

### BAB III

#### KIMIA ASAM BASA

**TIU :**

1. Memahami prinsip asam basa dan identifikasi senyawa-senyawa yang bersifat asam dan basa
2. Memahami pengaruh struktur kimia terhadap sifat asam dan basa
3. Memahami aplikasi prinsip kesetimbangan kimia dalam asam dan basa
4. Memahami terjadinya proses netralisasi, titrasi dan penggunaan indikator asam dan basa

Sasaran Pembelajaran	Pokok Bahasan	Sub Pokok Bahasan	Lingkup Sub Pokok Bahasan	Pentingnya mempelajari Topik ini
Menjelaskan prinsip asam basa	Teori asam –basa	1. Teori Arrhenius 2. Teori Bronsted 3. Teori Lewis	1.1. Reaksi Netralisasi 2.1. Reaksi pertukaran proton 3.1. Reaksi pembentukan senyawa koordinasi	Membedakan asam –basa berdasar teori asam –basa
Menjelaskan konsep autoionisasi Air dan pengukuran konsentrasi larutan dengan pengukuran pH	Autoionisasi Air dan pH	1. Autoionisasi Air. 2. pH , Ukuran Keasaman	1.1. Autoionisasi air 1.2. Hasil kali ion-ion Air 2.1. Ukuran keasaman 2.2. pH larutan	Menjelaskan konsep pengukuran keasaman dan kebasaaan larutan
Menghitung pH larutan berdasar konsep Bronsted	Kekuatan relatif asam –basa	1. Asam-Asam dan Basa-Basa Kuat 2. Asam-Asam dan Basa-Basa Lemah 3. Hubungan Antara Tetapan Ionisasi Asam Dengan Basa Konjugasinya 4. Kesetimbangan yang mengikutsertakan Asam-Asam dan Basa-Basa Lemah	1.1. Asam – basa kuat 1.2. pH asam –basa kuat 2.1. Asam –basa lemah 2.2. pH asam – basa lemah 3.1. Asam dan basa konjugasi 3.2. Hubungan Ka dan Kb 4.1. Kesetimbangan asam – asam dan basa –basa lemah	Menentukan keasaman dan kebasaaan larutan dan campuran
Menentukan dan menghitung pH garam	Sifat asam dan garam Hidrolisis	1. Larutan Garam Bersifat Netral 2. Larutan garam Bersifat Asam 3. Larutan Garam Bersifat Basa 4. Larutan Garam dari Kation Asam Lemah dan Anion Basa Lemah	1.1. Garam yang Menghasilkan Larutan Bersifat Netral 2.1. Garam yang Menghasilkan Larutan Bersifat Asam 3.1. Garam yang Menghasilkan Larutan Bersifat Basa 4.1. Garam dari Kation Asam Lemah dan Anion Basa Lemah	Membedakan sifat asam dan basa dari garam berdasar keasaman dan kebasaaanya
Menghitung pH dari Asam-Asam dan Basa-Basa Poliprotik	Asam -asam dan basa-basa poliprotik	1. Asam-Asam Poliprotik 2. Basa basa poliprotik	1.1. Asam diprotik 1.2. Asam triprotik 2.1. Basa diprotik 2.2. Basa triprotik	Menentukan pH asam dan basa poliprotik
Menjelaskan Pengaruh Struktur Kimia Pada Sifat Asam – Basa	Pengaruh Struktur Kimia Pada	1. pengaruh struktur Kimia pada sifat asam dan basa	1.1. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Kekuatan Asam	Menentukan kekuatan asam dan basa

	Sifat Asam – Basa		-Asam-Asam HX - Asam-Asam Oksi	berdasar struktur kimianya.
Menjelaskan Konsep Asam Basa Lewis	Konsep Asam Basa Lewis	Asam – basa Lewis	1. Asam Lewis 2. Basa Lewis 3. Pembentukan senyawa koordinasi	Mengkarakterisasi senyawa sebagai basa Lewis maupun asam Lewis
Menghitung pH dari hasil Reaksi Asam dan Basa	Reaksi asam dan basa	1.Reaksi Asam Kuat Dengan Basa Kuat 2. Reaksi Asam Kuat Dengan Basa Lemah 3 Reaksi Asam Lemah Dengan Basa Kuat 4. Reaksi Asam Lemah Dengan Basa Lemah	1.pH dari reaksi asam kuat dan basa kuat 2. pH dari reaksi asam kuat dan basa lemah 3. pH dari reaksi asam lemah dan basa kuat 4. pH dari reaksi asam lemah dan basa lemah	Memahami pengaruh penambahan asam kuat maupun lemah pada basa kuat atau lemah dan sebaliknya
Mengaplikasikan pengaruh kesetimbangan dalam Sistem Buffer Asam – Basa	Kesetimbangan dalam sistem buffer asam-basa	1.Pengaruh Ion Sejenis : Efek Buffer 2. Larutan Buffer 3. Persamaan Henderson – Hasselbach 4. Kapasitas Buffer	1.1. Asam –basakonjugasi 1.2. Pengaruh ion sejenis 2.1. Pembuatan larutan buffer 3. Persamaan Henderson – Hasselbach 4. Kapasitas Buffer	Menjelaskan sifat sifat buffer yang berperan dalam metabolisme tubuh
Mengaplikasikan penentuan pH larutan menggunakan prinsip Titrasi Asam – Basa	Titrasi asam –basa	1. Titrasi Asam Kuat – Basa Kuat 2. Titrasi Asam Lemah – Basa Kuat 3. Titrasi Asam Kuat – Basa Lemah 4. Titrasi Asam Poliprotik	1.1..pH indikator 1.2.Titik ekuivalen 1.3. Titrasi asam kuat dan basa kuat 2. Titrasi asam lemah dan basa kuat 3. Titrasi asam kuat dan basa lemah 4. Titrasi asam poliprotik	Menganalisis secara kuantitatif hasil reaksi secara volumetri

Rasa asam yang terdapat pada berbagai makanan dan buah-buahan disebabkan karena adanya asam-asam. Asam sitrat ( $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ ), asam oksalat ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ), dan askorbat ( $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$ ) yang juga dikenal sebagai vitamin C banyak terdapat pada buah-buahan dan sayuran tertentu seperti tomat. Asam tartrat selain terdapat pada buah anggur juga digunakan sebagai bubuk pengembang pada pembuatan roti.

Asam-asam dan basa-basa tidak hanya penting pada reaksi yang dilakukan di laboratorium, tetapi juga pada proses-proses yang terjadi di sekeliling kita, dari proses-proses industri sampai ke lingkungan maupun proses yang terjadi pada sistem biologi. Sebagai contoh, kemampuan lingkungan akuatik untuk mendukung kehidupan ikan dan tanaman, terbawanya polutan-polutan udara bersama-sama air hujan, dan laju reaksi-reaksi yang menjaga kehidupan kita, sangat bergantung pada keasaman atau kebasaaan larutan.

Kimia dari tubuh kita diatur oleh asam dan basa. Asam laktat suatu produk dari metabolisme glukosa dapat dibentuk dalam otot selama latihan. Asam karbonat dan ion bikarbonat merupakan buffer untuk reaksi-reaksi biokimia. Sejumlah besar kimia dipahami melalui reaksi asam – basa. Karena pentingnya asam dan basa dalam kehidupan kita sehari-hari, maka perlu dipelajari sifat-sifatnya dan juga reaksi-reaksinya.

## **PRINSIP ASAM BASA**

### **1. ASAM BASA ARRHENIUS**

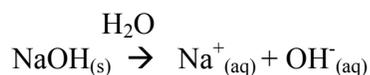
Kata asam yang berasal dari bahasa latin *acidus* berarti asam yang asal mulanya digunakan untuk cuka, dan selanjutnya digunakan untuk zat-zat lain yang mempunyai rasa asam. Istilah alkali digunakan untuk zat yang dalam air bersifat seperti sabun dan rasanya pahit, selanjutnya istilah ini digunakan lebih umum untuk zat-zat yang mempunyai sifat seperti itu. Alkali/basa digunakan untuk zat yang memberikan larutan seperti sabun, membirukan lakmus kertas merah, dan dapat bereaksi dengan asam memberikan garam. Asam dikarakterisasi oleh rasa asam, bersifat korosi, dan memerahkan kertas lakmus biru. Sifat-sifat ini hilang bila direaksikan dengan alkali.

Karena pentingnya asam-asam dan basa-basa ini, dilakukan cara-cara pengelompokan yang lebih umum. Salah satu konsep yang masih digunakan adalah yang diusulkan oleh svante Arrhenius yang mendefinisikan: “suatu asam adalah suatu zat yang mengandung hidrogen dan bila dilarutkan dalam air terdissosiasi melepaskan ion hidrogen ( $\text{H}^+$ )“. Basa menurut Arrhenius adalah senyawa yang bila dilarutkan dalam air menghasilkan ion hidroksida  $\text{OH}^-$ . Sifat-sifat larutan asam dalam air disebabkan oleh ion  $\text{H}^+$  dan sifat larutan basa oleh ion  $\text{OH}^-$ . Natrium hidroksida jelas suatu basa. Ammonia ( $\text{NH}_3$ ) walaupun tidak

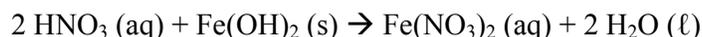
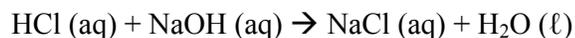
mengandung hidroksida dalam rumusnya, namun bila dilarutkan dalam air menghasilkan hidroksida. Kelarutan HCl (gas) dalam air tinggi, karena dalam air menghasilkan ion-ion H<sup>+</sup> terhidrat dan ion Cl<sup>-</sup>.



NaOH merupakan suatu senyawa ionik yang bila dilarutkan dalam air terdisosiasi menjadi Na<sup>+</sup> dan OH<sup>-</sup>.



Bila asam dan basa Arrhenius bereaksi dalam reaksi netralisasi menghasilkan garam dan air. Beberapa asam Arrhenius adalah HCl, HNO<sub>3</sub>, dan HCN, sedangkan basanya adalah NaOH, KOH, dan Ba(OH)<sub>2</sub>.



Konsep Arrhenius terbatas pada larutan air karena didasarkan pada ion-ion H<sup>+</sup> dan OH<sup>-</sup> yang berasal dari air. Konsep asam basa yang lebih umum perlu dikembangkan untuk dapat digunakan dengan pelarut lain.

## **AUTOIONISASI AIR DAN pH**

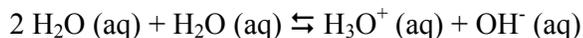
### **Autoionisasi Air**

Air merupakan suatu pelarut yang unik. Salah satu sifatnya yang spesial adalah kemampuannya berperan baik sebagai suatu asam atau basa. Air berfungsi sebagai suatu basa dalam reaksinya dengan asam seperti HCl dan CH<sub>3</sub>COOH, dan berfungsi sebagai asam dalam reaksinya dengan basa, seperti NH<sub>3</sub>. Air merupakan elektrolit yang sangat lemah dan karena itu merupakan penghantar listrik yang buruk serta mengalami ionisasi sedikit.

Ion-ion terhidrasi dalam air akibat atraksi antara ion dan molekul air yang polar. Karena itu ion-ion dalam larutan air dituliskan sebagai Na<sup>+</sup> (aq) dan Cl<sup>-</sup> (aq) kecuali ion hidrogen, H<sup>+</sup>, yang sering dituliskan sebagai H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (aq) yang menggambarkan ion hidrogen terhidrat dalam larutan air dan disebut ion hidronium.

Pada kenyataannya dua molekul air dapat berinteraksi satu sama lain untuk menghasilkan ion hidronium dan ion hidroksida melalui transfer proton dari satu molekul air

ke molekul air lainnya. Reaksi autoionisasi air menghasilkan konsentrasi ion-ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  dan  $\text{OH}^-$  yang sangat rendah walaupun dalam air murni. Autoionisasi air ini menjadi landasan konsep sifat asam basa dalam air.



### **Hasil Kali Ion-Ion Air**

Dalam mempelajari reaksi asam basa dalam air, kuantitas yang penting adalah konsentrasi ion hidrogen. Tetapan kesetimbangan autoionisasi air yang dinyatakan sebagai  $\text{H}^+$  atau  $\text{H}_3\text{O}^+$  dan  $\text{OH}^-$  dinyatakan sebagai :

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Karena fraksi air yang mengion sangat kecil, konsentrasi air  $[\text{H}_2\text{O}]$  dapat dikatakan tidak berubah, karena itu :

$$K_c [\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Tetapan kesetimbangan  $K_w$  disebut tetapan hasil kali konsentrasi ion-ion air (ionic product constant), yang merupakan perkalian konsentrasi molar ion-ion  $\text{H}^+$  dan  $\text{OH}^-$  pada temperatur tertentu.

Pada air murni dengan temperatur  $25^\circ\text{C}$ , konsentrasi ion-ion  $\text{H}^+$  dan  $\text{OH}^-$  sama, yaitu  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$  sehingga  $K_w = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$

Apabila  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ , larutan air dikatakan netral, sedangkan dalam larutan asam, terdapat kelebihan ion  $\text{H}^+$  sehingga  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ . Dalam larutan basa, terdapat kelebihan ion hidroksida sehingga  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ . Dalam prakteknya, konsentrasi ion  $[\text{H}^+]$  atau  $[\text{OH}^-]$  dalam larutan dapat diubah, tetapi kita tidak dapat mengubah konsentrasi ion yang satu tanpa mengubah yang lainnya. Jadi, bila larutan diatur dengan  $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ M}$ , konsentrasi  $\text{OH}^-$  harus berubah menjadi :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-6}} = 1,0 \times 10^{-8} \text{ M}$$

**Contoh 1:**

Konsentrasi ion  $\text{OH}^-$  dalam larutan pembersih rumah tangga yang mengandung amonia adalah 0,0025 M. Hitunglah konsentrasi ion  $\text{H}^+$ !

**Jawab :**

Melalui penyusunan kembali persamaan diatas, dapat dituliskan

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,0025} = 4,0 \times 10^{-12} \text{ M}$$

**pH – Ukuran Keasaman**

Karena konsentrasi ion-ion  $\text{H}^+$  dan  $\text{OH}^-$  dalam larutan air seringkali sangat kecil, diusulkan oleh Soren Sorensen (1909) suatu pengukuran yang lebih praktis yang disebut pH yang didefinisikan sebagai logaritma negatif dari konsentrasi ion hidrogen (dalam mol/L).

$$\text{pH} = - \log [\text{H}^+]$$

Dengan demikian, pH merupakan cara yang sederhana untuk menyatakan konsentrasi ion hidrogen yang sangat kecil. Dengan naiknya pH konsentrasi ion  $\text{H}^+$  menurun. Perubahan konsentrasi  $\text{H}^+$  akan merubah konsentrasi  $\text{OH}^-$  dan sebaliknya. Kedua ion ada dalam sistem larutan air. Keasaman dan kebasaan pada 25 °C dapat diidentifikasi melalui nilai pH-nya :

Larutan asam :  $[\text{H}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$ ,  $\text{pH} < 7,0$

Larutan basa :  $[\text{H}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$ ,  $\text{pH} > 7,0$

Larutan netral :  $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$ ,  $\text{pH} = 7,0$

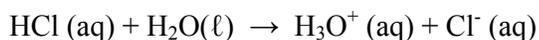
Di laboratorium, pengukuran pH larutan diukur dengan pH meter. Meskipun kurang akurat, indikator asam – basa dapat digunakan untuk mengukur pH. Indikator ini adalah suatu zat yang berwarna, baik dalam bentuk asam maupun bentuk basanya. Kedua bentuk mempunyai warna yang berbeda, jadi warna dalam asam dan dalam basa berbeda. Beberapa jenis indikator asam-basa dan daerah pH kerjanya ditampilkan pada Gambar 3.1. Jika diketahui pada pH berapa indikator tersebut berubah warna, maka kita dapat menentukan apakah larutan yang diuji mempunyai pH yang lebih tinggi atau lebih rendah dari nilai tersebut. Lakmus misalnya, berubah warna di sekitar pH 7.





Misalkan HA lebih mudah mentransfer proton ke air (yang berperan sebagai basa Bronsted – Lowry) dari pada HB, jadi ionisasi HA lebih besar dari HB. Pada kesetimbangan, larutan yang mengandung HA mempunyai konsentrasi ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang lebih tinggi dan pH yang lebih rendah daripada larutan yang mengandung HB. Jadi HA asam yang lebih kuat daripada HB.

Dalam air beberapa asam merupakan donor proton yang lebih baik daripada yang lainnya, dan beberapa basa merupakan aseptor proton yang lebih baik dari yang lainnya. Sebagai contoh, larutan HCl encer terdiri dari sejumlah besar ion-ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) dan  $\text{Cl}^-$  (aq) ; asam ini hampir 100% mengion, sehingga dikelompokkan sebagai asam Bronsted – Lowry kuat. :



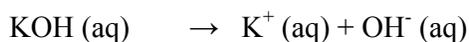
Ini berarti 0,1 M larutan HCl sebenarnya terdiri dari 0,1 M  $\text{H}_3\text{O}^+$  dan 0,1 M  $\text{Cl}^-$  . Sebaliknya, hanya sejumlah kecil asam asetat mengion, karena itu dikelompokkan sebagai asam Bronsted – Lowry lemah.



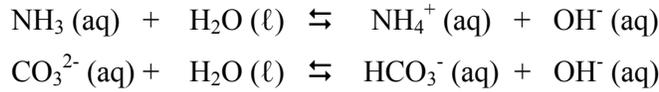
Larutan 0,1 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dalam air hanya menghasilkan 0,001 M  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) dan 0,001 M  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Sekitar 99% asam asetat tidak mengion.

Sebagian besar asam mengion dalam jumlah yang sangat terbatas. Asam-asam ini dikelompokkan sebagai asam lemah. Pada kesetimbangan, larutan asam-asam lemah dalam air mengandung campuran dari molekul-molekul yang tidak mengion, ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ , dan basa konjugasi. Contoh asam lemah adalah HF,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan ion ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ). Dalam kelompok ini, kekuatan asam bervariasi bergantung pada perbedaan ionisasinya. Terbatasnya ionisasi asam lemah, berhubungan dengan nilai tetapan kesetimbangan ionisasinya.

Hal-hal yang berlaku untuk asam, berlaku pula untuk basa. Hidroksida dari logam-logam alkali dan alkali tanah seperti NaOH, KOH dan  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  merupakan basa kuat. Zat-zat tersebut merupakan elektrolit kuat yang terionisasi sempurna dalam air:

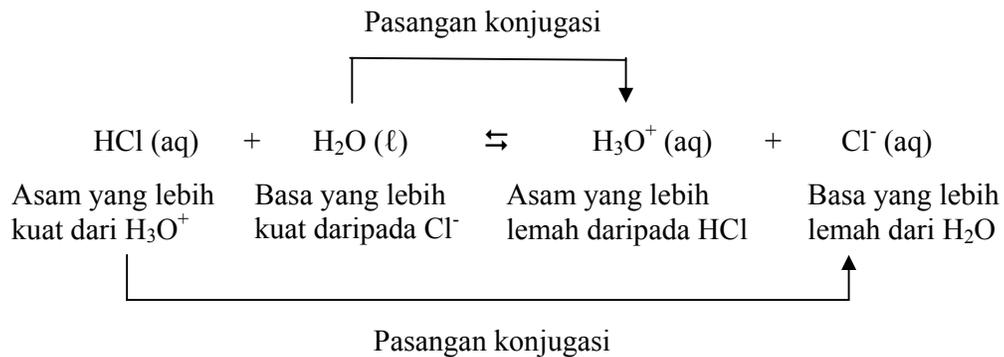


Sebaliknya, amonia adalah basa lemah, ionisasinya dalam air hanya sedikit, sehingga pada kesetimbangan terdapat campuran  $\text{NH}_3$  yang tidak mengion, ion-ion  $\text{NH}_4^+$ , dan  $\text{OH}^-$ . Hal yang sama juga ditunjukkan oleh ion karbonat.



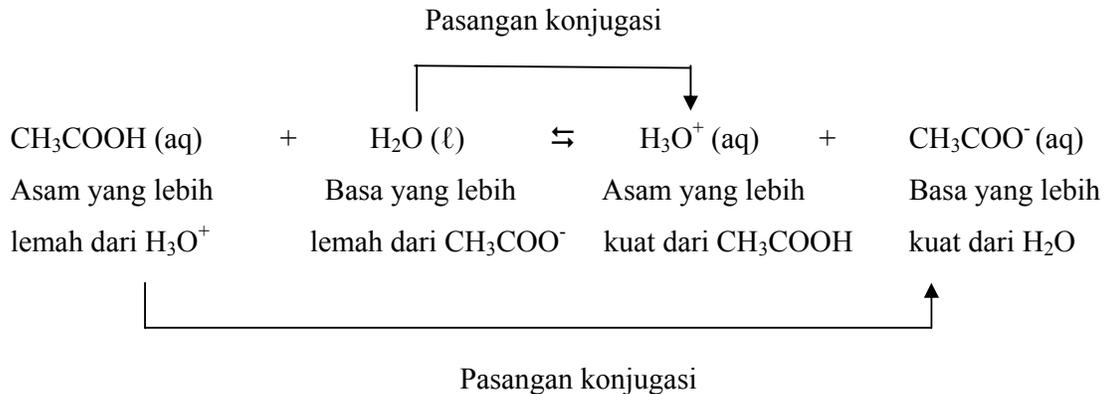
Dalam model Bronsted – Lowry, suatu asam mendonorkan proton dan menghasilkan basa konjugasi. Model ini menunjukkan bahwa makin kuat suatu asam, basa konjugasinya makin lemah.

Asam HCl, misalnya, suatu asam kuat karena mempunyai kecenderungan kuat untuk mendonasikan satu proton ke air menghasilkan basa konjugasi  $\text{Cl}^-$ . Dalam reaksi ini air berperan sebagai basa dan menerima proton dari HCl untuk menghasilkan  $\text{H}_3\text{O}^+$ , asam konjugasi dari air. Reaksi hampir seluruhnya berlangsung ke kanan dan dalam larutan pada kesetimbangan tidak terdapat molekul-molekul HCl.



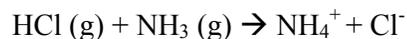
Dari kedua asam, HCl dan  $\text{H}_3\text{O}^+$ , HCl mempunyai kemampuan yang lebih baik untuk mendonasikan proton. Dari kedua basa,  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{Cl}^-$ , air merupakan basa yang lebih kuat untuk menerima proton dan karena itu kesetimbangan berada jauh ke kanan.

Asam asetat, asam lemah yang terionisasi sangat sedikit di dalam air. Jadi larutan asam asetat dalam air mempunyai 2 asam ( $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) dan ion hidronium merupakan asam yang lebih kuat. Dari kedua basa ( $\text{H}_2\text{O}$  dan ion asetat,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), ion asetat yang lebih kuat. Dalam kesetimbangan, larutan mengandung sebagian besar asam asetat dengan hanya sedikit konsentrasi ion asetat dan ion hidronium. Hal ini menggambarkan bahwa kesetimbangan lebih mengarah kepada pembentukan asam dan basa lemah.

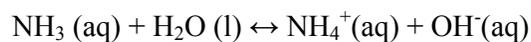


Kedua contoh tersebut menggambarkan tingkatan relatif dari reaksi asam-basa, suatu prinsip yang penting dalam teori asam-basa. Semua reaksi transfer proton berlangsung dari pasangan asam-basa yang lebih kuat ke pasangan asam-basa yang lebih lemah.

Penekanan konsep Bronsted – Lowry pada perpindahan proton, dengan demikian konsep ini juga dapat digunakan untuk reaksi yang tidak berlangsung dalam larutan air. Pada reaksi antara HCl dan  $\text{NH}_3$  dalam fase gas misalnya, terjadi transfer proton dari asam HCl ke basa  $\text{NH}_3$ .



Untuk membandingkan hubungan antara definisi asam – basa menurut Arrhenius dan Bronsted – Lowry, dapat digunakan kesetimbangan larutan ammonia dalam air :



Amonia selain merupakan basa Arrhenius karena menghasilkan ion  $\text{OH}^-$  dalam air, juga merupakan basa Bronsted – Lowry karena menerima proton dari air ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Molekul  $\text{H}_2\text{O}$  berperan sebagai asam Bronsted – Lowry karena memberikan proton ke molekul  $\text{NH}_3$ .

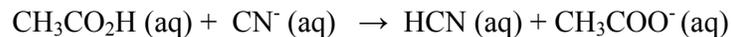
Asam dan basa selalu bekerjasama untuk perpindahan proton, dengan kata lain suatu zat berfungsi sebagai asam jika ada zat lain yang berperan sebagai basa. Untuk menjadi asam Bronsted – Lowry, suatu molekul atau ion harus mempunyai ion hidrogen yang dapat dileaskan sebagai ion  $\text{H}^+$ . Untuk menjadi basa Bronsted – Lowry, suatu molekul atau ion harus mempunyai pasangan elektron bebas yang dapat digunakan untuk mengikat ion  $\text{NH}_4^+$ .

Zat-zat amfiprotik adalah molekul-molekul atau ion-ion yang dapat bersifat baik sebagai asam maupun sebagai basa Bronsted - Lowry dan salah satu contohnya adalah air. Air dapat bersifat sebagai basa dengan menerima proton dari suatu asam, misalnya HCl dan sebagai suatu asam bila memberikan proton pada amonia. Sifat amfiprotik air ditunjukkan pada reaksi berikut ini :



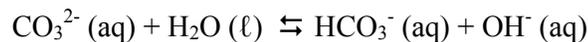
1. Reaksi CH<sub>3</sub>COOH dan NaCN

Basa konjugasi dari asam asetat, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, sedangkan NaCN larut dalam air membentuk Na<sup>+</sup> dan CN<sup>-</sup>. Ion Na<sup>+</sup> tidak bereaksi dengan air, tetapi ion CN<sup>-</sup> merupakan basa dengan HCN sebagai asam konjugasinya. Dengan menggunakan Tabel tersebut, kekuatan kedua asam (atau basa) dapat dibandingkan. Karena reaksi asam-basa lebih dominan bergeser ke arah asam dan basa yang lemah, pada kesetimbangan, maka reaksi lebih menyukai pasangan HCN / CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>.

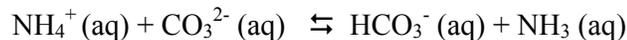


2. Reaksi NH<sub>4</sub>Cl dan Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

NH<sub>4</sub>Cl dalam air terdisosiasi membentuk ion-ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup> dan Cl<sup>-</sup>, sedangkan Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> membentuk Na<sup>+</sup> dan CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>. Ion Cl<sup>-</sup>, seperti halnya ion Na<sup>+</sup>, tidak bereaksi dengan air. Ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup> merupakan asam lemah dan ion karbonat, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, merupakan suatu basa, sehingga :



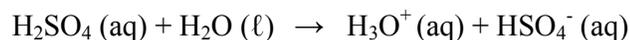
Dengan demikian, persamaan reaksinya dapat dituliskan :



NH<sub>4</sub><sup>+</sup> asam yang lebih kuat daripada HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, dan CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> basa yang lebih kuat dari NH<sub>3</sub>, jadi reaksi dapat berlangsung ke kanan yang dapat diketahui bau khas dari amonia.

**Asam-asam dan basa-basa kuat**

Asam-asam dalam **Tabel 1** disusun berdasarkan turunya kemampuan untuk mendonasi proton. Ion hidronium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) sesungguhnya merupakan asam paling kuat yang dapat ada dalam air, tetapi mengapa beberapa asam diletakkan dalam Tabel lebih tinggi dari H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>? Hal ini dikarenakan asam-asam kuat seperti HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dan HClO<sub>4</sub> (**Tabel 1**) reaksinya dengan air terionisasi sempurna menghasilkan H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dan basa konjugasinya.



Jadi molekul-molekul H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> tidak ada dalam air, yang ada hanya H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dan HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> karena H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> merupakan spesi asam terkuat yang dapat ada dalam larutan.

Asam yang dapat mengionisasi 100% dalam larutan air disebut asam kuat. Karena asam-asam kuat diubah sempurna menjadi H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dan anionnya yang sesuai dalam air,

kekuatan asamnya dianggap sama dengan  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Kalau tidak ada asam yang lebih kuat dari  $\text{H}_3\text{O}^+$  dalam air, maka tidak ada basa yang lebih kuat dari  $\text{OH}^-$  dalam larutan air.

Asam klorida ( $\text{HCl}$ ), asam nitrat ( $\text{HNO}_3$ ), asam perklorat ( $\text{HClO}_4$ ) dan asam sulfat ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) semua adalah elektrolit kuat, karena itu merupakan asam kuat. Asam-asam ini dianggap terionisasi sempurna dalam air.

Basa-basa kuat relatif lebih sedikit jumlahnya. Sebagian besar basa kuat yang larut dalam air adalah hidroksida dari logam alkali (golongan IA) dan logam-logam alkali tanah yang lebih berat (golongan IIA), seperti :  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , dan  $\text{Ca(OH)}_2$ . Senyawa-senyawa ini terdissosiasi sempurna menjadi ion-ionnya dalam larutan air. Jadi, larutan 0,30 M  $\text{NaOH}$  terdiri dari 0,30 M  $\text{Na}^+$  (aq) dan 0,30 M  $\text{OH}^-$  (aq); tidak terdapat  $\text{NaOH}$  yang tidak terdissosiasi.

Meskipun semua hidroksida dari logam alkali (golongan IA) adalah elektrolit kuat, namun  $\text{Li(OH)}$ ,  $\text{Rb(OH)}$ , dan  $\text{Cs(OH)}$  tidak biasa digunakan di laboratorium. Hidroksida dari logam-logam alkali tanah yang lebih berat seperti  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ , dan  $\text{Ba(OH)}_2$  juga merupakan elektrolit kuat, namun hidroksida-hidroksida tersebut mempunyai kelarutan yang terbatas.

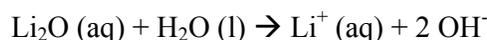
Larutan basa kuat juga dihasilkan dari reaksi zat-zat tertentu dengan air membentuk  $\text{OH}^-$  (aq). Umumnya adalah senyawa-senyawa yang mengandung ion oksida. Oksida logam ionik terutama  $\text{Na}_2\text{O}$  dan  $\text{CaO}$  sering digunakan di industri bila memerlukan basa kuat.

Ion oksida merupakan basa Bronsted - Lowry yang sangat kuat dalam larutan. Karena kuatnya, ion oksida tersebut tidak terdapat dalam air karena bereaksi secara sempurna dengan air menghasilkan ion hidroksida.

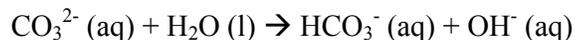
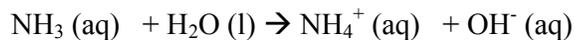


Basa kuat

Jadi, apabila oksida-oksida seperti  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ , dilarutkan dalam air, hanya akan terdapat kation dan ion hidroksida seperti persamaan di bawah ini :



Sebaliknya, larutan amonia dan ion karbonat hanya menghasilkan konsentrasi ion  $\text{OH}^-$  dalam jumlah yang sangat sedikit dan dikelompokkan sebagai basa Bronsted – Lowry lemah.



Basa lemah

Konsentrasi  $\text{OH}^-$  yang dihasilkan jauh lebih kecil dari konsentrasi basa awal.

## Asam-asam dan Basa-basa lemah

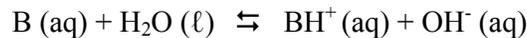
Kekuatan relatif asam dan basa secara kuantitatif dapat dinyatakan dengan tetapan kesetimbangan. Untuk asam lemah HA misalnya dapat dituliskan :



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{atau} \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$K_a$  menunjukkan tetapan kesetimbangan asam lemah dalam air. Makin kuat asamnya, makin tinggi  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dalam kesetimbangan dimana nilai  $K_a$  semakin besar. Untuk kelarutan HA dan HB dengan konsentrasi awal yang sama, nilai  $K_a$  yang lebih kecil memberikan persen disosiasi yang lebih kecil.

Dengan cara yang sama dapat dituliskan pernyataan kesetimbangan dari basa lemah B dalam air dengan nilai  $K_b$  yang kurang dari 1.



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

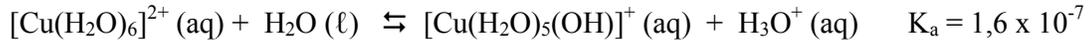
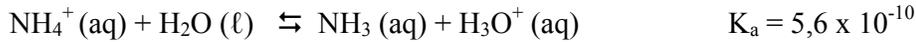
Tetapan kesetimbangan untuk asam ( $K_a$ ) dan untuk basa ( $K_b$ ) terdapat pada **Tabel 1**. Hal-hal penting yang berhubungan dengan **Tabel 1** tersebut adalah:

- Daftar asam-asam terdapat di sebelah kiri dan basa konjugasinya terdapat di kanan
- Nilai  $K$  yang tinggi menunjukkan produk sangat disukai, sebaliknya nilai  $K$  yang kecil menunjukkan reaktan lebih disukai
- Asam-asam yang paling kuat pada kiri atas juga mempunyai nilai  $K_a$  terbesar. Nilai  $K_a$  menurun dengan menurunnya kekuatan asam
- Basa-basa terkuat terdapat di kanan bawah, dengan nilai  $K_b$  tertinggi. Menurun ke bawah, nilai  $K_b$  menjadi lebih besar dan kekuatan sebagai basa meningkat
- Makin lemah asamnya, makin kuat basa konjugasinya. Jadi, makin kecil nilai  $K_a$ , makin besar nilai  $K_b$ .
- Nilai  $K_a$  merupakan suatu cara untuk mengelompokkan asam-asam dan basa-basa konjugasi.

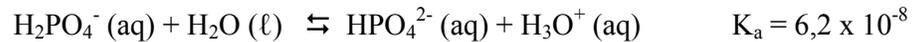
<b>Kekuatan asam</b>	<b><math>K_a</math></b>	<b>Kekuatan basa konjugasi</b>	<b><math>K_b</math></b>
Kuat	$>1$	Sangat lemah	$<10^{-16}$
Lemah	1 sampai $10^{-16}$	Lemah	$10^{-16}$ sampai 1
Sangat lemah	$<10^{-16}$	Kuat	$>1$

### Beberapa asam lemah:

- Molekul-molekul netral sebagai asam, ada yang bersifat sebagai asam-asam Bronsted - Lowry kuat, tetapi sebagian besar sebagai asam lemah.
- Kation sebagai asam-asam lemah. Ion-ion amonium ( $\text{NH}_4^+$ ) dan hidrat ion-ion logam, menghasilkan larutannya dalam air yang bersifat asam.



- Anion-anion sebagai asam-asam Bronsted lemah (**Tabel 1**). Anion dihidrogen fosfat misalnya,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , asam dalam bubuk pengembang :



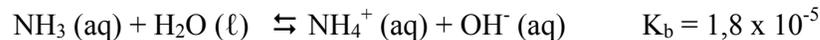
Fungsinya adalah menyediakan ion hidrogen untuk menghasilkan  $\text{CO}_2$  dari soda kue ( $\text{NaHCO}_3$ ).



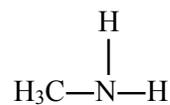
### Beberapa basa lemah:

- Molekul-molekul netral sebagai basa.

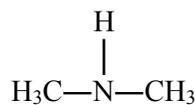
Amonia,  $\text{NH}_3$ , barangkali merupakan basa lemah yang paling dikenal, menghasilkan ion hidroksida dalam jumlah yang sangat kecil, bila menerima proton dari air.



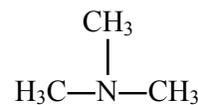
Senyawa ini merupakan anggota dari kelompok senyawa-senyawa amina yang paling sederhana. Dengan menggantikan atom H dari  $\text{NH}_3$ , misalnya gugus metil ( $\text{CH}_3$ ) diperoleh berbagai basa dengan kekuatan berbeda :



$$K_b = 5,0 \times 10^{-4}$$



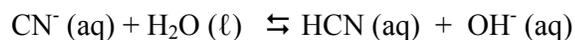
$$K_b = 7,4 \times 10^{-4}$$



$$K_b = 7,4 \times 10^{-5}$$

- **Anion-anion dari basa lemah**

Telah diketahui anion-anion berperan sebagai basa Bronsted – Lowry dalam larutan air. Misalnya  $\text{CN}^-$ , merupakan basa konjugasi dari asam lemah  $\text{HCN}$ , menghasilkan konsentrasi ion hidroksida dalam air yang dapat diukur.



$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = 2,5 \times 10^{-5}$$

Ion sianida merupakan basa yang lebih lemah dari ion hidrosikda, dan kesetimbangan diprediksi ke arah kanan. Dari Tabel,  $\text{CN}^-$  merupakan basa dengan kekuatan sedang di antara dua basa yang sudah dikenal,  $\text{NH}_3$  dan  $\text{CO}_3^{2-}$ , sehingga ion  $\text{CN}^-$  jelas reaksinya dengan air menghasilkan larutan yang sedikit basa. Secara umum, basa konjugasi dari suatu asam lemah menghasilkan larutan dalam air yang bersifat basa.

### **Hubungan Antara Tetapan Ionisasi Asam Dengan Basa Konjugasinya**

Dari Tabel 1 terlihat bahwa untuk asam-asam, kekuatan basa konjugasinya naik dengan berkurangnya kekuatan asam. Hubungan tetapan ionisasi asam lemah ( $K_a$ ) dan tetapan ionisasi basa konjugasinya ( $K_b$ ) dengan tetapan autoionisasi ( $K_w$ ), secara matematik dinyatakan sebagai :

$$K_a K_b = K_w$$

Dari hubungan tersebut, terlihat bahwa dengan menurunnya  $K_a$ , nilai  $K_b$  harus naik karena hasil kali keduanya mempunyai nilai konstan pada suhu konstan.

### **Kesetimbangan yang Mengikutsertakan Asam-asam dan Basa-basa Lemah**

Untuk melakukan perhitungan-perhitungan yang berkaitan dengan asam lemah dan basa lemah dapat digunakan hubungan-hubungan berikut :



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{HB}][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Besarnya nilai  $K_a$  atau  $K_b$  menunjukkan kekuatan asam atau basa lemah.

➤ Persen ionisasi asam atau basa lemah :

$$\% \text{ ionisasi} = \frac{\text{Konsentrasi asam / basa yang terionisasi}}{\text{Konsentrasi asam / basa awal}} \times 100\%$$

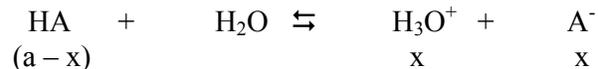
$$\% \text{ ionisasi asam HA} = \frac{[\text{H}^+] \text{ dalam kesetimbangan}}{[\text{HA}] \text{ awal}} \times 100\%$$

Makin kuat asam atau basanya, makin besar persen ionisasinya.

➤ Ion-ion  $\text{OH}^-$  dan  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang berasal dari ionisasi air diabaikan.

Perhitungan-perhitungan yang dapat dilakukan :

✓ **Penentuan**  $K_a$  dan  $K_b$  dari konsentrasi awal dan nilai pH yang diukur. Dengan diketahui pH larutan, dapat diperoleh konsentrasi kesetimbangan  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dan konsentrasi ion-ion lainnya dalam kesetimbangan, termasuk konsentrasi asam sisa yang tidak mengion. Misalnya dari pH yang diukur, konsentrasi  $\text{H}_3\text{O}^+ = x$  mol/L dan konsentrasi awal asam  $\text{HA} = a$  mol/L, maka pada keadaan kesetimbangan terdapat hubungan:



Dari hubungan ini nilai  $K_a$  dapat ditentukan. Hal yang sama juga berlaku untuk basa lemah, dengan cara yang sama nilai  $K_b$  dapat ditentukan.

✓ **Perhitungan** konsentrasi kesetimbangan dan pH, bila diketahui konsentrasi awal dan  $K_a$  atau  $K_b$ . Dasar perhitungan ini adalah stoikhimetri. Misalnya konsentrasi awal asam adalah  $a$  mol/L. Dengan diketahuinya nilai  $K_a$ , konsentrasi asam yang mengion ( $x$  mol/L) dapat ditentukan menggunakan hubungan pada persamaan reaksi diatas. Selanjutnya dapat ditentukan konsentrasi masing-masing spesi dalam larutan dan pH nya juga dapat ditentukan.

#### **Catatan :**

Untuk menyederhanakan perhitungan, dilakukan asumsi-asumsi :

1. Konsentrasi  $\text{H}_3\text{O}^+$  dari autoionisasi air diabaikan.  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dari air jauh lebih kecil daripada  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dari disosiasi HA sehingga dapat diabaikan.
2.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]$  dari HA +  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dari  $\text{H}_2\text{O} \approx [\text{H}_3\text{O}^+]$  dari HA
3.  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dari air lebih kecil dari  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  yang berasal dari air murni (prinsip Le Chatelier). Karena setiap molekul HA menghasilkan satu  $\text{H}_3\text{O}^+$  dan satu  $\text{A}^-$ , maka  $[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$
4. Untuk asam lemah dengan  $K_a$  kecil, karena disosiasinya cukup kecil, perubahan konsentrasi awal untuk memperoleh konsentrasi kesetimbangan dapat diabaikan.

$$[\text{HA}] = [\text{HA}] \text{ awal} - [\text{HA}] \text{ disosiasi} \approx [\text{HA}] \text{ awal}$$

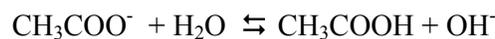
#### **SIFAT – SIFAT ASAM – BASA DARI GARAM : HIDROLISIS**

Banyak senyawa-senyawa di alam dan produk-produk, merupakan garam. Garam adalah senyawa ionik yang dihasilkan dari reaksi asam dan basa yang ekimolar; ion-ion

positif (kation) berasal dari basa dan ion-ion negatif datang dari asam. Salah satu contoh yang biasa adalah garam meja (NaCl), potasium benzoat (KC<sub>6</sub>H<sub>5</sub>CO<sub>2</sub>) dan potasium sitrat (K<sub>3</sub>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>) dalam minuman ringan, berbagai garam fosfat dalam pupuk.

Sifat larutan garam dalam air (netral, asam, atau basa) dapat diprediksi dari kemampuan relatif kation atau anion untuk bereaksi dengan air, misalnya kation basa lemah (contoh: NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) bersifat asam, anion dari asam lemah (contoh: CN<sup>-</sup>) bersifat basa. Anion-anion asam poliprotik (contoh: H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>) dan ion-ion logam bermuatan tinggi bersifat asam. Karena itu bila garam-garam yang mengandung ion-ion tersebut dalam air akan mempengaruhi pH larutan. Sifat larutan netral, asam, dan basa dapat diprediksi dari ion-ion yang ada dalam garam tersebut.

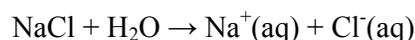
Dalam air, banyak garam yang menghasilkan larutan yang bersifat asam atau basa karena hidrolisis. Reaksi hidrolisis berlangsung bila garam dilarutkan dalam air dan mengakibatkan perubahan konsentrasi H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dan OH<sup>-</sup> air. Garam-garam yang berasal dari asam atau basa lemah mengalami hidrolisis bila dilarutkan dalam air. Ion amonium, beberapa ion logam (misalnya Al<sup>3+</sup>, Pb<sup>2+</sup>), dan ion-ion logam transisi dalam larutan air meningkatkan konsentrasi H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. Anion dari asam-asam lemah (basa konjugasi dari asam lemah) bereaksi dengan air memberikan konsentrasi OH<sup>-</sup> yang dapat diukur :



Dengan menggunakan nilai K<sub>a</sub> atau K<sub>b</sub>, pH larutan garam dalam air dapat ditentukan.

### **Garam-garam yang Menghasilkan Larutan Netral**

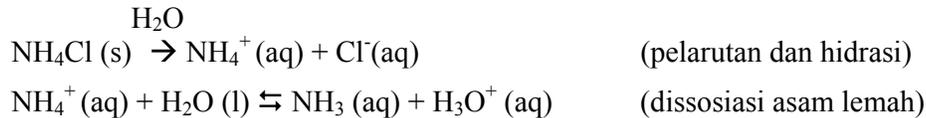
Garam yang terdiri dari anion asam kuat dan kation basa kuat menghasilkan larutan netral karena ion-ion ini tidak bereaksi dengan air. Anion asam kuat merupakan basa yang jauh lebih lemah dari air. Jadi anion dari asam kuat, hanya mengalami hidrasi, tetapi tidak yang lainnya. Contoh :



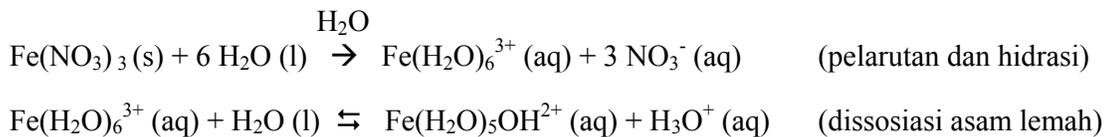
Anion dari asam kuat adalah: ion halida (kecuali F<sup>-</sup>), NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>, dan HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Kation dari basa kuat adalah golongan alkali, IA dan Ca<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, dan Ba<sup>2+</sup> dari golongan IIA. Garam-garam yang hanya mengandung ion-ion ini seperti NaCl, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> menghasilkan larutan netral karena reaksi dengan air tidak berlangsung.

### Garam-garam yang Menghasilkan Larutan Asam

Garam yang terdiri dari anion asam kuat dan kation basa lemah menghasilkan larutan yang bersifat asam karena kation berperan sebagai asam lemah, sedangkan anion tidak bereaksi dengan air. Misalnya garam  $\text{NH}_4\text{Cl}$  menghasilkan larutan yang bersifat asam karena ion  $\text{NH}_4^+$  (merupakan kation yang dibentuk dari basa lemah  $\text{NH}_3$ ) merupakan asam lemah. Sebaliknya, ion  $\text{Cl}^-$  yang berasal dari asam kuat tidak bereaksi dengan air.

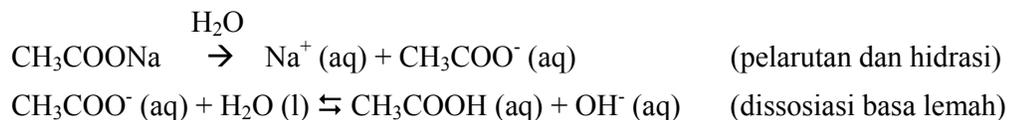


Ion-ion logam yang ukurannya kecil dan bermuatan tinggi seperti ion  $\text{Fe}^{3+}$  dalam larutan menghasilkan  $\text{H}_3\text{O}^+$  karena ion  $\text{Fe}^{3+}$  terhidrat berperan sebagai asam lemah. Sedangkan anion misalnya  $\text{NO}_3^-$  karena berasal dari asam kuat tidak bereaksi dengan air.



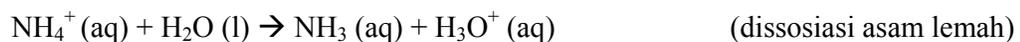
### Garam-Garam yang Menghasilkan Larutan Bersifat Basa

Garam yang terdiri dari anion asam lemah dan kation basa kuat menghasilkan larutan yang bersifat basa dalam air karena anion berperan sebagai basa lemah dan kationnya tidak bereaksi dengan air. Anion dari asam lemah mengambil proton dari air menghasilkan ion  $\text{OH}^-$ . Misalnya Natrium Asetat menghasilkan larutan basa karena ion  $\text{Na}^+$  yang merupakan kation dari basa kuat tidak bereaksi dengan air, sedangkan ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  yang merupakan anion dari asam lemah  $\text{CH}_3\text{COOH}$  berperan sebagai basa kuat.

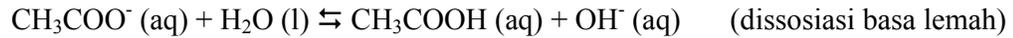


### Garam Dari Kation Asam Lemah dan Anion Basa Lemah

Pada kasus ini karena kation berperan sebagai asam lemah dan anion sebagai basa lemah, maka kedua ion bereaksi dengan air. Keasaman larutan bergantung pada kekuatan relatif asam dan basa masing-masing ion, yang diperoleh dengan membandingkan tetapan kesetimbangannya. Misalnya ammonium asetat, ion ammonium merupakan asam konjugasi dari basa lemah, jadi berperan sebagai asam lemah.



Ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  merupakan anion dari asam lemah  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , jadi berperan sebagai basa kuat.



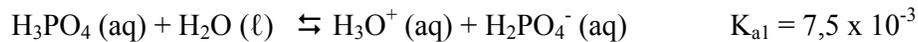
Sifat larutan bergantung pada besarnya nilai  $K_a$  dan  $K_b$ . Bila nilai  $K_a$  lebih besar dari  $K_b$  maka larutan bersifat asam, dan sebaliknya bila nilai  $K_a$  lebih kecil dari  $K_b$  maka larutan bersifat basa.

### ASAM – ASAM DAN BASA – BASA POLIPROTIK

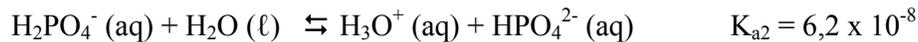
Beberapa asam yang penting dan banyak terdapat di alam, dapat memberikan lebih dari satu proton, dan disebut poliprotik. Sebagai contoh adalah asam oksalat, asam sitrat, asam maleat dan asam tartarat.

**Asam fosfat** yang banyak digunakan dalam industri makanan terionisasi dalam 3 tahap:

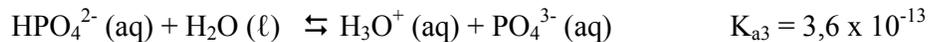
#### Tahap ionisasi pertama



#### Tahap ionisasi kedua



#### Tahap ionisasi ketiga

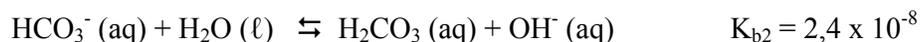
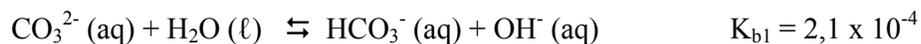


Nilai  $K_a$  tahapan berikutnya lebih kecil, yang menunjukkan bahwa ion  $\text{H}^+$  lebih sulit dilepaskan oleh ion-ion yang bermuatan negatif seperti  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  daripada  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Makin besar muatan negatif anion, lebih sulit  $\text{H}^+$  dilepaskan.

Untuk asam-asam anorganik seperti asam fosfat, asam karbonat, asam hidrogen sulfida, pelepasan proton yang berturut-turut sekitar  $10^4$  sampai  $10^6$  lebih sulit daripada tahapan ionisasi terdahulu. Akibatnya untuk asam-asam anorganik poliprotik, pH larutan bergantung pada konsentrasi ion hidronium yang dihasilkan dari tahap pertama; ion hidronium yang dihasilkan dari tahap kedua dan selanjutnya diabaikan. Bila asamnya  $\text{H}_2\text{A}$ , maka :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a1} [\text{H}_2\text{A}]}$$

Prinsip ini juga digunakan untuk basa konjugasinya seperti ion karbonat, fosfat, dan oksalat. Ion hidroksida terbanyak berasal dari tahap ionisasi basa pertama,  $K_b$ , seperti contoh di bawah ini pada penentuan pH larutan yang mengandung ion karbonat.



Bila basanya  $A^{2-}$  (berasal dari  $Na_2A$ ), maka

$$[OH^-] = \sqrt{K_{b1}[A^{2-}]}$$

## **PENGARUH STRUKTUR KIMIA PADA SIFAT ASAM - BASA**

Jika suatu zat dilarutkan dalam air, larutannya dapat bersifat asam, basa atau tidak menunjukkan sifat asam-basa. Permasalahannya adalah bagaimana suatu zat bersifat basa dengan melepaskan ion  $OH^-$  sedangkan yang lainnya bersifat asam dengan melepaskan ion  $H^+$ . Persoalan lainnya adalah mengapa asam yang satu lebih kuat dari pada yang lainnya. Pada bagian ini akan dipelajari hubungan antara struktur kimia dengan sifat asam-basa.

### **Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Kekuatan Asam**

#### ***Asam-Asam HX***

Pertimbangan-pertimbangan yang digunakan bahwa suatu molekul yang mengandung ikatan  $H - X$  akan mentransfer / mendonasikan proton (bersifat asam) adalah:

- **Polarisasi ikatan HX :  $H^+ \rightarrow X^-$**

Makin kuat polaritas ikatan, keasaman meningkat karena  $H^+$  makin mudah dilepaskan, keadaan sebaliknya terjadi pada  $NaH$ , atom H mempunyai muatan negatif jadi berlaku sebagai asektor proton (basa). Ikatan  $H - X$  yang non polar seperti ikatan  $C - H$  pada  $CH_4$  tidak memberikan sifat asam atau basa dalam larutan.

- **Kekuatan ikatan.**

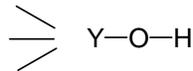
Ikatan yang sangat kuat lebih sulit terdissosiasi daripada ikatan yang lemah, contoh pada hidrogen halida. Ikatan  $H - F$  merupakan ikatan paling polar, namun ikatannya paling kuat, sehingga HF merupakan asam lemah. Untuk asam-asam biner HX (mengandung hidrogen dan satu unsur lain X) dan X berada dalam satu golongan dalam sistim periodik, kekuatan ikatan  $H - X$  berkurang dengan bertambahnya ukuran unsur X. Dengan berkurangnya kekuatan ikatan dalam satu golongan dari atas kebawah, keasaman meningkat. Jadi HCl merupakan asam yang lebih kuat dari HF, dan  $H_2S$  asam yang lebih kuat dari  $H_2O$ .

#### ***Asam-Asam Oksi***

- Asam-asam dengan gugus - gugus O-H dan kemungkinan juga atom-atom oksigen lainnya yang terikat pada atom pusat disebut asam-asam oksi. Asam-asam kelompok ini yang biasa dikenal adalah asam sulfat ( $H_2SO_4$ ) yang mengandung dua ikatan O - H dan

dua atom Oksigen. Permasalahan yang muncul adalah faktor-faktor apakah yang menentukan gugus OH akan berperan sebagai basa atau asam?

Misalkan atom Y sebagai atom pusat yang mengikat gugus O – H dan gugus-gugus lain seperti berikut :



- Bila Y adalah logam-logam seperti Na, K atau Mg, karena sifat elektonegatifnya yang rendah, pasangan elektron antara Y dan O, secara sempurna dipindah ke atom oksigen, membentuk OH<sup>-</sup>, senyawa ionik, sehingga senyawa ini bersifat basa. Sebaliknya jika Y non logam, ikatannya dengan O kovalen dan tidak siap untuk melepaskan OH<sup>-</sup>, sehingga senyawa tersebut bersifat asam atau netral. Umumnya dengan meningkatnya elektronegativitas Y, keasaman zat meningkat.

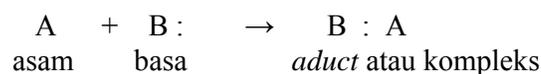
Banyak asam-asam oksi yang mempunyai tambahan oksigen yang terikat pada atom Y yang berdampak meningkatkan polaritas. Pengikatan jumlah atom oksigen juga membantu menstabilkan basa konjugasi. Jadi dengan adanya tambahan atom-atom yang elektronegatif yang terikat pada atom pusat Y, kekuatan asam naik. Berdasarkan aturan tersebut dapat disimpulkan hubungan kekuatan asam oksi dan elektronegativitas Y dan jumlah gugus yang terikat pada Y.

Jadi kekuatan asam : - HClO > HBrO > HIO

- HClO<sub>4</sub> > HClO<sub>3</sub> > HClO<sub>2</sub> > HClO

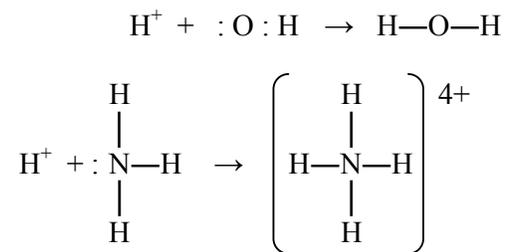
## KONSEP ASAM DAN BASA LEWIS

Teori sifat asam-basa yang diusulkan oleh Bronsted dan Lowry dapat digunakan dalam larutan air dengan baik. Namun, teori yang lebih umum, dikembangkan oleh G.N. Lewis pada 1930. Teorinya didasarkan pada pemakaian bersama pasangan elektron antara asam dan basa, bukan perpindahan proton seperti ide Bronsted – Lowry. Suatu asam Lewis adalah suatu zat yang dapat menerima pasangan elektron dari atom lain untuk membentuk ikatan baru, dan basa Lewis adalah zat yang dapat mendonasikan pasangan elektron pada atom lain, untuk membentuk ikatan baru. Ini berarti bahwa reaksi asam-basa menurut Lewis dapat terjadi bila terdapat satu molekul (atau ion) yang dapat memberikan satu pasang elektron dan satu molekul (atau ion) yang dapat menerima pasangan elektron tersebut.



Hasil yang diperoleh disebut sebagai kompleks atau *aduct* asam-basa dan ikatan kimia yang terbentuk disebut sebagai ikatan kovalen koordinat.

Contoh reaksi asam-basa Lewis yang sederhana adalah pembentukan ion hidronium,  $\text{H}_3\text{O}^+$  dari ion  $\text{H}^+$  dan air. Ion  $\text{H}^+$  tidak mempunyai elektron valensi sedangkan molekul air mempunyai 2 pasang elektron bebas, sehingga satu pasang elektron dapat digunakan bersama antara  $\text{H}^+$  dan air, dan membentuk ikatan O – H. Interaksi yang sama juga terjadi antara  $\text{H}^+$  dengan basa ammonium untuk membentuk ion ammonium.

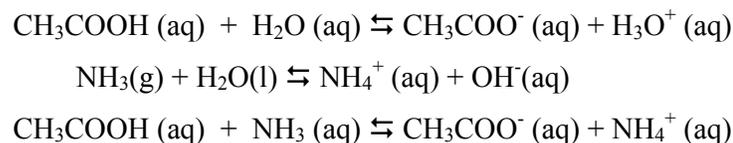


## REAKSI ASAM DAN BASA

Reaksi antara asam dan basa terjadi baik di dalam tubuh kita maupun lingkungan sekitar kita. Keasaman (pH) dalam darah maupun air laut di kontrol oleh asam karbonat. Berbagai macam pupuk seperti ammonium, nitrat dan garam-garam fosfat dihasilkan dari reaksi asam dengan basa. Hujan asam yang diakibatkan oleh antara lain adanya gas-gas  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$  dan oksida-oksida nitrogen yang berinteraksi dengan air dapat dinetralkan oleh mineral-mineral yang terdapat dalam tanah. Pentingnya reaksi asam-basa terutama dalam kaitannya dengan produk yang dihasilkan, serta pengontrolan dalam reaksinya perlu diketahui dengan baik.

### Reaksi-Reaksi Asam-Basa

Berlangsungnya arah reaksi asam-basa dapat diprediksi melalui arah pembentukan pasangan asam-basa lemah. Reaksi antara asam asetat dengan ammonia misalnya :



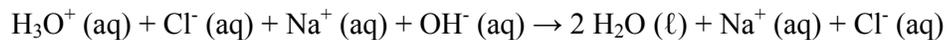
akan berlangsung cukup baik karena  $\text{NH}_4^+$  adalah asam yang lebih lemah daripada  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  basa yang lebih lemah dari  $\text{NH}_3$ . Reaksi ini merupakan contoh yang baik dari reaksi asam lemah dan basa lemah. Tetapan kesetimbangan reaksi ini ditentukan dari nilai tetapan-tetapan kesetimbangan lainnya yang telah diketahui, karena reaksi tersebut merupakan jumlah dari ketiga reaksi yang berlangsung.

Reaksi asam-basa dalam larutan air dan disebut reaksi netralisasi dikelompokkan dalam 4 jenis yaitu :

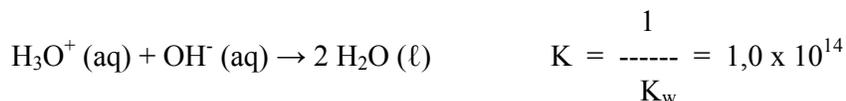
1. Reaksi asam kuat dengan basa kuat
2. Reaksi asam kuat dengan basa lemah
3. Reaksi asam lemah dengan basa kuat
4. Reaksi asam lemah dengan basa lemah

### **Reaksi Asam Kuat dan Basa Kuat**

Asam-asam kuat dan basa-basa kuat mengion 100% dalam larutan air, karena itu bila HCl dan NaOH dicampurkan reaksi akan berlangsung :



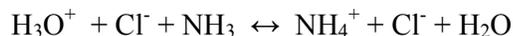
Persamaan ionik yang berlangsung adalah :



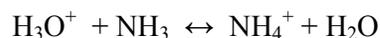
Untuk reaksi asam kuat dengan basa kuat, persamaan ioniknya adalah penggabungan ion hidronium dan ion hidroksida membentuk air. Dari nilai K, dapat disimpulkan reaksi ini berlangsung kuantitatif. Jadi pencampuran HCl dengan NaOH dengan jumlah mol yang sama menghasilkan larutan NaCl dalam air yang bersifat netral.

### **Reaksi Asam Kuat dan Basa Lemah**

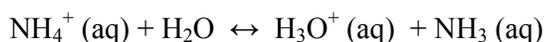
Reaksi antara HCl yang dalam air mengion 100% dengan ammonia menghasilkan reaksi antara ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang dihasilkan oleh asam dengan  $\text{NH}_3$ . Reaksinya dapat dituliskan sebagai berikut :



Penyederhanaan reaksinya :



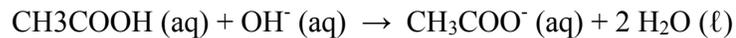
Nilai tetapan kesetimbangan yang dihasilkan cukup besar, sehingga reaksi berjalan sempurna. Pada reaksi HCl dengan  $\text{NH}_3$  dengan jumlah mol yang sama akan menghasilkan larutan yang mengandung  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Ion  $\text{Cl}^-$  yang merupakan basa konjugasi dari asam kuat HCl, tidak mempengaruhi pH larutan. Namun ion  $\text{NH}_4^+$  yang merupakan asam konjugasi dari basa lemah  $\text{NH}_3$ , dalam air menghasilkan larutan yang bersifat asam :



Dari contoh tersebut dapat disimpulkan bahwa pencampuran asam kuat dan basa lemah dengan jumlah mol yang sama akan memberikan larutan yang bersifat asam akibat hidrolisis dari kation basa lemah

### **Reaksi Asam Lemah dan Basa Kuat**

Asam-asam lemah dalam larutan sebagian besar tidak mengion, sehingga reaksi asam lemah seperti  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dengan basa kuat seperti  $\text{NaOH}$  dapat dituliskan sebagai :



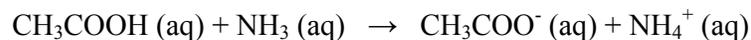
Reaksi yang berlangsung menghasilkan basa konjugasi dari asam lemah ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) yang selanjutnya bereaksi dengan air :



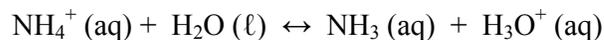
Jadi larutan yang dibuat dengan mencampurkan ekimolar  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{NaOH}$  menghasilkan larutan yang bersifat basa.

### **Reaksi Asam Lemah dan Basa Lemah**

Baik asam lemah maupun basa lemah tidak cukup mengion dalam larutan. Persamaan reaksi antara asam lemah seperti  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dengan basa lemah seperti  $\text{NH}_3$  dalam jumlah ekimolar dapat dituliskan dalam bentuk molekul :



Dalam hal ini baik anion maupun kation bereaksi dengan air :



Dari kedua reaksi tersebut dapat disimpulkan bahwa sifat larutan (asam, basa atau netral) bergantung sejauh mana  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  dan  $\text{NH}_4^+$  bereaksi dengan air. Dalam hal ini, reaksi  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  dan  $\text{NH}_4^+$  dengan air dapat dikatakan sama, sehingga larutan bersifat netral.

### **KESETIMBANGAN DALAM SISTEM BUFFER ASAM - BASA**

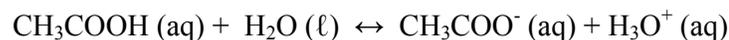
Pada reaksi asam dengan basa, yang harus diperhatikan adalah kekuatan asam dan basa. Bila satu reaktan kuat dan yang lainnya lemah, pH larutan setelah pencampuran dalam jumlah molar asam dan basa yang sama, ditentukan oleh konjugasi dari pasangan asam atau

basa yang lemah. Ini berarti, tetapan kesetimbangan reaksi asam basa berbanding terbalik dengan K ionisasi dari asam atau basa konjugasinya.

### **Pengaruh Ion Sejenis: Efek Buffer**

Larutan asam-asam dan basa-basa sering mengandung zat-zat terlarut lain, terutama ion yang sejenis dengan yang ada dalam kesetimbangan asam atau basa. Fenomena yang dikenal dengan efek ion sejenis ini berdampak pada sifat larutan yang dapat menahan perubahan pH dengan penambahan sedikit asam atau basa (efek Buffer). Dalam istilah sehari-hari Buffer digunakan untuk mengurangi dampak dari luar. Jadi perubahan pH larutan karena asam atau basa pada larutan yang di buffer jauh lebih kecil dibandingkan larutan yang tidak di buffer. Darah dan banyak cairan tubuh lainnya dikatakan di buffer, yang berarti menahan perubahan pH dengan penambahan asam atau basa kuat.

Buffer bekerja atas dasar fenomena efek ion sejenis. Contoh dari efek ini terjadi bila asam asetat yang terionisasi hanya sedikit dalam air ditambahkan natrium asetat.



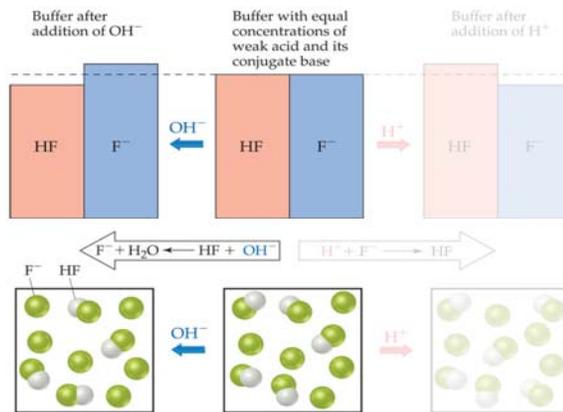
Penambahan ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  yang berasal dari natrium asetat akan menggeser kesetimbangan ke arah kiri, yang akan menurunkan konsentrasi  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Istilah ion sejenis (*common ion*) di sini adalah ion asetat yang ditambahkan pada larutan yang sudah mengandung ion tersebut. Adanya ion sejenis,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , menekan persen ionisasi  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan keasaman larutan berkurang (pH naik). Penambahan  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  meningkatkan konsentrasi ion tersebut dalam larutan.

### **Larutan Buffer**

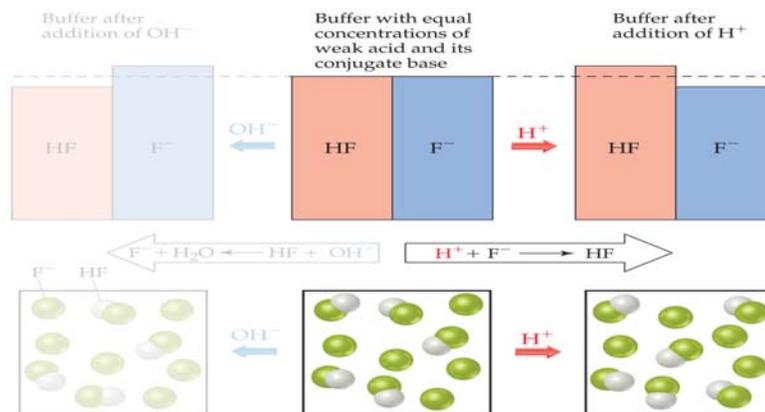
Secara umum larutan buffer memerlukan 2 spesi dalam larutan Buffer untuk dapat menahan perubahan pH akibat penambahan asam atau basa, yaitu spesi asam yang dapat bereaksi dengan ion  $\text{OH}^-$  yang ditambahkan, dan spesi lainnya adalah basa yang dapat bereaksi dengan ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang ditambahkan. Persyaratan tambahan adalah asam dan basa tidak bereaksi satu sama lain. Ini berarti Buffer terdiri dari pasangan asam-basa konjugasi yang dapat dibuat dari:

1. Asam lemah dan basa konjugasinya  
(misalnya asam asetat dan ion asetat, HA dan  $\text{A}^-$ )
2. Basa lemah dan asam konjugasinya  
(misalnya ammonia dan ion ammonia, B dan  $\text{BH}^+$ )

Hal yang penting lagi adalah buffer terdiri dari komponen asam (HA) dan basa ( $A^-$ ) dengan konsentrasi yang tinggi. Penambahan sejumlah kecil ion  $H_3O^+$  atau  $OH^-$ , akan menyebabkan sejumlah kecil komponen buffer yang satu berubah menjadi yang lain dan mengakibatkan perubahan konsentrasi relatif dari kedua komponen. Penambahan  $H_3O^+$  akan bereaksi dengan  $A^-$  dan penambahan  $OH^-$  akan bereaksi dengan HA. Namun, selama penambahan  $H_3O^+$  dan  $OH^-$  jauh lebih kecil dari jumlah HA dan  $A^-$  yang sudah ada, penambahan ion-ion tersebut mempunyai efek yang kecil terhadap pH karena ion-ion tersebut akan bereaksi dengan salah satu komponen buffer. Contoh efek penambahan sejumlah kecil asam atau basa kuat terhadap larutan buffer digambarkan pada Gambar 3.2 dan Gambar 3.3.



Gambar 3.2. Efek penambahan ion  $OH^-$  terhadap larutan buffer  $HF/F^-$



Gambar 3.3. Efek penambahan ion  $H_3O^+$  terhadap larutan buffer  $HF/F^-$

Dampak penambahan sedikit asam atau basa kuat pada larutan yang mengandung konsentrasi tinggi  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  digambarkan melalui tetapan ionisasinya :

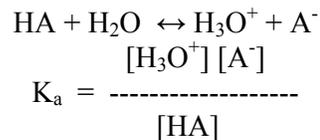
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Konsentrasi  $\text{H}_3\text{O}^+$  bergantung langsung dengan perbandingan  $[\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$   
 $\rightarrow$  perbandingan konsentrasi asam terhadap basa konjugasinya.

Penambahan asam atau basa kuat dalam jumlah kecil akan bereaksi secara stoikhiometri dengan komponen-komponen buffer, yang akan merubah  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ . Namun, perubahan yang terjadi sangat kecil.

### **Persamaan Henderson – Hasselbach**

Untuk setiap asam lemah HA, persamaan  $K_a$  untuk ionisasi pada kesetimbangan adalah:



Penyusunan kembali persamaan tersebut memudahkan dalam perhitungan buffer. Kunci utama penentuan  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  adalah perbandingan spesi asam terhadap basa konjugasinya , sehingga :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \rightarrow -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

sehingga diperoleh :

$$\text{pH} = \text{p} K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Bila  $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$  , maka  $\text{pH} = \text{p}K_a$

Persamaan tersebut bila dibuat umum untuk pasangan asam-basa konjugasi memberikan persamaan Henderson – Hasselbalch :

$$\text{pH} = \text{p} K_a + \log \frac{[\text{basa konjugasi}]}{[\text{asam}]}$$

## **Kapasitas Buffer**

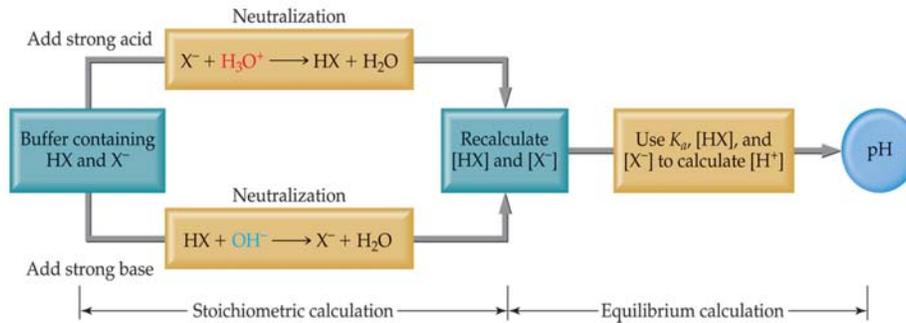
Nilai kapasitas Buffer merupakan ukuran terhadap kemampuan larutan tersebut untuk menahan perubahan pH dan bergantung pada konsentrasi komponen-komponennya. Makin tinggi konsentrasi komponen-komponen buffer, makin tinggi pula kapasitasnya. Jadi untuk menaikkan/ menurunkan pH larutan buffer sampai pH tertentu, diperlukan  $\text{H}_3\text{O}^+$  atau  $\text{OH}^-$  yang lebih banyak pada buffer dengan kapasitas tinggi (pekat) daripada buffer dengan kapasitas rendah (encer). Sebaliknya, penambahan  $\text{H}_3\text{O}^+$  atau  $\text{OH}^-$  dengan jumlah yang sama pada buffer dengan kapasitas berbeda, menghasilkan perubahan pH yang lebih kecil pada buffer dengan kapasitas yang lebih tinggi. Penambahan  $\text{H}_3\text{O}^+$  dan  $\text{OH}^-$  pada buffer yang lebih pekat berdampak perubahan ratio komponen-komponennya kecil. Hal yang penting adalah pH dari suatu buffer berbeda dengan kapasitas buffer. Larutan buffer yang dibuat dengan mencampurkan volume yang sama 1,00 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan 1,0 M  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  mempunyai pH yang sama (4,74) dengan buffer dibuat dari 0,10 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan 0,10 M  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , namun sistem buffer yang pertama mempunyai kapasitas yang jauh lebih besar untuk menahan perubahan pH daripada sistem buffer yang kedua.

Kapasitas buffer juga dipengaruhi oleh konsentrasi relatif kedua komponennya. Penambahan sejumlah asam atau basa, mengakibatkan perubahan ratio konsentrasi yang kecil pada buffer dengan konsentrasi komponen-komponennya sama dibandingkan dengan konsentrasi-konsentrasi yang berbeda. Jadi buffer dengan kapasitas tertinggi diperoleh bila konsentrasi komponen-komponennya sama, bila  $[\text{A}^-] / [\text{HA}] = 1$ . Dengan demikian :

$$\text{pH} = \text{p} K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \text{ bila } [\text{A}^-] = [\text{HA}] \text{ maka } \text{pH} = \text{p} K_a$$

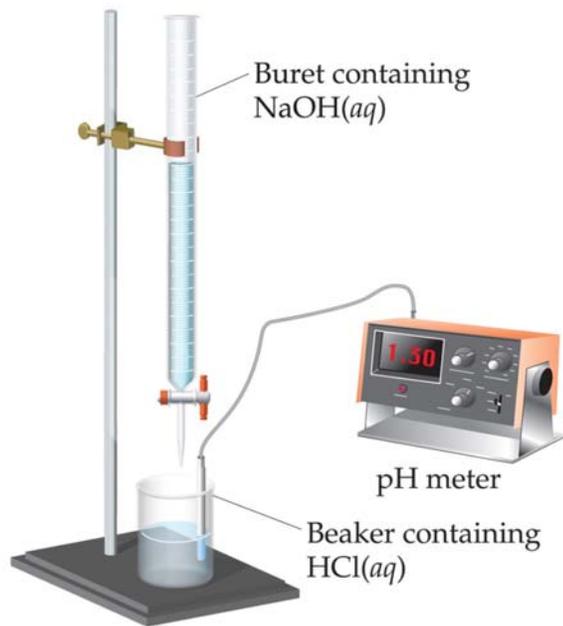
Hasil tersebut menunjukkan buffer dengan pH sama atau di sekitar  $\text{p}K_a$  komponen asamnya, mempunyai kapasitas buffer tertinggi.

Kisaran buffer adalah kisaran pH, dimana buffer berperan secara efektif. Ini berarti rasio konsentrasi komponen buffer dari 1 (paling efektif) ke yang kurang efektif (kapasitas rendah). Biasanya, perbandingan komponen buffer 1:10 atau 10:1. Jadi buffer menjadi kurang bermanfaat di luar kisaran  $\text{pH} = \text{p} K_a \pm 1$ . Gambar 3.4. menunjukkan skema perhitungan kapasitas buffer bila ditambahkan asam/basa kuat.



Gambar 3.4. Skema perhitungan kapasitas buffer bila ditambahkan asam/basa kuat

### TITRASI ASAM - BASA



Gambar 3.5 Titrasi HCl(l) dengan NaOH(l)

Metode untuk menentukan jumlah/ konsentrasi asam atau basa dalam sampel dengan akurat adalah dengan metode titrasi asam-basa. Kadar asam atau basa kuat atau lemah, dapat ditentukan dengan metode ini. Indikator asam-basa digunakan untuk menentukan titik ekuivalen titrasi (titik pada saat asam dan basa bernilai sama secara stoikiometri).

Titrasi yang dapat dilakukan adalah titrasi :

1. asam kuat dengan basa kuat (pH titik ekuivalen 7)
2. asam lemah dengan basa kuat (pH titik ekuivalen  $> 7$ )
3. asam kuat dengan basa lemah (pH titik ekuivalen  $< 7$ )

Titrasi dengan salah satu zat lemah, menghasilkan titik ekuivalen yang tidak sama dengan 7, karena hidrolisis dari basa atau asam konjugasi.

Selain secara stoikiometri, titik ekuivalen juga dapat ditentukan dengan menggunakan kurva titrasi pH. Kurva tersebut juga dapat digunakan untuk menentukan indikator yang sesuai serta menentukan  $K_a$  untuk asam lemah dan  $K_b$  untuk basa lemah. Dalam menggambarkan kurva titrasi ada 4 daerah yang penting, yaitu :

- pH awal titrasi
- pH setelah penambahan titran sebelum titik ekuivalen
- pH pada titik ekuivalen
- pH setelah titik ekuivalen

### **Titration asam kuat oleh basa kuat**

**Contoh :** Sebanyak 50,0 mL larutan HCl 0,10 M dititrasi menggunakan NaOH 0,10 M

1. pH awal titrasi (pH sebelum penambahan NaOH)  
pH awal titrasi ditentukan oleh konsentrasi asam kuat. Dalam larutan tersebut, terdapat 0,10 M HCl, dengan demikian  $[H^+] = 0,10 \text{ M}$  dan nilai pH adalah  $-\log (0,10) = 1,0$
2. pH setelah penambahan asam sebelum titik ekuivalen  
Saat NaOH ditambahkan, pH meningkat secara perlahan, kemudian meningkat tajam saat akan mendekati titik ekuivalen. Pada tahap ini pH larutan ditentukan oleh konsentrasi asam yang belum ternetralisasi.
3. pH pada titik ekuivalen  
Pada titik ekuivalen, mol NaOH dan HCl telah habis bereaksi menghasilkan garamnya, NaCl. Nilai pH pada larutan ini adalah 7,0 karena kation dari basa kuat ( $Na^+$ ) dan anion dari asam kuat ( $Cl^-$ ) tidak terhidrolisis sehingga tidak mempengaruhi nilai pH.
4. pH setelah titik ekuivalen  
Nilai pH setelah titik ekuivalen ditentukan oleh konsentrasi NaOH berlebih dalam larutan.

Kurva titrasi asam kuat oleh basa kuat ditunjukkan oleh Gambar 3.6.

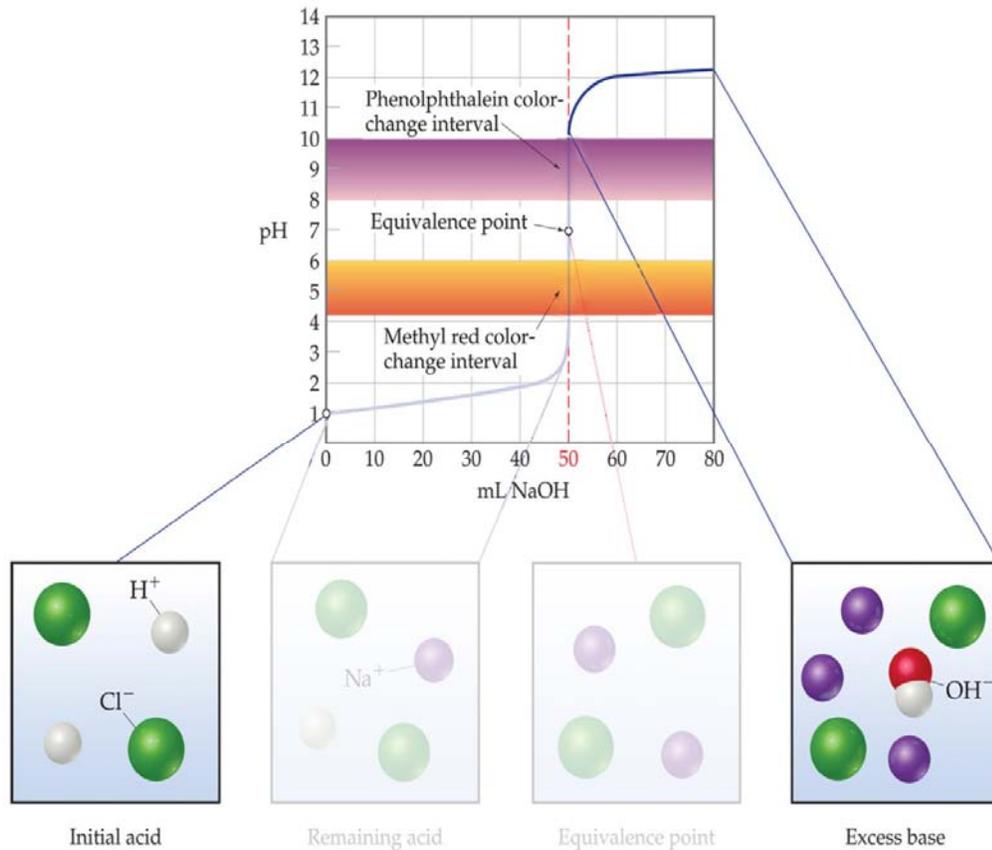
### **Titration Asam Lemah-Basa Kuat**

Bentuk kurva titrasi pH untuk asam lemah-basa kuat (Gambar 3.7) sama dengan bentuk kurva titrasi pH asam kuat-basa kuat.

**Contoh :** sebanyak 50,0 mL asam asetat ( $CH_3COOH$ ) 0,1 M dititrasi dengan NaOH 0,1 M.

1. pH awal titrasi  
Dengan menggunakan  $K_a$  asam asetat pada tabel, maka pH  $CH_3COOH$  0,10 M adalah 2,89
2. pH setelah penambahan asam sebelum titik ekuivalen  
Mendekati titik ekuivalen, asam menjadi netral dan basa konjugasinya terbentuk sebagai berikut:  $CH_3COOH (aq) + OH^- (aq) \rightarrow CH_3COO^- (aq) + H_2O (l)$   
Larutan tersebut terdiri dari  $CH_3COOH$  dan  $CH_3COO^-$

Perhitungan pH pada tahap ini terdiri dari dua cara. Pertama, dianggap terjadi netralisasi antara  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{OH}^-$  untuk menentukan konsentrasi  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sisa dan  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  yang terbentuk dalam larutan. Kedua, dilakukan perhitungan pH terhadap buffer tersebut.



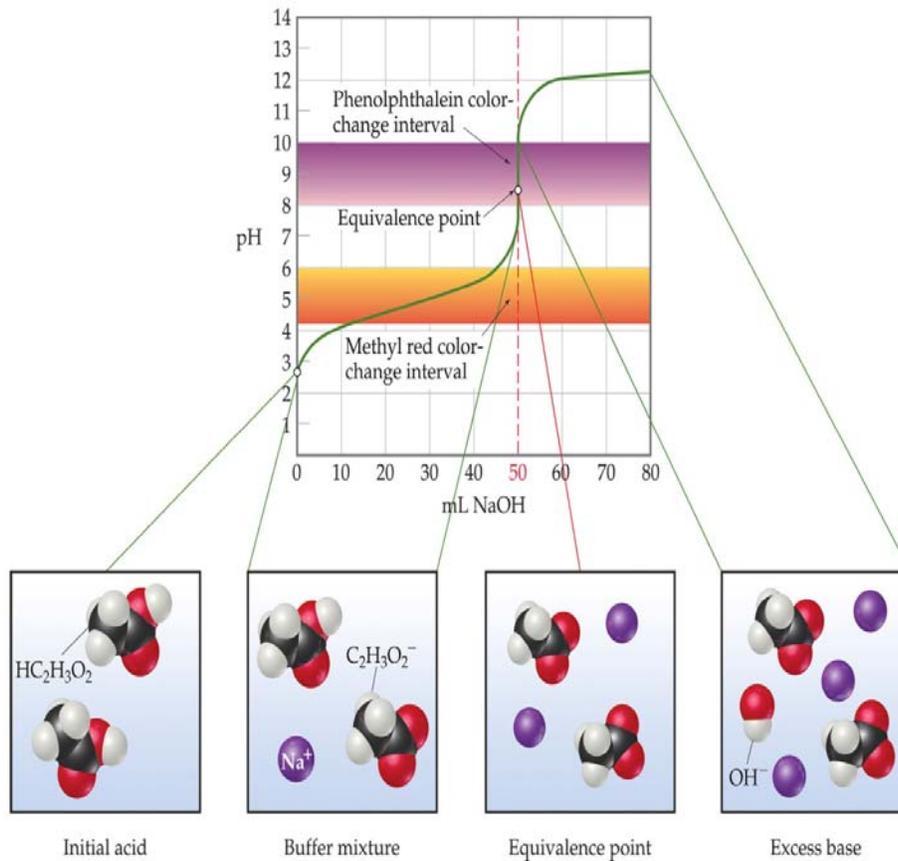
**Gambar 3.6. Kurva titrasi asam kuat HCl oleh basa kuat NaOH**

3. pH pada titik ekivalen

Pada tahap ini, reaksi antara  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{NaOH}$  berlangsung stoikiometri dan terbentuk garamnya,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Pada tahap ini, pH larutan ditentukan oleh hidrolisis garam  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Titik ekivalen asam lemah dan basa kuat, pH larutan yang diperoleh  $> 7$  karena anion dari garamnya dibentuk dari basa lemah yang dapat bereaksi dengan air.

4. pH setelah titik ekivalen

Pada tahap ini,  $[\text{OH}^-]$  yang berasal dari hidrolisis  $\text{CH}_3\text{COO}^- <$  dibandingkan dengan  $[\text{OH}^-]$  dari kelebihan  $\text{NaOH}$ . Dengan demikian, pH ditentukan oleh konsentrasi  $\text{OH}^-$  dari kelebihan  $\text{NaOH}$ .



**Gambar 3.7 Kurva titrasi asam lemah (asam asetat) oleh basa kuat NaOH**

### **Titration Basa Lemah-Asam Kuat**

**Contoh:** titrasi  $\text{NH}_3$  dengan HCl

Bentuk kurva pH pada titrasi untuk basa lemah-asam kuat (Gambar 3.8) merupakan kebalikan dari bentuk kurva asam lemah-basa kuat. Contoh : sebanyak 50,0 mL  $\text{NH}_3$  0,1 M dititrasi dengan HCl 0,1 M.

1. pH awal titrasi

Larutan awal merupakan basa lemah sehingga pH larutan awal dihitung dari nilai  $K_b$  basa lemah, karena larutannya bersifat basa maka diatas 7,0.

2. pH setelah penambahan asam sebelum titik ekuivalen

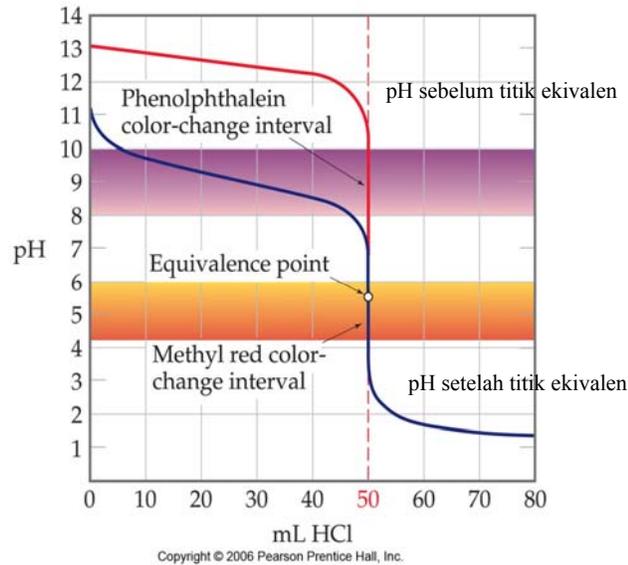
Setelah penambahan asam, terdapat basa ( $\text{NH}_3$ ) dan asam konjugasinya ( $\text{NH}_4^+$ ), pH dapat dihitung menggunakan pH sistem buffer.

3. pH pada titik ekuivalen

Pada tahap ini, seluruh basa habis bereaksi dengan asam dan hanya terdapat garam  $\text{NH}_4^+$  pada larutan tersebut. Pada tahap ini, pH ditentukan oleh hidrolisis garam  $\text{NH}_4^+$ , lebih kecil dari 7,0.

4. pH setelah titik ekivalen

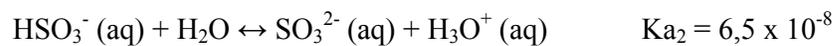
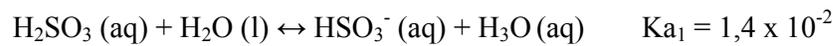
Setelah titik ekivalen, konsentrasi  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang berasal dari hidrolisis  $\text{NH}_4^+ \ll$  konsentrasi  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang berasal dari asam. Jadi pH larutan ditentukan oleh kelebihan asam



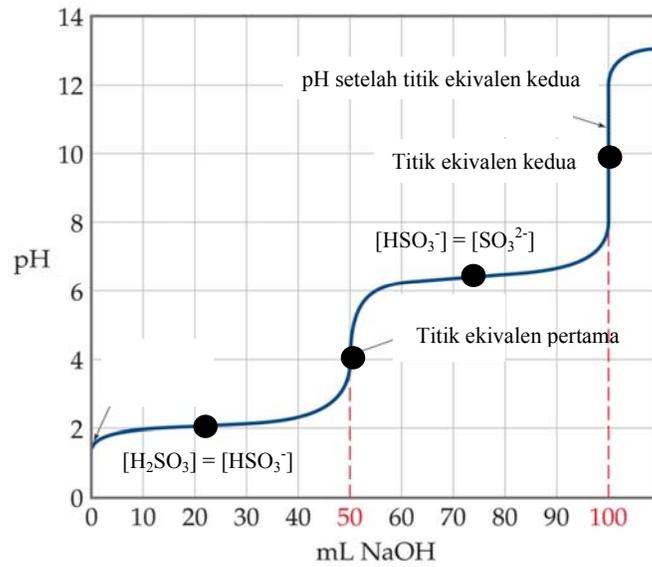
Gambar 3.8. Kurva titrasi basa lemah oleh asam kuat HCl

### Titration Asam Poliprotik

Asam poliprotik mempunyai lebih dari satu ion proton. Kecuali asam sulfat, asam poliprotik lainnya merupakan asam lemah. Nilai  $K_a$  pada asam poliprotik dibedakan berdasarkan mudah atau sulitnya ion  $\text{H}^+$  dilepaskan. Pada titrasi asam sulfat (asam lemah) dengan NaOH berikut terdapat 2 titik ekivalen seperti yang terlihat pada gambar. Titik ekivalen pertama berhubungan dengan reaksi tahap pertama, dan titik ekivalen kedua berhubungan dengan reaksi tahap kedua:



Kurva dalam Gambar 3.9 menunjukkan hasil titrasi antara asam lemah (asam sulfat) dengan basa kuat (NaOH).



Gambar 3.9. Kurva titrasi asam poliprotik H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> oleh basa kuat NaOH

**Daftar Pustaka**

Brown, Lemay, Bursten, Murphy, "Chemistry The Central Science", 11th eds, Pearson Educational International, 2009, hal. 128-134, 666-716 .