

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 1 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

BAB VIII
LARUTAN ASAM DAN BASA

Asam dan basa sudah dikenal sejak dahulu. Istilah asam (acid) berasal dari bahasa Latin *acetum* yang berarti cuka. Seperti diketahui, zat utama dalam cuka adalah asam asetat. Istilah basa (alkali) berasal dari bahasa Arab yang berarti abu. Juga sudah lama diketahui bahwa asam dan basa saling menetralkan.

Sejak berabad-abad yang lalu, para pakar mendefinisikan asam dan basa berdasarkan sifat larutan airnya. Larutan asam mempunyai rasa asam dan bersifat korosif (merusak logam, marmer, dan berbagai bahan lain). Sedangkan larutan basa berasa agak pahit dan bersifat kaustik (licin, seperti bersabun). Namun demikian, tidak dianjurkan mengenali asam dan basa dengan cara mencicipi karena berbahaya. Asam dan basa dapat dikenali menggunakan indikator asam basa, misalnya lakmus merah dan lakmus biru. Larutan asam mengubah lakmus biru menjadi merah, sebaliknya larutan basa mengubah lakmus merah menjadi biru. Larutan yang tidak mengubah warna lakmus, baik lakmus merah maupun lakmus biru, disebut bersifat netral (tidak asam dan tidak basa). Air murni bersifat netral.

Tabel 1. Warna kertas lakmus merah dan biru dalam larutan yang bersifat asam, basa, dan netral

Jenis kertas lakmus	Dalam larutan yang bersifat		
	Asam	Basa	Netral
Lakmus merah	merah	biru	merah
Lakmus biru	merah	biru	biru

Sebagaimana dapat dilihat pada Tabel 1, lakmus merah memberi warna yang sama dalam larutan yang bersifat asam dan dalam larutan yang bersifat netral. Oleh karena itu, untuk menunjukkan larutan asam harus menggunakan lakmus biru. Larutan yang bersifat asam mengubah lakmus biru menjadi merah. Sebaliknya, untuk menunjukkan larutan bersifat basa, harus menggunakan lakmus merah.


Beberapa contoh larutan terlihat di bawah ini :

Larutan bersifat asam : larutan cuka, air jeruk, air aki

Larutan bersifat basa : air kapur, air abu, larutan sabun, larutan amonia, larutan soda

Larutan bersifat netral : larutan natrium klorida, larutan urea, alkohol, larutan gula

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	--	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 2 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

A. Teori Asam-Basa Arrhenius

Dalam air, asam melepaskan ion H^+ sedangkan basa melepaskan ion OH^-

Untuk menjelaskan penyebab sifat asam dan basa, sejarah perkembangan ilmu kimia mencatat berbagai teori. Pada tahun 1777, Lavoisier mengemukakan bahwa asam mengandung oksigen. Unsur itu yang dianggap bertanggung jawab atas sifat-sifat asam (nama oksigen diberikan oleh Lavoisier yang berarti pembentuk asam). Namun pada tahun 1810, Humphrey Davy menemukan bahwa asam hidrogen klorida tidak mengandung oksigen. Davy kemudian menyimpulkan bahwa hidrogenlah dan bukan oksigen yang merupakan unsur dasar dari setiap asam. Kemudian pada tahun 1814, Gay Lussac menyimpulkan bahwa asam adalah zat yang dapat menetralkan alkali dan kedua golongan senyawa itu hanya dapat didefinisikan dalam kaitan satu dengan yang lain.

Konsep yang cukup memuaskan tentang asam dan basa, dan yang tetap diterima hingga sekarang, dikemukakan oleh Arrhenius pada tahun 1884. Menurut Arrhenius, asam adalah zat yang dalam air melepaskan ion H^+ sedangkan basa melepaskan ion OH^- . Jadi, pembawa sifat asam adalah ion H^+ sedangkan pembawa sifat basa adalah OH^- . Asam Arrhenius dirumuskan sebagai H_xZ yang dalam air mengalami ionisasi sebagai berikut :



Contoh : Asam klorida (HCl) dan asam sulfat (H_2SO_4) dalam air akan terionisasi sebagai berikut:



Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh 1 molekul asam disebut valensi asam. Sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepas ion H^+ disebut ion sisa asam. Nama asam sama dengan nama ion sisa asam dengan didahului kata asam. Beberapa contoh asam dan reaksi ionisasinya diberikan pada Tabel 2.

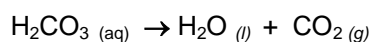
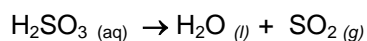
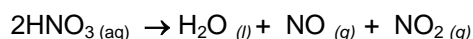
Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	--	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 3 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

Tabel 2. Berbagai jenis asam

Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi	Valensi Asam	Sisa Asam
Asam nonoksi[#]				
HF	Asam fluorida	$\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$	1	F^-
HCl	Asam klorida	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	1	Cl^-
HBr	Asam bromida	$\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$	1	Br^-
HI	Asam iodida	$\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	1	I^-
HCN	Asam sianida	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	1	CN^-
H ₂ S	Asam sulfida	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	2	S^{2-}
Asam oksid[#]				
HNO ₂ ^{*)}	Asam nitrit	$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	1	NO_2^-
HNO ₃	Asam nitrat	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	1	NO_3^-
H ₂ SO ₃ ^{*)}	Asam sulfit	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	2	SO_3^{2-}
H ₂ SO ₄	Asam sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	2	SO_4^{2-}
H ₃ PO ₃	Asam fosfit	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{HPO}_3^{2-}$	2	HPO_3^{2-}
H ₃ PO ₄	Asam fosfat	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	3	PO_4^{3-}
H ₂ CO ₃ ^{*)}	Asam karbonat	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	2	CO_3^{2-}
HClO ₄	Asam perklorat	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	1	ClO_4^-
Asam organik[#]				
HCOOH	Asam format (<i>asam semut</i>)	$\text{HCOOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	1	HCOO^-
CH ₃ COOH	Asam asetat (<i>asam cuka</i>)	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1	CH_3COO^-
C ₆ H ₅ COOH	Asam benzoat	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	1	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
H ₂ C ₂ O ₄	Asam oksalat	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	2	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

*) Asam hipotetis, asam yang tidak stabil, segera terurai menjadi zat lain. Asam hipotetis di atas terurai menurut persamaan

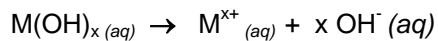


Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 4 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

#) Asam nonoksi adalah asam yang tidak mempunyai oksida asam. Asam oksida adalah asam yang mempunyai oksida asam. Asam organik adalah asam yang tergolong senyawa organik. Asam organik tidak mempunyai oksida asam.

Basa Arrhenius adalah hidroksida logam, $M(OH)_x$, yang dalam air terurai sebagai berikut:



Jumlah ion OH^{-} yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut valensi basa. Beberapa contoh basa diberikan pada Tabel 3.

Tabel 3. Beberapa basa dan reaksi ionisasinya

Rumus Basa	Nama Basa	Reaksi Ionisasi	Valensi
NaOH	Natrium hidroksida	$NaOH \rightarrow Na^{+} + OH^{-}$	1
KOH	Kalium hidroksida	$KOH \rightarrow K^{+} + OH^{-}$	1
$Mg(OH)_2$	Magnesium hidroksida	$Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2 OH^{-}$	2
$Ca(OH)_2$	Kalsium hidroksida	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2 OH^{-}$	2
$Sr(OH)_2$	Stronsium hidroksida	$Sr(OH)_2 \rightarrow Sr^{2+} + 2 OH^{-}$	2
$Ba(OH)_2$	Barium hidroksida	$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2 OH^{-}$	2
$Al(OH)_3$	Aluminium hidroksida	$Al(OH)_3 \rightarrow Al^{3+} + 3 OH^{-}$	3
$Fe(OH)_2$	Besi(II) hidroksida	$Fe(OH)_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2 OH^{-}$	2
$Fe(OH)_3$	Besi(III) hidroksida	$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3 OH^{-}$	3

B. Tetapan Kesetimbangan Air (K_w)

Air merupakan elektrolit sangat lemah yang dapat terionisasi menjadi ion H^{+} dan ion OH^{-}

Air merupakan elektrolit yang sangat lemah. Air dapat menghantarkan listrik karena terionisasi menjadi ion H^{+} dan ion OH^{-} menurut reaksi kesetimbangan :



Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 5 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

$$K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Oleh karena $[H_2O]$ dapat dianggap konstan, maka hasil perkalian $K_c \times [H_2O]$ adalah merupakan suatu konstanta yang disebut *tetapan kesetimbangan air* (K_w).

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \dots\dots\dots (2)$$

Harga K_w pada berbagai suhu dapat dilihat pada Tabel 4 berikut.

Tabel 4. Harga K_w pada berbagai suhu

Suhu (°C)	K_w
0	$0,114 \times 10^{-14}$
10	$0,295 \times 10^{-14}$
20	$0,676 \times 10^{-14}$
25	$1,00 \times 10^{-14}$
60	$9,55 \times 10^{-14}$
100	$55,0 \times 10^{-14}$

Dari Tabel 4 dapat disimpulkan bahwa harga tetapan kesetimbangan air bertambah besar dengan bertambahnya suhu. Hal ini menunjukkan bahwa reaksi ionisasi air merupakan reaksi endoterm.

Dalam air murni sesuai dengan Persamaan (1), konsentrasi ion H^+ sama besar dengan konsentrasi OH^- .

Dalam air murni : $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w}$

Pada suhu kamar (sekitar 25°C), $K_w = 1 \times 10^{-14}$, maka:

$$\begin{aligned}
 [H^+] = [OH^-] &= \sqrt{1,00 \times 10^{-14}} \\
 &= 10^{-7} \text{ mol/liter}
 \end{aligned}$$

C. Indikator Asam-Basa

Indikator asam-basa adalah zat warna yang mempunyai warna berbeda dalam larutan yang bersifat asam dan dalam larutan yang bersifat basa. Oleh karena itu, indikator asam-basa dapat digunakan untuk membedakan larutan asam dan larutan basa. Contohnya

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 6 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

adalah kertas lakmus. Lakmus berwarna merah pada larutan asam dan berwarna biru pada larutan basa.

Di dalam laboratorium, indikator yang sering digunakan selain kertas lakmus adalah fenoltalein, metil merah, dan metil jingga.

Tabel 5. Beberapa indikator asam-basa

Indikator	Larutan Asam	Larutan Basa	Larutan Netral
Fenoltalein	Tidak berwarna	Merah dadu	Tidak berwarna
Metil merah	Merah	Kuning	Kuning
Metil jingga	merah	Kuning	Kuning

D. Kekuatan Asam-Basa

Asam kuat dan basa kuat terionisasi seluruhnya dalam air, sedangkan asam lemah dan basa lemah terionisasi sebagian dalam air.

Larutan asam dan basa termasuk golongan larutan elektrolit. Larutan elektrolit dapat menghantarkan listrik. Zat yang larutannya mempunyai daya hantar baik walaupun konsentrasinya kecil, disebut elektrolit kuat. Zat yang larutannya mempunyai daya hantar kurang baik walaupun konsentrasinya relatif besar, disebut elektrolit lemah.

Daya hantar listrik setiap larutan tergantung pada besarnya konsentrasi ion-ion dalam larutan tersebut. Elektrolit kuat terionisasi seluruhnya sehingga konsentrasi ion-ion dalam larutan relatif lebih besar. Elektrolit lemah terionisasi sebagian kecil sehingga konsentrasi ion-ion didalamnya relatif kecil. Banyak sedikitnya zat elektrolit yang terionisasi dinyatakan dengan derajat ionisasi (α), yaitu bilangan yang menunjukkan perbandingan antara jumlah zat yang terion dan jumlah zat yang dilarutkan.

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah zat yang terion}}{\text{Jumlah zat yang dilarutkan}}$$

Harga derajat ionisasi berkisar antara 0 dan 1. Elektrolit kuat mempunyai $\alpha = 1$, sedangkan elektrolit lemah mempunyai harga α yang mendekati nol.

Contoh asam kuat : HCl, HI, HBr, H₂SO₄, HClO₄

Contoh asam lemah : CH₃COOH, H₂S, H₂CO₃

Contoh basa kuat : NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂

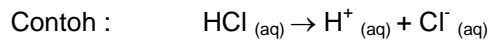
Contoh basa lemah : NH₄OH

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

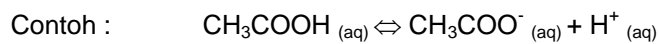
	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 7 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

E. Tetapan Setimbang Asam (K_a) dan Tetapan Setimbang Basa (K_b)

Asam kuat terionisasi seluruhnya, sehingga reaksi ionisasinya adalah reaksi yang berkesudahan.



Sebaliknya, asam lemah terionisasi sebagian sehingga membentuk reaksi kesetimbangan.



Secara umum, ionisasi asam lemah valensi satu dapat dinyatakan dengan rumus sebagai berikut:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \dots\dots\dots (4)$$

Pada reaksi ionisasi asam lemah valensi satu, $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$. Apabila konsentrasi awal $[\text{HA}]$ adalah sebesar M, maka :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{M}$$

$$[\text{H}^+]^2 = K_a \cdot M$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \quad \dots\dots\dots (5)$$

dengan: K_a = tetapan ionisasi asam

M = konsentrasi asam (satuannya M atau mol/liter)

Makin kuat asam, maka semakin banyak ion yang terbentuk, sehingga harga K_a semakin besar. Oleh karena itu, harga K_a merupakan ukuran kekuatan asam.

Seperti halnya asam lemah, ionisasi basa lemah valensi satu dapat dinyatakan dengan rumus sebagai berikut:



$$K_b = \frac{[\text{L}^+][\text{OH}^-]}{[\text{LOH}]} \quad \dots\dots\dots (7)$$

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

	FAKULTAS TEKNIK		
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA		
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR		
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008
Semester I	BAB VIII		Prodi Teknik Boga

Pada reaksi ionisasi basa lemah valensi satu, $[L^+] = [OH^-]$. Apabila konsentrasi awal $[LOH]$ adalah sebesar M , maka :

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{M}$$

$$[OH^-]^2 = K_b \cdot M$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M} \quad \dots\dots\dots (8)$$

dengan: K_b = tetapan ionisasi basa
 M = konsentrasi basa (satuannya M atau mol/liter)

F. Derajat Keasaman (pH) Larutan

pH larutan menyatakan konsentrasi ion H^+ dalam larutan.

Asam cuka 2 M lebih asam daripada asam cuka 1 M. Pernyataan ini mudah dipahami dan tidak memerlukan penjelasan. Akan tetapi, untuk memahami bahwa HCl 1 M lebih asam daripada asam cuka 1 M, diperlukan sedikit penjelasan. Pembawa sifat asam adalah H^+ , oleh karena itu tingkat keasaman larutan tergantung pada konsentrasi ion H^+ dalam larutan. HCl adalah asam kuat, sedangkan asam cuka adalah asam lemah. Jadi, walaupun konsentrasi kedua asam tersebut sama, tetapi HCl mengandung ion H^+ lebih banyak, sehingga HCl 1 M lebih asam daripada asam cuka 1 M.

Konsentrasi H^+ dalam larutan adalah sangat kecil. Contohnya, konsentrasi H^+ dalam air adalah 1×10^{-7} M. Untuk menghindari penggunaan bilangan yang kecil, maka konsentrasi H^+ dinyatakan dengan:

$$pH = - \log [H^+] \quad \dots\dots\dots (9)$$

Dengan cara yang sama, maka:

$$pOH = - \log [OH^-] \quad \dots\dots\dots (10)$$

$$pK_w = - \log K_w \quad \dots\dots\dots (11)$$

Contoh:

Jika konsentrasi ion $H^+ = 0,1$ M, maka nilai $pH = - \log 0,1 = - \log 10^{-1} = 1$

Jika konsentrasi ion $H^+ = 0,01$ M, maka nilai $pH = - \log 0,01 = - \log 10^{-2} = 2$

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 9 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

Makin besar konsentrasi ion H^+ , makin kecil nilai pH. Larutan dengan pH = 1 adalah 10 kali lebih asam daripada larutan dengan pH = 2 .

Bagaimana hubungan antara pH dengan pOH? Dari persamaan (2) diperoleh:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \dots\dots\dots (2)$$

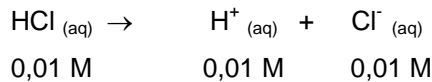
$$pK_w = pH + pOH \dots\dots\dots (12)$$

Pada suhu kamar, harga $K_w = 1 \times 10^{-14}$, maka:

- larutan netral : pH = pOH = 7
- larutan asam : pH < 7
- larutan basa : pH > 7

Contoh menentukan pH larutan asam:

(1) Berapakah pH larutan HCl 0,01 M?



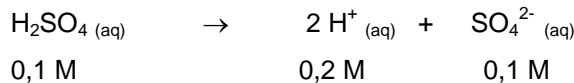
$$[H^+] = 0,01 \text{ M}$$

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

$$= - \log 0,01 = - \log 10^{-2}$$

$$= 2$$

(2) Berapakah pH larutan H_2SO_4 0,1 M?



$$[H^+] = 0,2 \text{ M}$$

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

$$= - \log 0,2 = - \log 2 \times 10^{-1}$$

$$= 1 - \log 2$$

(3) Berapakah pH larutan asam cuka 0,1 M? Diketahui $K_a = 10^{-5}$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot 0,1}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3}$$

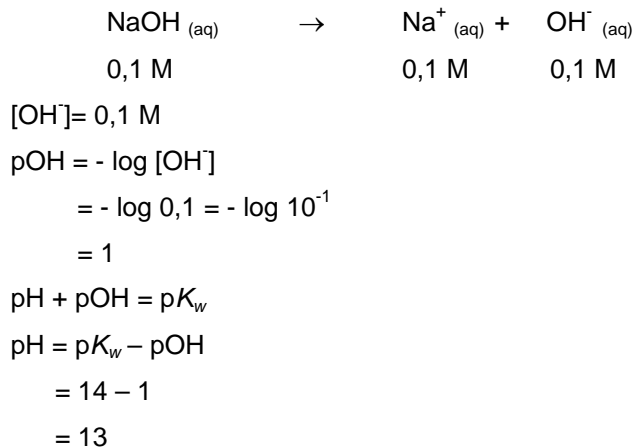
Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	--	--

	FAKULTAS TEKNIK			
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA			
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR			
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008	Hal 10 dari 11
Semester I		BAB VIII		Prodi Teknik Boga

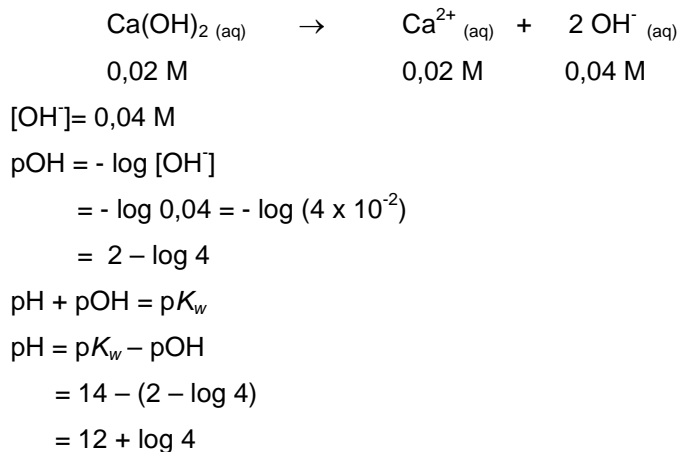
$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\
 &= -\log 10^{-3} \\
 &= 3
 \end{aligned}$$

Contoh menentukan pH larutan basa:

(1) Berapakah pH larutan NaOH 0,1 M?



(2) Berapakah pH larutan Ca(OH)₂ 0,02 M?



(3) Berapakah pH larutan NH₄OH 0,4 M? Diketahui $K_b = 10^{-5}$

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b \cdot M} \\
 [\text{OH}^-] &= \sqrt{10^{-5} \cdot 0,4} \\
 [\text{OH}^-] &= \sqrt{10^{-5} \cdot 4 \cdot 10^{-1}} = \sqrt{4 \cdot 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-3}
 \end{aligned}$$

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	---	--

	FAKULTAS TEKNIK		
	UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA		
	BAHAN AJAR KIMIA DASAR		
	No. BAK/TBB/SBG201	Revisi : 00	Tgl. 01 Mei 2008
Semester I	BAB VIII		Prodi Teknik Boga

$$\begin{aligned}
 \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\
 &= -\log (2 \cdot 10^{-3}) \\
 &= 3 - \log 2 \\
 \text{pH} + \text{pOH} &= \text{p}K_w \\
 \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{pOH} \\
 &= 14 - (3 - \log 2) = 11 + \log 2
 \end{aligned}$$

Latihan soal:

Hitunglah pH dari larutan berikut ini:

- a. HI 0,2 M
- b. H₂SO₄ 0,01 M
- c. KOH 0,001 M
- d. Ba(OH)₂ 0,01 M

Dibuat oleh : Andian Ari A., M.Sc	Dilarang memperbanyak sebagian atau seluruh isi dokumen tanpa ijin tertulis dari Fakultas Teknik Universitas Negeri Yogyakarta	Diperiksa oleh : Nani Ratnaningsih, M.P
--------------------------------------	--	--