) dan anion asam kuat (Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-}) membentuk larutan netral. Contoh garam jenis ini adalah NaCl , KCl , BaCl_2 , SrCl_2 , NaNO_3 , Li_2SO_4 , dan $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$.
2. Kation garam bertindak sebagai asam, anion tidak bertindak sebagai basa. Garam seperti ini terdiri atas kation yang berasal dari basa lemah dan anion dari asam kuat, dan larutannya bersifat asam. Contohnya adalah NH_4Cl , NH_4NO_3 , $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$, dan sebagainya.
3. Anion garam bertindak sebagai basa, kation tidak bertindak sebagai asam. Garam jenis ini adalah hasil dari reaksi kation yang berasal dari basa kuat dengan anion dari asam lemah. Larutan garam ini dalam air bersifat basa. Contohnya, CH_3COOK , NaCN (dalam kadar yang ekuimolar, Larutan NaCN lebih bersifat basa daripada CH_3COOK), K_2CO_3 atau Na_2CO_3 . Dalam air larutan kalium atau natrium karbonat, terhidrolisis dalam dua tahap, yaitu :

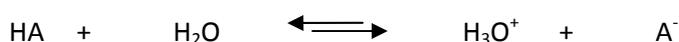


OH^- terbesar dihasilkan dari reaksi pertama, reaksi kedua berjalan jauh lebih lambat.

4. Kation garam bertindak sebagai asam, dan anion bertindak sebagai basa. Hal ini terjadi karena garam berasal dari reaksi asam lemah dan basa lemah. Kation berasal dari basa lemah, demikian juga anionnya berasal dari asam lemah, sehingga ketika dilarutkan ke dalam air, keduanya (kation maupun anion) akan mengalami hidrolisis. Hidrolisis kation menghasilkan OH^- , dan hidrolisis anion menghasilkan H^+ , sehingga akan menghasilkan larutan total yang bersifat netral, asam atau basa, tergantung

fraksi ion hidrogen atau ion hidroksida yang dihasilkan dan juga tergantung pada kekuatan relatif asam-basa asalnya. Contoh, larutan $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ bersifat netral sebab kekuatan ion NH_4^+ dan CH_3COO^- sama kuat dan saling menetralkan (nilai konstanta asam asetat dan konstanta basa ammonium hidroksida hampir sama). Namun $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ merupakan larutan yang bersifat basa, sebab ion karbonat bersifat lebih kuat kebasaannya daripada sifat keasaman ion ammonium (Konstanta asam H_2CO_3 lebih kecil dari konstanta basa NH_4OH).

Kekuatan relatif asam dan basa. Seperti dijelaskan sebelumnya, kekuatan suatu asam merupakan kemampuannya menyumbangkan atau melepaskan proton pada molekul air. Demikian juga dengan basa, kekuatannya diukur berdasarkan ion hidroksida yang dilepaskan.



Dalam reaksi konjugasi asam basa di atas (dan berlaku untuk semua reaksi konjugasi), air merupakan basa lemah dibanding dengan HA (asam lebih kuat). Pasangan asam basa konjugasinya adalah HA dengan A^- (asam kuat dengan basa lemah), serta H_2O dengan H_3O^+ (basa lemah dengan asam kuat), total produk bersifat asam. Fenomena ini selalu terjadi,

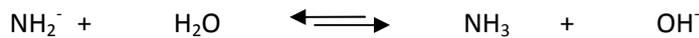
asam/basa lemah berkonjugasi dengan basa/asam kuat, dan sebaliknya. Itulah mengapa anion garam yang berasal dari asam kuat, kurang bersifat basa.

Secara komparatif kekuatan asam basa dapat di lihat pada tabel berikut :

Asam	sifat	Basa konjugat	sifat
HClO_4	Asam kuat ↓ kekuatan menurun ↓	ClO_4^-	Basa lemah ↓ kekuatan meningkat ↓
HCl		Cl^-	
H_2SO_4		HSO_4^-	
HNO_3		NO_3^-	
H_3O^+		H_2O	
H_2SO_3		HSO_3^-	
HSO_4^-		SO_4^{2-}	
H_3PO_4		H_2PO_4^-	
HF		F^-	
CH_3COOH		CH_3COO^-	
H_2CO_3		HCO_3^-	
H_2S		HS^-	
HSO_3^-		SO_3^{2-}	
HCN		CN^-	
NH_4^+		NH_3	
HCO_3^-		CO_3^{2-}	
HS^-		S^{2-}	
H_2O	OH^-		
NH_3	NH_2^-		
OH^-	Asam lemah	O^{2-}	Basa kuat

Tabel diambil dari text book : GENERAL COLLEGE CHEMISTRY (Sixth Edition) , Charles W Keenan, et. all.

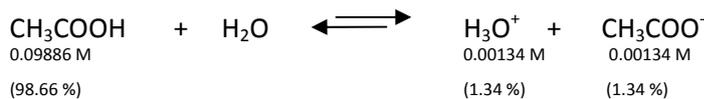
Dalam larutan air empat asam yang disebutkan pertama dalam tabel akan segera membentuk ion hidronium dengan molekul air, karena hanya ion hidronium yang merupakan asam terkuat yang bisa berada dalam air. Sehingga dalam larutan berair, keempat asam kuat tersebut menjadi relatif sama (levelling effect/efek pendataran = reaksi suatu pelarut untuk menyamakan kekuatan asam/basa reagen yang berlainan). Demikian juga, secara teori hanya OH^- yang merupakan basa terkuat yang bisa berada dalam air. Sehingga O^{2-} (dalam keadaan murni punya sifat basa lebih besar dari OH^-) akan bereaksi membentuk OH^- dengan air. Demikian juga dengan NaNH_2 .



Dari tabel nampak NH_2^- merupakan basa yang lebih kuat daripada OH^- . Namun karena efek pendataran, maka baik NH_2^- maupun O^{2-} , akan mempunyai kekuatan basa yang sama dengan NaOH (basa terkuat di larutan air).

6.2 Tetapan pengionan asam-basa ($K_a - K_b$)

Tetapan pengionan asam (konstanta keasaman-kebasaan) adalah merupakan perbandingan antara ion-ion yang dihasilkan saat pelarutan dengan jumlah senyawa yang tidak terionkan. Nilai ini akan tetap pada konsentrasi berapapun pada kondisi tertentu yang sama, kecuali pada larutan jenuh. Jika asam asetat dicampurkan ke air, maka sebagian kecil molekul asam asetat terionkan dan sebagian besar tetap dalam bentuk senyawanya. Dalam percobaan laboratorium, jika 0,1 M asam asetat dilarutkan ke air maka akan segera terjadi kesetimbangan sebagai berikut,



maka jika dihitung nilai tetapan pengionannya, di dapatkan

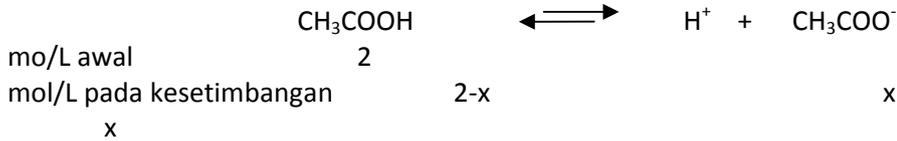
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(0.00134)(0.00134)}{0.09866} = 1.82 \times 10^{-5}$$

Kuantitas ion terlarut, ditentukan dengan berbagai macam analisa, salah satunya adalah dengan mengukur daya hantar listrik larutan. Semakin besar hantaran listriknya, berarti ion yang terlarut makin banyak.

Nilai tetapan pengionan yang telah diperoleh melalui pengujian-pengujian, dapat dipergunakan kembali untuk menentukan besar pengionan untuk larutan yang sama dengan

konsentrasi yang belainan. Jadi dapat diramalkan banyak ion-ion yang terlarut, jika dicampurkan 2 mol asam asetat dalam air hingga jumlah volumenya 1 liter.

Perhitungan dapat dimulai dari reaksi pengionannya



$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(x)(x)}{(2-x)}$$

Dengan K_a yang kecil maka hanya sebagian kecil saja asam asetat yang terionkan (1,34% jika awalnya 0,1 M) sehingga $2-x$ nilainya akan tetap mendekati 2 ($2-x \sim 2$), maka perhitungan dapat disederhanakan menjadi,

$$1,8 \times 10^{-5} \approx \frac{x^2}{2}, \text{ atau } x^2 \approx 3,6 \times 10^{-5}$$

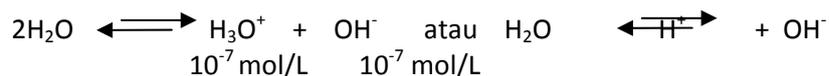
$$x = 0,006$$

pada larutan yang lebih pekat ini, prosentase pengionannya dapat dihitung,

$$\begin{aligned}
 \text{persen pengionan} &= \frac{\text{mol.zat.terionkan}}{\text{mol.zat.awal}} \times 100\% \\
 &= \frac{0,006}{2} \times 100\% = 0,3\%
 \end{aligned}$$

Bandingkan hasil di atas dengan jika hanya 0,1 mol yang dilarutkan, persen pengionannya = 1,34 %. Nampak dengan jelas bahwa semakin pekat larutan asam lemah, semakin sedikit persen pengionannya, dan sebaliknya larutan yang makin encer pengionannya juga semakin baik.

Pengionan air. Pengukuran daya hantar listrik pada air murni (25 °C) menunjukkan bahwa air mengion dalam jumlah yang sangat kecil, hanya 1×10^{-7} mol/L. Dari rumus kesetimbangannya, dapat ditentukan konstanta pengionan untuk air.



$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}, \text{ untuk air murni konsentrasi H}_2\text{O} = 55 \text{ M.}$$

Maka, $K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{55}$, sehingga $K_c \times 55 = [H^+][OH^-] = K_w$

Dengan memasukkan nilai ion-ion H^+ dan OH^- dari molekul yang terionisasi, maka didapatkan nilai $K_w = [H^+][OH^-] = (10^{-7})(10^{-7}) = 10^{-14}$. K_w ini dinamakan hasil kali ion untuk air. Nilai K_w akan konstan pada berbagai macam larutan air. Jika air ditambahkan asam maka ion H^+ akan meningkat jumlahnya, dan untuk mempertahankan nilai K_w maka dengan sendirinya ion OH^- akan berkurang, sehingga hasil perkaliannya sama dengan K_w . Sebaliknya jika air ditambahkan basa, OH^- akan meningkat dan proton akan turun.

Sebagai contoh, jika ke dalam air ditambahkan HCl hingga konsentrasinya menjadi 0,01 M, maka ion OH^- akan tersisa sebesar,

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$10^{-14} = (0,01)[OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-12}$$

Jadi memang demikian yang terjadi, pada larutan yang bersifat asam masih mengandung ion OH^- , sebaliknya juga pada larutan basa masih ada ion H^+ . Dengan perhitungan-perhitungan asam, basa dan hidrolisa, akan didapatkan hubungan antara K_a , K_b , dan K_w , yaitu :

$$K_w = K_a \cdot K_b \text{ atau } K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

6.3 Eksponen Ion Hidrogen (pH) dan Kekuatan Asam - Basa

Seorang kimiawan, Sorensen (1909), mendefinisikan tingkat keasaman air berdasarkan kekuatan ion hidrogen yang aktif mempengaruhinya. Nilai keasaman ditentukan dengan eksponen ion hidrogen aktif, yang dilambangkan dengan pH, didapat dari angka negatif logaritmik berbasis 10 konsentrasi ion hidrogen yang aktif secara kesetimbangan stoikiometriknya.

$$pH = - \log [H^+]$$

nilai $[H^+]$ tidak hanya tergantung pada jumlah zat (asam, garam, basa) yang dimasukkan ke dalam sistem larutan, tetapi juga bergantung pada kelarutan dan aktifitas ionnya. Nilai skala pH diberikan mulai dari 0 (sangat asam) sampai dengan 14 (sangat basa), dengan nilai pH = 7 sebagai pH netral (asam dan basa berimbang). Dengan demikian dengan sederhana dapat

dipahami bahwa zat dapat dibedakan atas asam kuat, asam lemah, garam-garam, basa lemah, dan basa kuat.

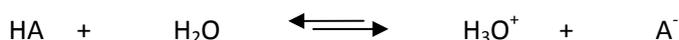
Asam kuat adalah zat yang jika dilarutkan ke dalam air, semua ion hidrogen larut dan berdisosiasi membentuk ion hidronium (H_3O^+), sehingga semua ion hidrogen punya aktifitas besar terhadap keasaman air. Bisa dihitung dengan mudah pH asam kuat dengan langsung mengambil nilai eksponen konsentrasi ion H^+ -nya. Contoh pH dari HCl 0,1 M adalah 1, ($\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,1 = 1$). Sedangkan asam lemah, hanya sebagian saja ion hidrogen yang berdisosiasi dan beraktifitas, sebagian yang lain tetap terikat pada senyawanya (tidak larut). Nilai pH harus dihitung dengan memperhatikan nilai K_a (konstanta keasaman). Sifat kekuatan keasaman ini sangat erat hubungannya dengan kesetimbangan kelarutan zatnya.

Basa kuat dan basa lemah, kejadiannya sama dengan asam kuat dan asam lemah, hanya saja yang beraktifitas adalah ion hidroksida (OH^-). Dari peristiwa hidrolisa air, akan didapatkan bahwa

$$\text{pOH} = -\text{Log} [\text{OH}^-] = 14 - \text{pH}$$

jadi jika suatu larutan basa kuat, misal NaOH, sebanyak 0,1 mol dilarutkan kedalam air, maka nilai pOH adalah $-\log 0,1 = 1$, atau nilai $\text{pH} = 14-1 = 13$.

Asam Lemah. Zat-zat asam jika dilarutkan kedalam air, akan mengalami disosiasi atau larut dalam bentuk ionik. Namun demikian, karena nilai kesetimbangan (ionik) yang berbeda-beda dalam larutannya, maka ada beberapa zat yang tidak terdisosiasi dengan sempurna. Sebagian akan terdisosiasi menjadi anion dan kation (H^+), dan sebagian yang lain akan larut tetap dalam bentuk molekul senyawanya. Contohnya, asam asetat (cuka) jika dilarutkan ke dalam air, maka sebagian molekul akan berdisosiasi menjadi anion CH_3COO^- dan kation H^+ (H_3O^+), sebagian yang lain tetap dalam bentuk molekul CH_3COOH yang berikatan hidrogen dengan air. Hasil perkalian ion-ion senyawa asam yang terdisosiasi dibagi dengan molekul yang tidak terdisosiasi akan selalu tetap, pada kondisi suhu dan tekanan tertentu, tidak tergantung pada konsentrasinya, dan dinamakan tetapan pengionan asam atau konstanta keasaman, K_a .



Tetapan kesetimbangan berdasar reaksi pengionan asam di atas, adalah

$$K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[H_2O][HA]}, \text{ untuk larutan encer konsentrasi molar air adalah } 55 \text{ M,}$$

sehingga $K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[H_2O].55}$, dan untuk menyederhanakan bentuk perhitungan, $H_3O^+ \sim H^+$.

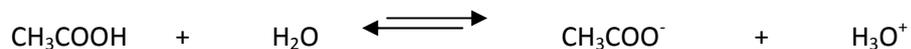
$$\text{Maka, } K_c \times 55 = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a,$$

Beberapa nilai K_a untuk senyawaan asam dicantumkan pada tabel berikut :

Nama	Reaksi pengionan sederhana	K_a
Asam klorida	$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$	Besar
Asam sulfat	$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$	Besar
	$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-2}$
Asam klorit	$HClO_2 \rightleftharpoons H^+ + ClO_2^-$	$1,1 \times 10^{-2}$
Asam fosfat	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7,5 \times 10^{-3}$
	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$
Asam flourida	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$6,6 \times 10^{-4}$
Asam nitrit	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$5,1 \times 10^{-4}$
Asam asetat	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Asam karbonat	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4,3 \times 10^{-7}$
	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$5,6 \times 10^{-11}$
Asam sulfida	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$1,1 \times 10^{-7}$
	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$1,0 \times 10^{-11}$
Asam sianida	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$6,2 \times 10^{-10}$

Untuk asam asetat, $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Dengan demikian nilai pH suatu asam lemah tidak sama dengan nilai eksponen konsentrasi hidrogen dalam molekulnya, melainkan sebesar ion hidrogen yang mampu terdisosiasi dengan air saja. Dalam aplikasi perhitungan dapat diambil pendekatan seperti berikut :

Reaksi disosiasi 0,1 mol asam asetat, CH_3COOH , dalam air sebagai berikut (dengan total larutan 1 L).



atau secara singkat dapat dituliskan : $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

Dapat dihitung pH dari sistem larutan asam lemah tersebut dengan menggunakan nilai K_a yang diketahui ($K_a CH_3COOH = 1,8 \times 10^{-5}$), sehingga dalam 1 L larutan

reaksi	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
mol awal	0,1		0		0
reaksi	y		y		y
kesetimbangan	0.1-y		y		y

Dalam reaksi, secara stoikiometri, setiap y mol CH_3COOH akan menghasilkan y mol CH_3COO^- dan y mol H^+ . Sehingga pH kesetimbangannya adalah :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+], \quad [\text{H}^+] \text{ dihitug dari nilai } K_a$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$= \frac{y \cdot y}{0,1 - y} = 1,8 \times 10^{-5}$$

karena nilai y jauh lebih kecil dari 0.1 maka nilai pengurungannya bisa diabaikan ($0,1 - y \sim 0,1$), sehingga

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{y^2}{0,1} \quad \text{maka } y^2 = 1,8 \times 10^{-6}$$

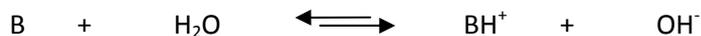
$$y = 1,34 \times 10^{-3},$$

karena $[\text{H}^+] = y$ dalam kesetimbangan, maka jumlah mol $\text{H}^+ = 1,34 \times 10^{-3}$ atau nilai $[\text{H}^+] = 1,34 \times 10^{-3}$ mol/L (total sistem larutan adalah 1 liter). Maka secara sederhana dapat ditentukan konsentrasi ion H^+ atau $[\text{H}^+]$ dengan rumus, $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot [As]}$, dimana K_a = tetapan pengionan asam, dan $[As]$ = konsentrasi asam lemah. Dari sini nilai pH dengan mudah dapat ditentukan (dengan contoh kasus di atas).

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ &= -\log (1,34 \times 10^{-3}) \\ &= 2,87 \end{aligned}$$

Bandingkan dengan nilai Ph dari HCl atau asam kuat lain dengan konsentrasi 0,1 M.

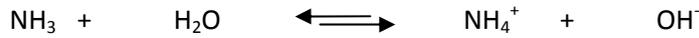
Basa lemah. Seperti halnya dengan asam, zat-zat basapun akan mengalami disosiasi jika dilarutkan dalam air. Basa kuat, akan terdisosiasi langsung menjadi kation dan anion hidroksida (OH^-), sedangkan basa lemah akan bereaksi dengan air membentuk kation dengan mengambil proton dari molekul air (OH^- dihasilkan dari molekul air yang kehilangan proton atau H^+). Secara umum reaksi basa lemah adalah sebagai berikut :



$$K_c = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}][\text{H}_2\text{O}]}, \text{ untuk larutan encer konsentrasi } \text{H}_2\text{O} \sim 55 \text{ M}$$

$$K_c \cdot 55 = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = K_b,$$

K_b adalah tetapan pengionan basa atau konstanta basa, makin besar nilai K_b maka semakin kuat sifat kebasaannya dalam air. Sebagai contoh untuk basa ammonia, NH_3 , reaksi disosiasinya dalam air adalah



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Beberapa nilai konstanta untuk basa lemah dicantumkan pada tabel berikut :

Nama basa	Reaksi disosiasi/pengionan	K_b
dimetilamina	$(CH_3)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_2NH_2^+ + OH^-$	$5,9 \times 10^{-4}$
Metilamina	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$4,2 \times 10^{-4}$
trimetilamina	$(CH_3)_3N + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_3NH^+ + OH^-$	$6,3 \times 10^{-5}$
Ammonia	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Hidrazin	$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$	$9,8 \times 10^{-7}$
hidroksilamina	$HONH_2 + H_2O \rightleftharpoons HONH_3^+ + OH^-$	$9,1 \times 10^{-9}$

Sama seperti perhitungan pH untuk asam lemah, pOH ataupun pH basa lemah juga ditentukan dengan memasukkan harga K_b . Jadi jika sistem larutan air dimasukkan ammonia 0,5 mol tiap liternya, maka berdasarkan nilai K_b -nya dapat ditentukan pH sebagai berikut :

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
mol awal	0,5				0		0
reaksi	z				z		z
setimbang	0,5 - z				z		z

$$K_b = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{z \cdot z}{(0,5 - z)} \approx \frac{z^2}{0,5}$$

$$z = 3 \times 10^{-3} = [OH^-]$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (3 \times 10^{-3}) = 2,52$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,52 = 11,48$$

bandingkan harga pH dengan harga pH larutan KOH atau larutan NaOH dengan konsentrasi 0,5 M, memakai rumus untuk basa kuat. Sama halnya seperti asam kuat (pada bahasan sebelumnya), secara sederhana menentukan konsentrasi OH^- dan pH untuk basa lemah dapat dirumuskan

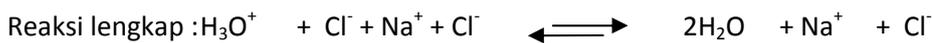
$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [Bs]}, \text{ Bs} = \text{tetapan pengionan basa lemah}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log [OH^-] = 14 + \log \sqrt{K_b \cdot [Bs]}$$

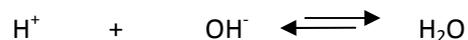
6.4 Penetralan (Reaksi Asam dan Basa)

Reaksi penetralan merupakan reaksi antara senyawa asam dengan senyawa basa, atau reaksi penggaraman yang menghasilkan air. Jika suatu asam kuat dan basa kuat yang ekuimolar, direaksikan (dicampur) dalam larutan air, maka ion hidronium dari asam dan ion hidroksida dari basa akan bersenyawa membentuk air. Demikian juga dengan asam lemah maupun basa lemah. Sehingga dalam perhitungan kimiawi, reaksi penetralan akan terjadi dalam beberapa kasus, dan menghasilkan garam-garam dengan sifat yang berbeda. Berdasarkan kekuatan asam atau basa, reaksi penetralan dibedakan atas 4 macam.

Asam kuat dengan basa kuat. Dalam reaksi asam kuat dengan basa kuat, mula-mula asam maupun basa terdisosiasi atau mengion dalam pelarut (air). Asam kuat, misalkan HCl, akan terion menjadi hidronium dan anion ($\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), sedangkan basa kuat, misal NaOH, akan terion menjadi ion hidroksida (OH^-) dan kation (Na^+). Kemudian ion-ion akan melakukan reaksi (penetralan) membentuk garam dan air.

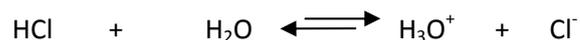


Dengan persamaan ion netto sederhananya sebagai berikut :



Ion Na^+ dan Cl^- ini akan tetap dalam bentuk ion pada larutan air, dikarenakan kelarutannya sangat besar pada pelarut ini (hampir semua garam dapat larut dengan baik di air). Dengan melakukan evaporasi pelarutnya (penguapan air), akan diperoleh padatan/kristal NaCl.

Asam kuat dengan basa lemah. Reaksi antara asam dengan basa, tak selalu menghasilkan larutan netto yang bersifat netral, karena larutan netral hanya diperoleh jika asam dan basa yang bereaksi sama kuatnya. Dapat diperhatikan untuk kasus HCl, asam kuat, dicampurkan dengan NH_3 , basa lemah, akan menghasilkan garam yang mempunyai kation bersifat asam (NH_4^+) sehingga larutan bersifat asam. Mula-mula baik HCl akan terhidrolisis dalam pelarut air, menghasilkan ion-ionnya.



ion ini akan melakukan reaksi dengan NH_3 secara cepat, membentuk air dan garam terlarut, ammonium klorida (NH_4Cl).



Larutan ion-ion ammonium klorida yang diperoleh dalam reaksi di atas bersifat agak asam, karena NH_4^+ bersifat asam dalam air (reaksi hidrolisis) sedangkan Cl^- tidak bereaksi dengan air (lihat kasus pelarutan garam dalam air).

Nilai pH yang larutan dari reaksi ini dapat dihitung dengan tiga cara. **Pertama**, jika asam kuat tersisa dalam reaksi maka pH dihitung hanya berdasarkan konsentrasi asam kuat sisa (pH dari $[\text{HCl}]$ sisa). **Kedua**, jika reaksi ekuivalen, semua asam kuat maupun basa lemah tepat habis dalam reaksi, maka pH dihitung dengan rumus konsentrasi ion H^+ garam yang berasal dari basa lemah, yaitu

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{Garam}]} = \sqrt{K_a \times [\text{Garam}]}$$

Contoh penghitungan pH garam yang berasal dari basa lemah. NH_4Cl sebanyak 1 mol dilarutkan dalam air sehingga volume total larutan 500 mL, maka konsentrasi garam ini dalam air adalah 2 mol/L. Dengan mengambil nilai K_b (NH_4OH) = $1,8 \times 10^{-5}$, maka pH larutan ini dapat dihitung dengan:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{Garam}]} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} (2)} = 1,054 \times 10^{-4}$$

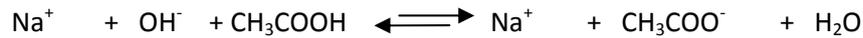
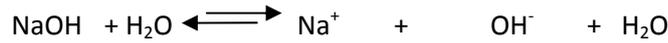
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,054 \times 10^{-4}) = 4 - \log (1,054) = 3,977$$

atau dengan menghitung $[\text{H}^+]$ dari nilai K_a NH_4^+ , karena nilai K_b (NH_4OH) = $1,8 \times 10^{-5}$, maka K_a -nya = $K_w/K_b = 10^{-14}/(1,8 \times 10^{-5}) = 5,665 \times 10^{-10}$. Jika nilai ini dimasukkan pada rumus kedua maka akan didapat hasil yang sama, yaitu $\text{pH} = 3,977$.

Ketiga, jika setelah reaksi yang tersisa adalah basa lemahnya, maka larutan ini adalah larutan buffer basa. Asam basa yang bereaksi membentuk garam, dan dengan sisa basa lemah dalam satu larutan membentuk sistem penyangga (buffer). Nilai pH sistem larutan ini dihitung dengan rumus buffer,

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{Basa.sisa}]}{[\text{garam}]} = K_b \frac{C_{\text{BOH}}}{C_{\text{BX}}}, \text{ dan } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

Asam lemah dengan basa kuat. Contoh sederhana untuk menjelaskan reaksi ini adalah reaksi asam asetat yang mengalami reaksi saponifikasi (penyabunan) dengan NaOH . Larutan garam hasil reaksi ini bersifat basa. Sama dengan asam kuat, basa kuat NaOH akan terionisasi lebih dahulu menjadi Na^+ dan OH^- . Ion hidroksida ini akan segera bereaksi dengan asam asetat membentuk air dan ion asetat.



Larutan garam natrium asetat yang dihasilkan ini bersifat basa, karena ion asetat bertindak sebagai basa dalam air, sedang ion natrium tidak cukup bertindak sebagai asam (lihat kasus 3 pelarutan garam dalam air).

Nilai pH dari sistem reaksi ini juga dapat didekati dalam 3 cara. **Pertama**, setelah reaksi tersisa basa kuat, $\text{pH} = 14 - \log [\text{OH}^-]$, konsentrasi OH^- sama dengan konsentrasi basa sisa. **Kedua**, semua asam lemah maupun basa kuat habis dalam reaksi membentuk garam, sifatnya basa, konsentrasi OH^- dan pH dihitung dengan

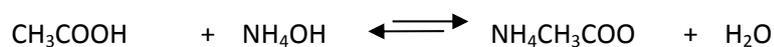
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} [\text{Garam}]} = \sqrt{K_b \times [\text{Garam}]}, \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Ketiga, setelah reaksi membentuk garam dalam larutan tersisa asam lemah, maka larutan ini adalah sistem buffer asam, maka

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{Asam.Lemah}]}{[\text{Garam}]} = K_a \frac{C_{HA}}{C_{XA}}, \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

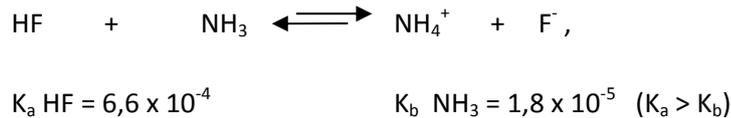
Asam lemah dengan basa lemah. Kejadian yang agak berbeda terjadi pada kasus reaksi antara asam lemah dan basa lemah. Jika pada reaksi asam kuat dengan basa kuat, garam yang dihasilkan pasti netral. Pada asam lemah dan basa kuat, garamnya basa. Dan pada asam kuat dengan basa lemah, garam yang dihasilkan bersifat asam. Lain halnya dengan reaksi asam lemah dengan basa lemah, nilai konstanta keasaman/kebasaan atau konstanta pengionan menjadi faktor utama untuk menentukan apakah garam yang dihasilkan bersifat asam, netral, maupun basa.

Dalam reaksi dapat diambil contoh reaksi asam asetat dengan ammonia (dalam larutan air membentuk ammonium hidroksida). Asam basa ini akan mengalami reaksi sebagai berikut :



Karena nilai K_a (asam asetat) = K_b (ammonium hidroksida), maka garam ammonium asetat praktis bersifat netral. Katoin NH_4^+ bertindak sebagai asam cukup diimbangi dengan anion CH_3COO^- yang bertindak sebagai basa, keduanya berkekuatan sama.

Jika keduanya (asam lemah dan basa lemah) mempunyai tingkat kekuatan yang berbeda ($K_a \neq K_b$), maka sifat garam yang dihasilkan mengikuti tingkat keasaman/kebasaan yang lebih besar. Contoh, garam ammonium flourida (NH_4F).



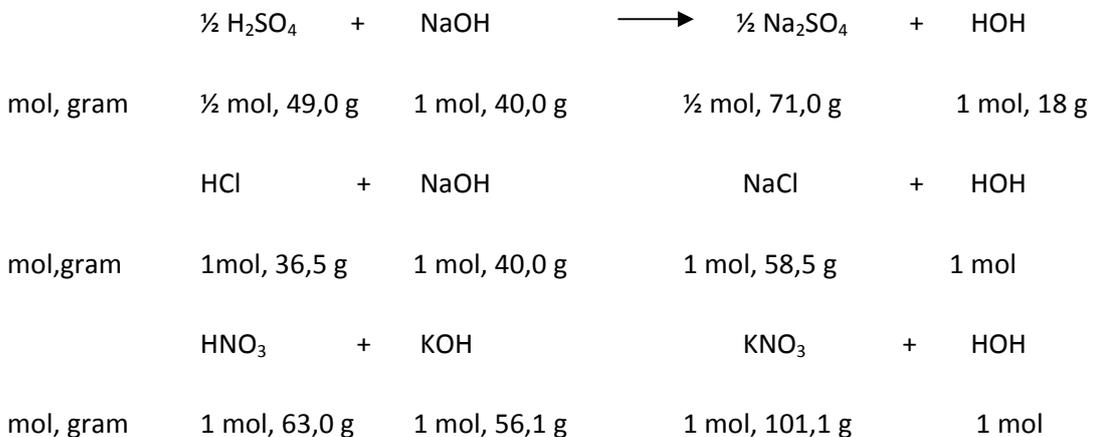
Maka garam ammonium flourida bersifat asam, ion ammonium bertindak sebagai asam lebih kuat daripada ion flourida yang bertindak sebagai basa (lihat pasangan asam basa konjugasi).

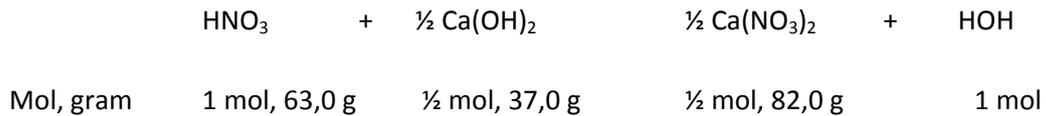
Secara umum nilai konsentrasi H^+ atau OH^- dari sistem ini dapat dihitung dengan rumus hidrolisa.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}} \quad \text{dan} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_b}{K_a}}, \quad \text{untuk } K_a = K_b \text{ maka } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

6.5 Berat Ekuivalen dan Larutan Normal

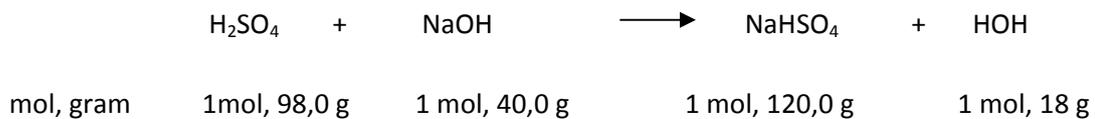
Berat ekuivalen dan larutan normal merupakan pengertian dasar yang cukup penting dalam reaksi asam basa, maupun perhitungan-perhitungannya. **Berat ekuivalen (BE)** suatu asam adalah berat dari senyawa asam yang mampu menghasilkan tepat 1 mol proton (H^+), yaitu $6,022 \times 10^{23}$ buah proton, untuk bereaksi dengan basa. Sedang berat ekuivalen basa adalah berat senyawa basa yang mampu menyediakan 1 mol OH^- untuk bereaksi dengan asam. Untuk lebih jelasnya dapat diperhatikan dalam reaksi berikut,





terlihat jelas bahwa tiap molekul H_2SO_4 akan menghasilkan 2 proton (H^+) dan bereaksi dengan OH^- menghasilkan air. Sehingga, untuk mendapatkan 1 mol proton cukup dari $\frac{1}{2}$ mol asam sulfat yang dilarutkan/direaksikan, atau mol ekuivalen $\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2}$ mol asam sulfat. Berat ekuivalen asam sulfat, asam klorida, asam nitrat dalam reaksi adalah berat 1 mol ekuivalennya yaitu 49,0 g; 36,5 g dan 63,0 g. Berat ekuivalen NaOH, KOH dan Ca(OH)_2 , masing-masing 40,0 g; 56,1 g dan 37,0 g.

Asam atau basa tertentu bisa saja mempunyai lebih dari satu nilai berat ekuivalen, tergantung reaksi yang dijalaninya. Sebagai contoh asam sulfat, pada reaksi diatas berat ekuivalennya adalah berat 1 mol ekuivalen = berat $\frac{1}{2}$ molnya; pada kondisi tertentu dimungkinkan reaksinya dengan NaOH hanya menghasilkan NaHSO_2 bukan Na_2SO_4 , sehingga mol ekuivalennya sama molnya sendiri, dan berat ekuivalennya sama dengan berat 1 molnya, 98,0 gram.



Normalitas. Sejumlah berat ekuivalen (1 mol ekuivalen) zat terlarut (asam/basa) dalam tiap satu liter larutan dinamakan kenormalan atau normalitas larutan, disingkat dengan lambang **N**. Suatu larutan asam 1 N artinya bahwa tiap 1 liter larutan mengandung asam sejumlah berat ekuivalen 1 mol proton.

Contoh soal.

Tentukan normalitas larutan yang dibuat dengan melarutkan 98,0 gram H_3PO_4 dalam air yang cukup untuk membuat larutan 2 liter. Dianggap bahwa jika asam ini direaksikan dengan basa semua protonnya mampu bereaksi.

Jawaban.

Berat 1 mol H_3PO_4 adalah 98,0 gram dan akan menghasilkan 3 mol proton (H^+), maka berat ekuivalennya adalah

$$\text{BE } \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{98,0 \text{ g}}{\text{mol } \text{H}_3\text{PO}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol.ekiv}} = 32,7 \text{ g / mol.ekiv}$$

$$\text{N} = \frac{\text{mol.ekiv}(\text{mol.ek})}{\text{volume}(\text{L})} = \left[\frac{\text{gran}(\text{zat})}{\text{BE}} \right] \frac{1}{\text{vol}(\text{L})}$$

$$= \frac{\left[\frac{98,0 \text{ g} (H_3PO_4)}{32,7 \text{ g/mol.ek}} \right]}{2L} = 1,5 \text{ mol.ekiv/L} = 1,5N$$

6.6 Penentuan pH secara Eksperimen

Secara teknis, seringkali tidak bisa ditentukan dengan pasti berapa besar konsentrasi ion H^+ maupun ion OH^- dalam larutan. Beberapa sampel di lapangan bahkan belum diketahui secara persis apakah bersifat asam, basa, atau netral. Oleh karena itu sangat penting artinya mempelajari penentuan pH secara eksperimen. Beberapa metode telah dikembangkan, baik secara klasik yaitu titrasi atau dengan kertas indikator (kertas lakmus, atau indikator universal), maupun dengan cara yang lebih modern, potensiometri, elektroda konduktivimetri dan pH-meter, atau dengan sensor-sensor asam-basa manipulasi gelombang laser dan komputerisasi. Dalam bahasan ini dicukupkan pada beberapa metode yang aplikatif dan mudah dilapangan.

Penentuan pH dengan **kertas Lakmus**. *Universal Paper Indicator* atau kertas Lakmus selama ini cukup memudahkan dalam penentuan pH secara kasar. Dalam larutan yang asam kertas indikator akan menunjukkan warna kuning sampai merah, dan pada larutan basa akan menunjukkan warna kuning sampai biru. Kertas indikator yang baik akan memberikan degradasi warna yang cukup kelihatan dengan berubahnya pH, misal untuk pH 1 akan berwarna merah tua, 2 agak lebih muda dan seterusnya 7 kuning, 8 agak biru sampai 13 biru tua kehitaman. Dengan mencocokkannya dengan standar warna, akan didapat nilai pH pendekatannya

Penentuan dengan pH-meter atau potensiometer. Elektroda hidrogen adalah standar absolut untuk pengukuran pH, namun ini cukup tidak adaptif dalam pemakaian yang beragam dan cukup menyulitkan. Sehingga diupayakan membuat elektroda atau indikator lain yang lebih praktis dalam pemakaian, dengan melalui kalibrasi terhadap elektroda hidrogen. Elektroda gelas adalah salah satu contoh probe yang dipakai untuk mengukur pH. Prinsip pengukurannya adalah menghubungkan tegangan listrik dan daya hantar ion dengan aktifitas ion hidrogen.

Menggunakan pH-meter adalah cara yang paling mudah dalam menentukan pH suatu sistem larutan. Namun beberapa hal yang harus diperhatikan dalam mengoperasikan pH meter atau potensiometer, antara lain :

1. Elektroda gelas, harus selalu dalam keadaan baik, tersimpan dengan larutan KCl jenuh atau air murni yang selalu merendam membran elektrodanya.
2. Larutan pengisi elektrode (elektrolit) KCl atau Ag-AgCl jenuh harus selalu penuh sesuai dengan batas pengisian, dan bila terjadi perubahan fisik-kimiawi harus segera diganti.
3. Membran elektrode harus selalu dalam keadaan baik, terutama kinerja difusinya. Ini bisa diuji dengan kecepatan mendapat angka konstan dalam pengukuran atau kalibrasi. Membran yang baik akan dapat mencapai kesetimbangan ion larutan di luar dan larutan di dalam elektroda. Jika membran kurang berfungsi baik, maka harus dicuci dengan asam sangat kuat (pH = 0 atau 1), asam kuat (pH>2), serta air murni, atau dengan basa sangat kuat dan air murni, dan disimpan selalu dalam keadaan terendam pelarut yang sesuai atau air.
4. Sebelum pengukuran, pH-meter harus selalu dikalibrasi dengan larutan buffer yang sesuai, biasanya pH=4, pH=7, pH=9, pH=10, Harus selalu digunakan larutan untuk kalibrasi yang standar dan akurat.
5. Cuci kembali elektroda setelah dipakai, dan disimpan dalam larutan yang sesuai atau air.

Penentuan pH dengan titrasi. Menitrasi suatu sistem larutan dengan larutan asam atau basa standar, akan memberikan informasi berapa banyak asam/basa yang digunakan untuk menetralkan larutan. Konsentrasi H^+ atau OH^- larutan sama setara dengan asam atau basa standar yang dibutuhkan dalam titrasi sampai *end poin* (titik akhir titrasi). Dari H^+ atau OH^- yang diketahui, dapat dihitung nilai pH dari larutan awal. Titrasi asam-basa ini keberhasilannya ditentukan oleh beberapa faktor antara lain, kualitas larutan standar yang dipakai, ketelitian alat yang digunakan, dan pemilihan indikator atau pembacaan potensial yang tepat. Salah dalam penentuan trayek indikator mengakibatkan kesalahan dalam menentukan titik akhir titrasi.

6.7 Indikator Asam Basa

Suatu **indikator asam basa** adalah senyawa organik yang mengalami perubahan warna dengan berubahnya pH. Senyawaan ini digunakan sebagai indikator/penunjuk dalam penentuan titik akhir titrasi. Kertas uji, seperti kertas lakmus, dibasahi dengan satu senyawa ini, dapat pula dipakai sebagai indikator keasaman atau kebasaan larutan.

Dua indikator yang khas adalah *metil jingga* dan *fenolftalein*. Metil jingga berwarna merah dalam larutan asam dengan pH kurang dari 3,1. Dalam larutan dengan pH di atas 4,4 zat ini berwarna kuning. Sebaliknya, fenolftalein berubah warna pada pH di atas 7. Sampai pH

= 8,3, fenolftalein tak berwarna. Pada pH = 10 zat ini berwarna merah. Dalam larutan basa kuat, zat ini kembali tak berwarna.

Indikator berubah warna karena sistem kromofornya diubah oleh reaksi asam basa. Dalam larutan asam, metil jingga terdapat sebagai hibrida resonansi dari suatu struktur azo terprotonkan; hibrida resonansi ini berwarna merah. Nitrogen azo tidak bersifat basa kuat, dan gugus azo terprotonkan melepaskan ion hidrogen pada pH sekitar 4,4. Kehilangan proton ini mengubah struktur elektronik senyawa itu, yang mengakibatkan perubahan warna dari merah ke kuning. Demikian pula fenomena yang mirip terjadi pada indikator-indikator yang lain. Terjadinya reaksi tertentu pada kondisi konsentrasi ion-ion tertentu, menyebabkan indikator tidak boleh secara sembarang dipakai. Sebagai contoh, indikator amilum, tidak akan memberikan perubahan warna apapun jika pH berubah, tetapi hanya akan berubah oleh perubahan konsentrasi iodium. Secara umum indikator merupakan senyawa asam atau basa organik lemah yang dipakai dalam larutan encer. Perubahan warna terjadi karena reaksi disosiasi, asam atau basa indikator mempunyai warna berbeda saat terdisosiasi dengan keadaan tidak terdisosiasi. Dapat diambil penggambaran reaksi kesetimbangan indikator sebagai berikut (HInd = indikator asam)



Ind⁻ (anion indikator) mempunyai warna yang berbeda dengan indikator asamnya sendiri (HInd). Sehingga akan kelihatan, jika suatu larutan sangat asam dengan keberadaan indikator ini (indikator asam), berarti ion H⁺ cukup melimpah, maka kesetimbangan reaksi disosiasi indikator akan bergeser ke kiri (ke arah asam indikator) sehingga warna indikator asam menjadi kelihatan (warna tak terdisosiasi). Sebaliknya jika larutan basa, hilangnya ion hidrogen menyebabkan kesetimbangan bergeser ke kanan, pembentukan anion indikator, sehingga warna terdisosiasi menjadi nampak. Demikianlah reaksi yang bisa digambarkan sekaligus menjadi analog untuk indikator asam basa yang lain, hanya saja indikator basa disosiasinya menghasilkan anion hidroksida dan kation indikator.

Lebih spesifik indikator asam-basa yang dipakai dalam titrasi asam basa. Dengan perhitungan teoritik dapat ditentukan, pH ekuivalen antara titrat dengan titran. Jika diketahui jenis asam-basa untuk titrasi maka dengan sifat-sifat reaksi asam basa, dapat ditentukan nilai pH pada akhir titrasi, yaitu pada saat asam ekuivalen dengan basa (dihitung dengan rumus garam hasil reaksi). Dengan diperkirakannya pH akhir titrasi, maka dapat dipilih indikator titrasi yang sesuai untuk mendeteksi ekuivalen titrasi tercapai atau tidak. Indikator harus

dipilih yang trayek perubahan warnanya paling mendekati dengan titik akhir titrasi yang sedang dilangsungkan.

Contoh aplikasi. Tentukan trayek pH indikator untuk menentukan titik akhir titrasi, sistem larutan Ammonium hidroksida (NH_4OH) yang dititrasi dengan HCl.

Penyelesaian. Saat dilangsungkan titrasi, setiap tetes HCl akan langsung bereaksi dengan NH_4OH menghasilkan NH_4Cl dan H_2O . Reaksi ini akan terus demikian sampai semua ammonium hidroksida habis bereaksi. Titik ekuivalen dicapai saat semua ammonium tepat membentuk ammonium klorida seluruhnya, artinya NH_4OH dan HCl tepat ekimolar dan habis bereaksi. Nilai pH saat titik ekuivalen titrasi ini adalah sama dengan pH dari larutan NH_4Cl yaitu sekitar 4, tergantung jumlah garam yang terbentuk. Jadi bisa dipilih indikator yang digunakan untuk mendekati titik akhir titrasi adalah indikator dengan trayek perubahan pH sekitar 4, misalkan metil jingga (trayek perubahan warna 3,5 – 4,5).

Beberapa senyawaan indikator ditampilkan pada tabel di bawah, termasuk perubahan warna yang terjadi, dan trayek pH pada saat perubahan. Untuk tujuan tertentu, beberapa indikator bisa dicampurkan untuk mendapatkan indikator universal dengan tujuan menyederhanakan langkah-langkah analisis pH / asam-basa. Indikator semacam ini, bisa disusun salah satunya menurut cara Brogen, dengan melarutkan 0,2 gram fenolftalein; 0,4 gram metil merah; 0,6 gram dimetil azobenzena; 0,8 gram biru bromotimol; dan 1 gram biru timol, semua senyawaan indikator tersebut dilarutkan dalam 1 L etanol absolut. Larutan ini sebelum dipakai harus dinetralkan dengan menambahkan beberapa tetes natrium hidroksida encer sampai warna berubah menjadi kuning. Indikator yang dibuat ini akan memberikan warna yang berbeda pada trayek pH yang berbeda.

PH	2	4	6	8	10	12
Warna	merah	jingga	kuning	hijau	biru	ungu

Tabel berikut disusun menurut trayek pH mulai dari pH kecil (asam) sampai dengan pH besar (basa).

Indikator	Nama Bahan	Warna dalam larutan asam	Warna dalam larutan basa	Jangka pH
(Asam) biru kresil brilian	Amino-dietilamino-metil difenazonium klorida	Jingga-merah	Biru	0,0 – 1,0
(Asam) a-naftol benzein		Tak berwarna	Kuning	0,0 – 0,8
Ungu metil	Pentametil p-rosanilia hidroklorida	Kuning	Hijau-biru	0,0 – 1,8
(Asam) merah kresoll	o-kresolsulfon-ftalein	Merah	Kuning	1,2 – 2,8
Ungu metakresol	m-kresolsulfon-ftalein	Merah	Kuning	1,2 – 2,8
(Asam) biru timol	Timol-sulfon-ftalein	Merah	Kuning	1,2 – 2,8

Biru bromofenol	Tetrabromofenol-sulfon-ftalein	Kuning	Biru	2,8 – 4,6
Jingga metil	Dimetilamino-azobenzena-natriumsulfonat	Merah	Kuning	3,1 – 4,4
Indikator	Nama Bahan	Warna dalam larutan asam	Warna dalam larutan basa	Jangka pH
Merah kongo	Asam difenil-bis-azobenzena natrium sulfonat	Lembayung	Merah	3,0 – 5,0
Hijau bromokresol	Tetrabromo-m-kresol sulfon-ftalein	Kuning	Biru	3,8 – 5,4
Metil merah	o-karboksibenzena-azo dimetilnilina	Merah	Kuning	4,2 – 6,3
Merah klorofenol	Diklorofenol-sulfon-ftalein	Kuning	Merah	4,8 – 6,4
(Litmus) azolitmin		Merah	Biru	5,0 – 8,0
Biru bromotimol	Dibromo-timol-sulfon-ftalein	Kuning	Biru	6,0 – 7,6
Ungu difenol	o-hidroksi-difenil-sulfon-ftalein	Kuning	Lembayung	7,0 – 8,6
(Basa) merah kresol	o-kresol-sulfon-ftalein	Kuning	Merah	7,2 – 8,8
a-Naftol-ftalein	a-Naftol-ftalein	Kuning	Biru	7,3 – 8,7
(Basa) biru timol	Timol sulfon-ftalein	Kuning	Biru	8,0 – 9,6
(Basa) a-Naftol-benzein		Kuning	Hijau-biru	8,2 – 10,0
Fenol-ftalein		Tak berwarna	Merah	8,3 – 10,0
Timol-ftalein		Tak berwarna	Biru	9,3 – 10,5
(Basa) biru kresil brilian	Amino-dietilamino-metil difenazonium klorida	Biru	Kuning	10,8 – 12,0

RINGKASAN

Secara umum zat akan terbagi menjadi tiga golongan yaitu asam, garam, dan basa. Berdasarkan derajat disosiasinya atau pengionannya dalam air, zat asam dan basa digolongkan dalam asam kuat, asam lemah, basa kuat dan basa lemah. Asam juga akan terbagi menjadi asam monoprotik (hanya mampu menyumbangkan satu proton tiap molekulnya untuk bereaksi dengan basa), asam diprotik (dua proton dihasilkan tiap molekulnya), dan poliprotik (lebih dari dua proton).

Aktifitas proton (ion H^+) dan OH^- dalam larutan dinyatakan dengan pH yang dapat dihitung dengan rumus-rumus yang berbeda berdasarkan kekuatan asam/basa pembentuknya. Secara garis besar rumus-rumus terpakai tersebut adalah :

1. Nilai pH, $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 14 - \text{pH}$
2. Asam kuat monoprotik $[\text{H}^+] = [\text{Asam}]$
3. Basa kuat $[\text{OH}^-] = [\text{Basa}]$
4. Asam lemah $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot [\text{Asam}]}$
5. Garam dari asam lemah $[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot [\text{Garam}]}$
6. Basa Lemah $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b [\text{Basa}]}$
7. Garam dari basa lemah $[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{Garam}]}$
8. Larutan asam lemah dengan garamnya, Buffer asam $[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{Asam.lemah}]}{[\text{Garam}]}$
9. Larutan basa lemah dengan garamnya, Buffer basa $[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{Basa.lemah}]}{[\text{Garam}]}$
10. Garam dari asam lemah-basa lemah, hidrolisa $K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

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

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_b}{K_a}}$$