

Konsep Asam-Basa, Kestimbangan Asam – Basa dan Kestimbangan Ion dalam Larutan

Oleh:
Dr. Deana Wahyuningrum, S.Si., M.Si.
Kimia FMIPA – ITB

- Teori dan Konsep Asam-Basa
- Kestimbangan Asam-Basa
- Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan



https://asset.kompas.com/crops/5K1LFUimlPoX7g1fwequLVU_GiQ=/0x11:985x668/750x500/data/photo/2021/09/27/61519d16804a6.jpg

DW_Kimia ITB

1

Teori dan konsep asam – basa



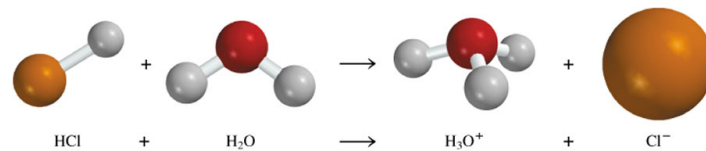
https://asset.kompas.com/crops/5K1LFUimlPoX7g1fwequLVU_GiQ=/0x11:985x668/750x500/data/photo/2021/09/27/61519d16804a6.jpg

DW_Kimia ITB

2

Definisi Asam-Basa Arrhenius

- Asam: segala sesuatu yang menghasilkan ion hidrogen dalam larutan air
 - $\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- Basa: segala sesuatu yang menghasilkan ion hidroksida dalam larutan air.
 - $\text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- Definisi Arrhenius hanya terbatas untuk larutan dalam air.

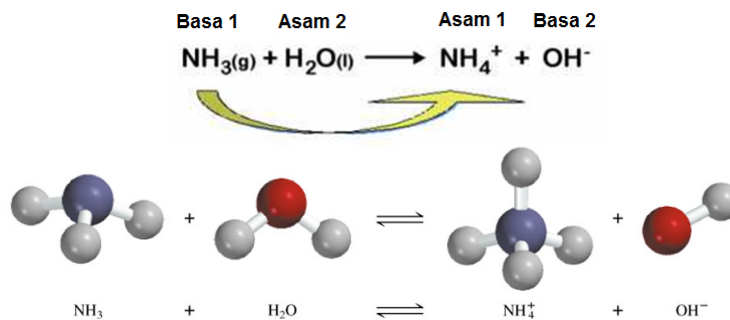


DW_Kimia ITB

3

Definisi Asam-Basa Brønsted Lowry

- Asam: donor proton
- Basa: akseptor proton
- Definisi ini menjelaskan bagaimana suatu zat seperti amonia dapat bertindak sebagai basa.



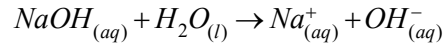
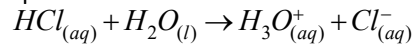
DW_Kimia ITB

4

Definisi Asam-Basa Brønsted Lowry

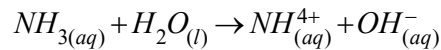
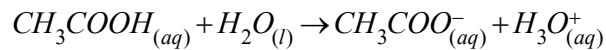
- Asam dan Basa Kuat

- Dianggap mengion sempurna



- Asam dan Basa Lemah

- Tidak mengion sempurna

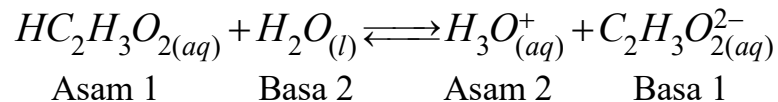


DW_Kimia ITB

5

Definisi Asam-Basa Brønsted Lowry

- Ketika suatu asam Brønsted Lowry dilarutkan dalam air, air bertindak sebagai basa.
- $H_3O^+(aq)$ disebut ion hidronium. Ion ini merupakan asam terkuat yang dapat ditemukan dalam larutan air, sedangkan ion OH^- merupakan basa terkuat yang ada dalam larutan air (*aqueous*).



DW_Kimia ITB

6

Definisi Asam-Basa Brønsted Lowry

- Pasangan Asam-Basa Konjugasi
 - Asam dan Basa yang berhubungan dengan hilangnya atau diperolehnya H^+ sebagai H_3O^+ dan H_2O .
 - Jika asamnya adalah asam kuat, maka basa konjugasinya merupakan basa lemah; sebaliknya jika asamnya adalah asam lemah, maka basa konjugasinya merupakan basa kuat.
 - Jika basanya adalah basa kuat atau basa lemah, maka asam konjugasinya adalah asam lemah atau asam kuat.

Asam	Basa
H_3O^+	H_2O
$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$
NH_4^+	NH_3
H_2SO_4	HSO_4^-
HSO_4^-	SO_4^{2-}

DW_Kimia ITB

7

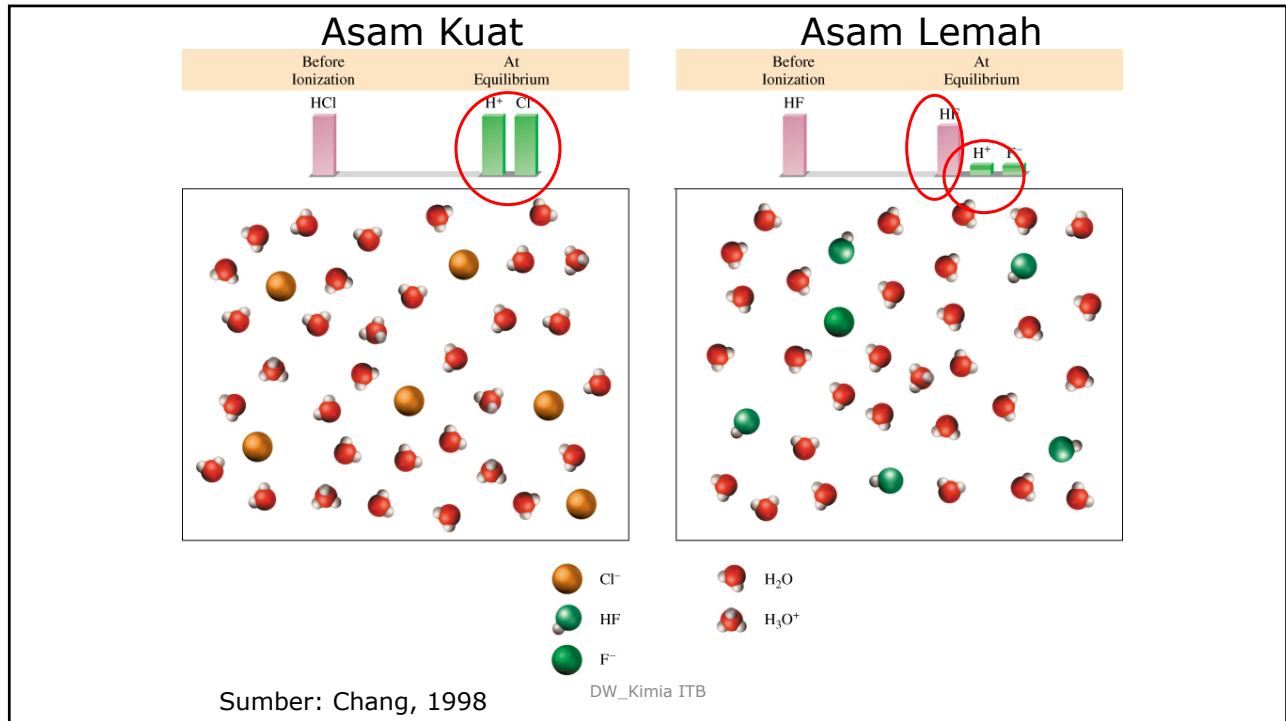
TABLE 15.2 Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

	Acid	Conjugate Base	
Strong acids	$HClO_4$ (perchloric acid)	ClO_4^- (perchlorate ion)	Acid strength increases ↑
	HI (hydroiodic acid)	I^- (iodide ion)	
	HBr (hydrobromic acid)	Br^- (bromide ion)	
	HCl (hydrochloric acid)	Cl^- (chloride ion)	
	H_2SO_4 (sulfuric acid)	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)	
	HNO_3 (nitric acid)	NO_3^- (nitrate ion)	
	H_3O^+ (hydronium ion)	H_2O (water)	
Weak acids	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)	SO_4^{2-} (sulfate ion)	Base strength increases ↓
	HF (hydrofluoric acid)	F^- (fluoride ion)	
	HNO_2 (nitrous acid)	NO_2^- (nitrite ion)	
	$HCOOH$ (formic acid)	$HCOO^-$ (formate ion)	
	CH_3COOH (acetic acid)	CH_3COO^- (acetate ion)	
	NH_4^+ (ammonium ion)	NH_3 (ammonia)	
	HCN (hydrocyanic acid)	CN^- (cyanide ion)	
	H_2O (water)	OH^- (hydroxide ion)	
	NH_3 (ammonia)	NH_2^- (amide ion)	

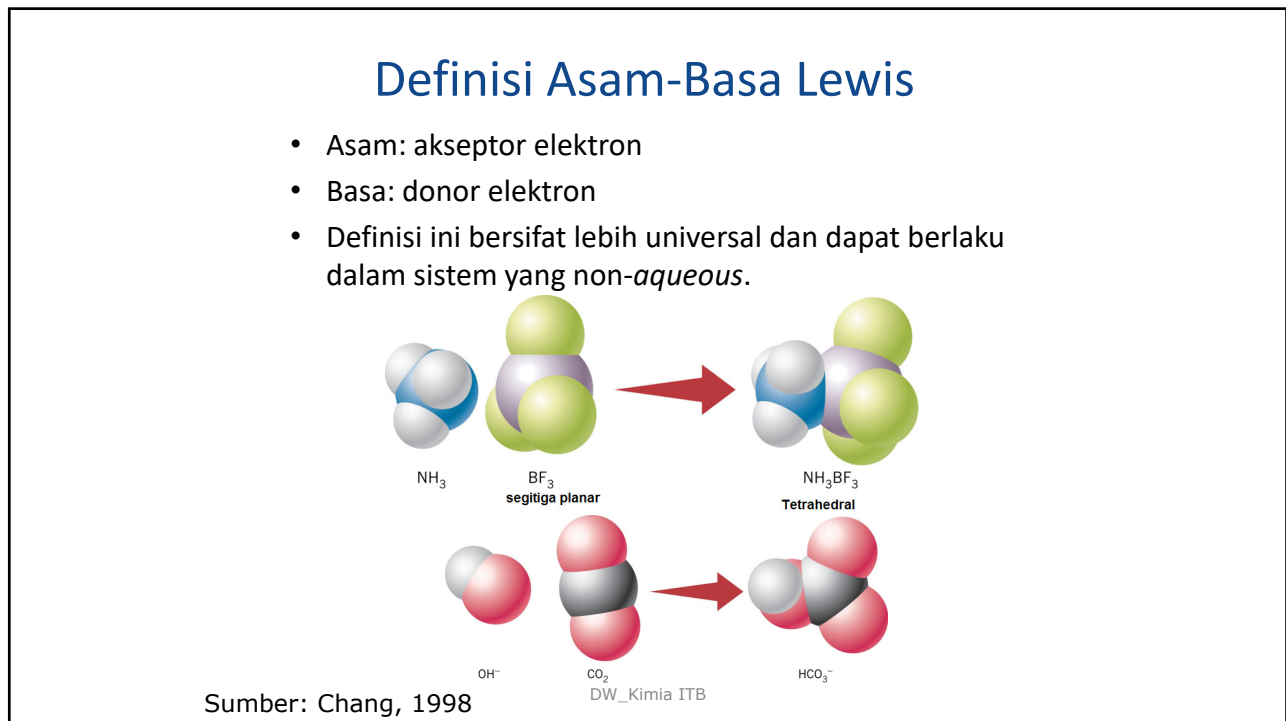
Sumber: Chang, 1998

DW_Kimia ITB

8



9



10

Beberapa Asam dan Basa

Asam	Rumus Molekul	Kemolaran*
Nitrat	HNO_3	16
Hidroklorida	HCl	12
Sulfat	H_2SO_4	18
Asetat	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	18

Basa	Rumus Molekul	Kemolaran*
Amonia	$\text{NH}_3(\text{aq})$	15
Natrium hidroksida	NaOH	padat

*Pekat

DW_Kimia ITB

11

Beberapa Asam dan Basa

Asam

Citrus fruits
Aspirin
Coca Cola
Vinegar
Vitamin C

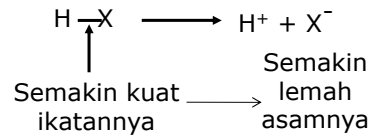
Basa

Baking soda
Detergents
Ammonia cleaners
Tums and Rolaids
Soap

DW_Kimia ITB

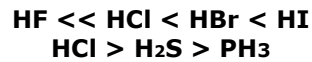
12

Hubungan antara Struktur Molekul dan Sifat Asam-Basa



Bond	Bond Enthalpy (kJ/mol)	Acid Strength
H—F	568.2	weak
H—Cl	431.9	strong
H—Br	366.1	strong
H—I	298.3	strong

Sumber: Chang, 1998

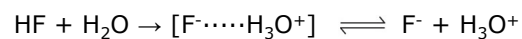


DW_Kimia ITB

13

Kekuatan Asam Biner

	HI	HBr	HCl	HF	
<i>Panjang ikatan</i>	160,9	> 141,4	> 127,4	> 91,7	pm
<i>Energi ikatan</i>	297	< 368	< 431	< 569	kJ/mol
<i>Kekuatan asam, K_a</i>	10^9	> 10^8	> $1,3 \times 10^6$	>> $6,6 \times 10^{-4}$	



Pasangan ion *Ion bebas*
Ikatan hidrogen

DW_Kimia ITB

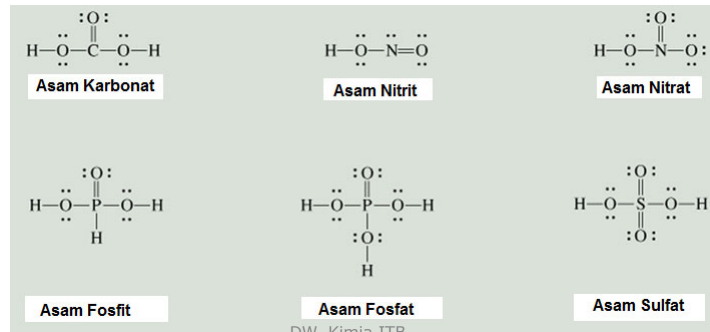
14

Hubungan antara Struktur Molekul dan Sifat Asam-Basa



Ikatan O-H akan bersifat lebih polar dan lebih mudah putus jika:

- Z sangat elektronegatif, atau
- Z berada dalam tingkat oksidasi tinggi



15

Hubungan Antara Kekuatan Asam dan Keelektonegatifan

TABLE 10.4 Correlation of Acid Strength and Electronegativity

Acid, HXO	Structure*	Electronegativity of atom X	pK _a
hypochlorous acid, HClO	$\begin{array}{c} \leftarrow \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	3.2	7.53
hypobromous acid, HBrO	$\begin{array}{c} \leftarrow \\ \text{:}\ddot{\text{Br}}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	3.0	8.69
hypoiodous acid, HIO	$\begin{array}{c} \leftarrow \\ \text{:}\ddot{\text{I}}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	2.7	10.64

*The red arrows indicate the direction of the shift of electron density away from the O—H bond.

Sumber: Atkins dan Jones, 2004

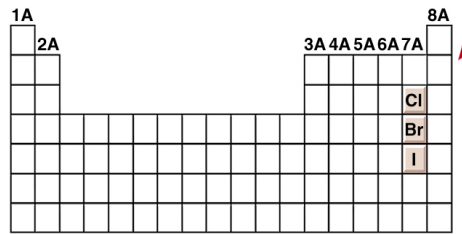
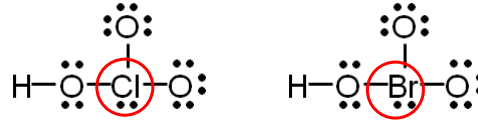
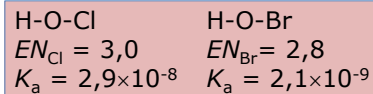
Kesimpulan: semakin besar keelektonegatifan atom pusat, maka semakin kuat asam okso tersebut

DW_Kimia ITB

16

Hubungan antara Struktur Molekul dan Sifat Asam-Basa

- Untuk Asam Okso yang memiliki atom pusat (Z) berbeda namun berasal dari satu golongan dengan bilangan oksidasi yang sama, maka sifat asamnya akan bertambah dengan bertambahnya keelektronegatifan Z.
- Contoh: Cl lebih elektronegatif daripada Br dan I, sehingga kekuatan asam $\text{HClO}_3 > \text{HBrO}_3 > \text{HIO}_3$

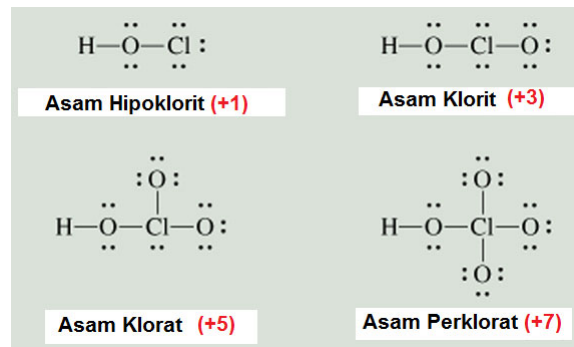


DW_Kimia ITB

17

Hubungan antara Struktur Molekul dan Sifat Asam-Basa

- Untuk Asam Okso yang memiliki atom pusat (Z) sama tetapi jumlah gugus oksigen yang terikat berbeda, maka sifat asamnya bertambah dengan meningkatnya bilangan oksidasi Z.
- Contoh: Keasaman $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$



DW_Kimia ITB

18

Hubungan Antara Kekuatan Asam dengan Bilangan Oksidasi

TABLE 10.5 Correlation of Acid Strength and Oxidation Number

Acid	Structure*	Oxidation number of chlorine atom	pK _a
hypochlorous acid, HClO		+1	7.53
chlorous acid, HClO ₂		+3	2.00
chloric acid, HClO ₃		+5	strong
perchloric acid, HClO ₄		+7	strong

*The red arrows indicate the direction of the shift of electron density away from the O—H bond. The Lewis structures shown are the ones with the most favorable formal charges, but it is unlikely that the bond orders are as high as these structures suggest.

Sumber: Atkins dan Jones, 2004

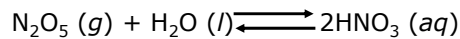
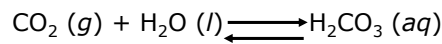
Kesimpulan: semakin tinggi bilangan oksidasi atom pusat, maka semakin kuat asam oksso tersebut

DW_Kimia ITB

19

Beberapa Senyawa Oksida dari Unsur-unsur Utama dalam Tingkat Oksidasi Tertingginya

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A											
		<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="background-color: #d9ead3; padding: 5px;">Oksida Basa</div> <div style="background-color: #d9ead3; padding: 5px;">Oksida Asam</div> <div style="background-color: #d9ead3; padding: 5px;">Oksida Amfoter</div> </div>																										
Li ₂ O	BeO												B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂											
Na ₂ O	MgO												Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇											
K ₂ O	CuO												Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇											
Rb ₂ O	SrO												In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇											
Cs ₂ O	BaO												Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇											



DW_Kimia ITB

20

Hubungan Antara Kekuatan Asam dengan Struktur Molekul

TABLE 10.6 Correlations of Molecular Structure and Acid Strength

Acid type	Trend	
Binary	1 The more polar the H—A bond, the stronger the acid. <i>This effect is dominant for acids of the same period.</i>	
	2 The weaker the H—A bond, the stronger the acid. <i>This effect is dominant for acids of the same group.</i>	
Oxoacid	1 The greater the number of O atoms attached to the central atom (the greater the oxidation number of the central atom), the stronger the acid.	
	2 For the same number of O atoms attached to the central atom, the greater the electronegativity of the central atom, the stronger the acid.	
Carboxylic	1 The greater the electronegativities of the groups attached to the carboxyl group, the stronger the acid.	

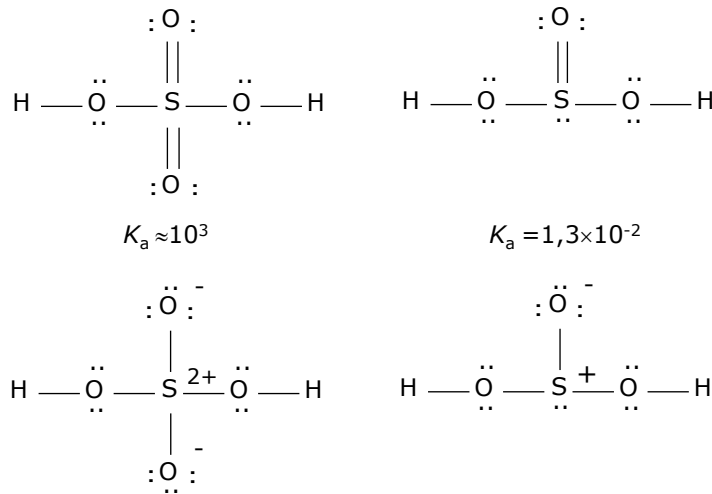
In each diagram, the vertical orange arrow indicates the corresponding increase in acid strength.
 Sumber: Atkins dan Jones, 2004 DW_Kimia ITB

Kesimpulan:

1. Untuk asam biner H-A: semakin polar ikatan H-A → semakin asam
2. Untuk asam biner H-A: semakin lemah ikatan H-A → semakin asam
3. Untuk Asam-okso: semakin banyak atom O terikat pada atom pusat → semakin asam
4. Untuk asam-okso: Jika atom O yang terikat pada atom pusat jumlahnya sama, maka semakin besar keelektronegatifan atom pusat → semakin asam
5. Untuk asam karboksilat: semakin besar keelektronegatifan gugus yang terikat pada gugus karboksil → semakin asam

21

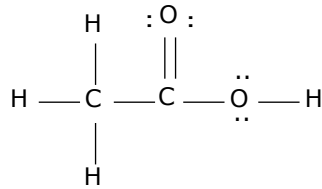
Perbandingan kekuatan asam okso yang beratom pusat sama



DW_Kimia ITB

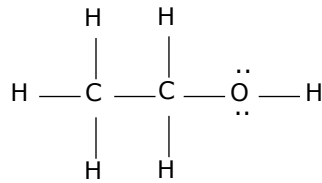
22

Kekuatan Asam Organik



Asam asetat

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$



etanol

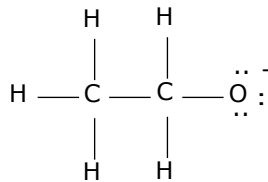
$$K_a = 1,3 \times 10^{-16}$$

DW_Kimia ITB

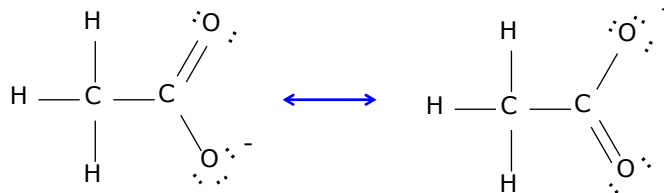
23

Faktor Kestabilan Anion Mempengaruhi Keasamaan

Ion Etoksida



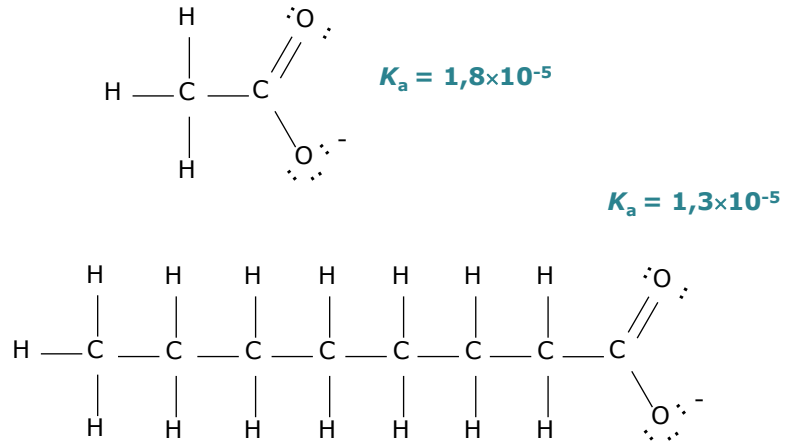
Ion Asetat



DW_Kimia ITB

24

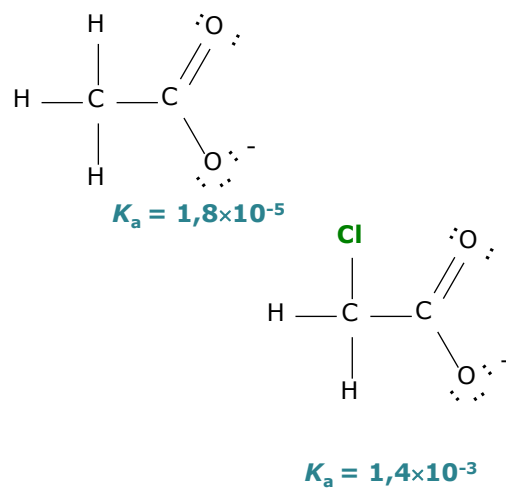
Pengaruh Struktur Terhadap Keasaman Asam Organik



DW_Kimia ITB

25

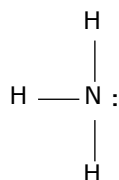
Pengaruh Struktur Terhadap Keasaman Asam Organik



DW_Kimia ITB

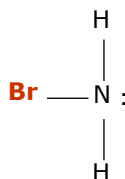
26

Kekuatan Amina sebagai Basa



ammonia

$$pK_b = 4,74$$



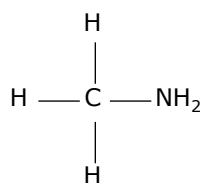
bromamina

$$pK_b = 7,61$$

DW_Kimia ITB

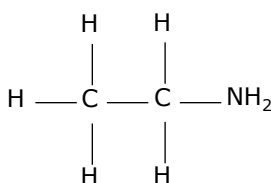
27

Kekuatan Amina sebagai Basa



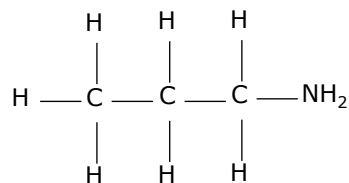
metilamina

$$pK_b = 4,74$$



etilamina

$$pK_b = 3,38$$



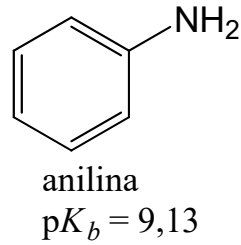
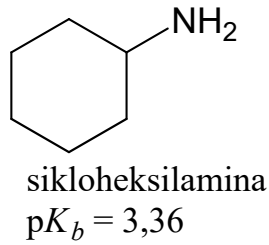
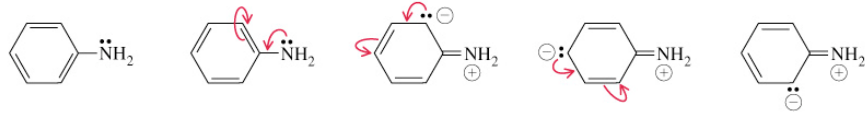
propilamina

$$pK_b = 3,37$$

DW_Kimia ITB

28

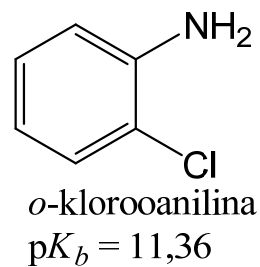
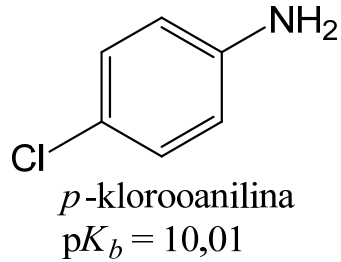
Pengaruh Resonansi Terhadap Kebasaan Basa Organik



DW_Kimia ITB

29

Pengaruh Induktif Terhadap Kebasaan Basa Organik



DW_Kimia ITB

30

Keseimbangan Asam – Basa



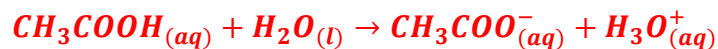
https://asset.kompas.com/crops/5K1LFUimlPoX7gIfwequLVU_GIQ=/0x11:985x668/750x500/data/photo/2021/09/27/61519d16804a6.jpg

DW_Kimia ITB

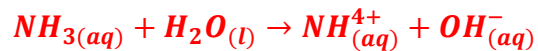
31

Autoionisasi Air

- Air adalah zat amfoter, bisa bertindak sebagai asam maupun basa:

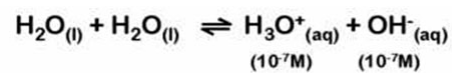


Basa



Asam

- Autoionisasi: ketika molekul air bereaksi satu sama lain membentuk ion-ionnya, dengan catatan bahwa $[\text{H}_2\text{O}]$ adalah tetap dan telah tercakup dalam K_w :



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$= 1,0 \times 10^{-14} \text{ pada } 25^\circ\text{C}$$

Hasil Kali
kelarutan air

DW_Kimia ITB

32

Tetapan Ionisasi Air, K_w

- K_w adalah tetapan kesetimbangan yang bergantung pada suhu. Biasanya digunakan suhu 25 °C sebagai standar.
- K_w adalah representasi perkalian antara K_a (tetapan ionisasi asam) dan K_b (tetapan ionisasi basa).

Suhu (°C)	K_w
0	$1,153 \times 10^{-15}$
20	$6,870 \times 10^{-15}$
25	$1,012 \times 10^{-14}$
30	$1,459 \times 10^{-14}$
50	$5,310 \times 10^{-14}$

DW_Kimia ITB

33

pH dan skala “p” yang lain

- Untuk mengukur dan menentukan keasaman dan kebasaan pada trayek konsentrasi yang sangat besar, diperlukan suatu skala yang disebut “p” (=power = poisson = kekuatan).
- pH didefinisikan sejak tahun 1909 untuk menentukan keasaman/kebasaan dalam skala logaritma konsentrasi ion H^+/OH^- .

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

$$\text{pOH} = -\log[OH^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

DW_Kimia ITB

34

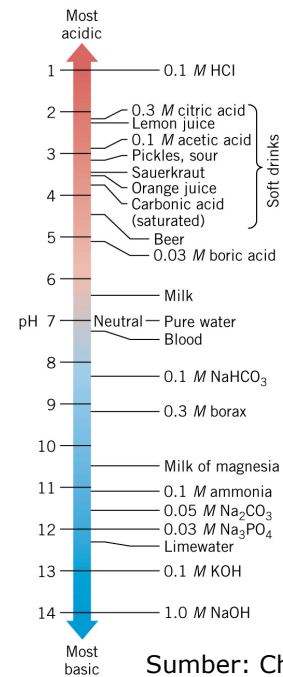
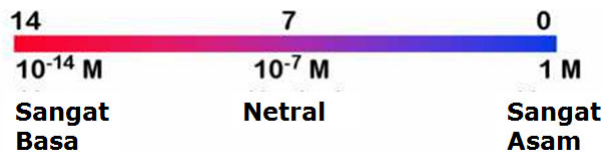
Perhitungan pH dan pOH

- Tentukan nilai pH dari $[H^+] = 6,7 \times 10^{-3} M$;
– Jawab: $pH = -\log [H^+] = 2,2$
- Tentukan nilai pH dari $[H^+] = 5,2 \times 10^{-12} M$;
– Jawab: $pH = ???$
- Tentukan $[H^+]$ jika $pH = 4,5$.
– Jawab: $[H^+] = 3,2 \times 10^{-5} M$
- Tentukan pOH dari $1,7 \times 10^{-4} M NaOH$
– Jawab: $pOH = 3,8$; $pH = 10,2$
- Tentukan pH dari $5,2 \times 10^{-12} M OH^-$
– Jawab: $pH = ???$
- Tentukan $[OH^-]$ jika $pH = 4,5$
– Jawab: $pOH = 9,5$, jadi $[OH^-] = 3,2 \times 10^{-10} M$

DW_Kimia ITB

35

Skala pH



Sumber: Chang, 1998

DW_Kimia ITB

36

pH Beberapa Material

Bahan	pH
1 M HCl	0,0
Asam lambung	1,0 – 3,0
Jus lemon	2,2 – 2,4
Coke	2,5
Kopi	5,0
Air murni	7,0
Darah	7,35 – 7,45
Obat maag	10,5
Amonia pembersih	12,0
1 M NaOH	14,0

DW_Kimia ITB

37

Kekuatan Asam-Basa

- Untuk asam dan basa kuat, pH dan pOH dapat langsung dihitung berdasarkan konsentrasi yang diketahui.
- Contoh: 0,15 M HCl menghasilkan 0,15 M H⁺
 - pH = 0,82
 - pOH = 14 – pH = 13,18
- 0,052 M NaOH menghasilkan 0,052 M OH⁻
 - pOH = 1,28
 - pH = 14 – pOH = 12,72
- Asumsi perhitungan pH di atas tidak berlaku untuk larutan asam atau basa yang sangat encer ($< 10^{-6} M$)

DW_Kimia ITB

38

Tetapan Disosiasi Asam, K_a

- Ionisasi asam lemah dapat diberikan sesuai reaksi berikut:



- Kekuatan suatu asam lemah berhubungan dengan nilai tetapan kesetimbangan, K_a .

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

DW_Kimia ITB

39

Kesetimbangan Asam Lemah

- Contoh: tentukan pH larutan asam benzoat 0,10 M pada 25 °C jika $K_a = 6,28 \times 10^{-5}$.

- Jawab:



- Tahap pertama adalah menuliskan tetapan kesetimbangan asam lemah:

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

DW_Kimia ITB

40

Kesetimbangan Asam Lemah

- Diasumsikan $[Bz^-]$ diabaikan terhadap $[HBz]$. Adanya kontribusi H_3O^+ dari air pun diabaikan.

	HBz(aq)	\rightleftharpoons	$H_3O^+(aq)$	+	$Bz^-(aq)$
I Kons. Awal, M	0,10		0,00		0,00
C Perubahan, ΔM	-x		-x		-x
E Kons. Setimbang, M	0,10 - x		x		x

$$[H_3O^+] = [Bz^-] = x$$

$$K_a = 6,28 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10}$$

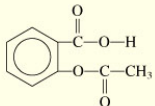
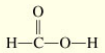
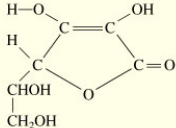
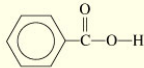
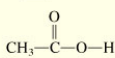
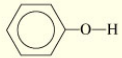
$$x = \sqrt{(6,28 \times 10^{-5})(0,10)} = 0,0025 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 2,60$$

DW_Kimia ITB

41

TABLE 15.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Their Conjugate Bases at 25°C

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Hydrofluoric acid	HF	H—F	7.1×10^{-4}	F^-	1.4×10^{-11}
Nitrous acid	HNO_2	O=N—O—H	4.5×10^{-4}	NO_2^-	2.2×10^{-11}
Acetylsalicylic acid (aspirin)	$C_9H_8O_4$		3.0×10^{-4}	$C_9H_7O_4^-$	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH		1.7×10^{-4}	$HCOO^-$	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid*	$C_6H_8O_6$		8.0×10^{-5}	$C_6H_7O_6^-$	1.3×10^{-10}
Benzoic acid	C_6H_5COOH		6.5×10^{-5}	$C_6H_5COO^-$	1.5×10^{-10}
Acetic acid	CH_3COOH		1.8×10^{-5}	CH_3COO^-	5.6×10^{-10}
Hydrocyanic acid	HCN	H—C≡N	4.9×10^{-10}	CN^-	2.0×10^{-5}
Phenol	C_6H_5OH		1.3×10^{-10}	$C_6H_5O^-$	7.7×10^{-5}

*For ascorbic acid it is the upper left hydroxyl group that is associated with this ionization constant.

DW_Kimia ITB

Sumber: Chang, 1998

42

Tetapan Disosiasi Basa, K_b

- Ionisasi basa lemah dapat dituliskan dengan persamaan kesetimbangan:



- Kekuatan suatu basa lemah berhubungan dengan tetapan kesetimbangan, K_b .

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

DW_Kimia ITB

43

TABLE 15.4 Ionization Constants of Some Weak Bases and Their Conjugate Acids at 25°C					
Name of Base	Formula	Structure	K_b^*	Conjugate Acid	K_a
Ethylamine	$C_2H_5NH_2$		5.6×10^{-4}	$C_2H_5NH_3^+$	1.8×10^{-11}
Methylamine	CH_3NH_2		4.4×10^{-4}	$CH_3NH_3^+$	2.3×10^{-11}
Ammonia	NH_3		1.8×10^{-5}	NH_4^+	5.6×10^{-10}
Pyridine	C_5H_5N		1.7×10^{-9}	$C_5H_5NH^+$	5.9×10^{-6}
Aniline	$C_6H_5NH_2$		3.8×10^{-10}	$C_6H_5NH_3^+$	2.6×10^{-5}
Caffeine	$C_8H_{10}N_4O_2$		5.3×10^{-14}	$C_8H_{11}N_4O_2^+$	0.19
Urea	$(NH_2)_2CO$		1.5×10^{-14}	$H_2NCONH_3^+$	0.67

*The nitrogen atom with the lone pair accounts for each compound's basicity. In the case of urea, K_b can be associated with either nitrogen atom.

DW_Kimia ITB

Sumber: Chang, 1998

44

Nilai K_a dan K_b

- Untuk asam dan basa lemah, nilai K_a dan K_b selalu bernilai lebih kecil daripada 1.
- Secara umum, besarnya nilai K_a dan K_b menunjukkan kekuatan asam atau basa. Semakin besar nilai K_a atau K_b , semakin besar kekuatan asam atau basanya.
- Untuk suatu pasangan asam basa konjugasi:
 - $pK_a + pK_b = 14 = pK_w$
- Beberapa tetapan ionisasi asam pada 25 °C

Asam	pK_a	pK_b
Asam asetat	4,77	9,23
Ion amonium	9,25	4,75
Asam Benzoat	4,19	9,81
Asam format	3,74	10,26
Asam laktat	3,86	10,14
Fenol	9,89	4,11

DW_Kimia ITB

45

Nilai K_a dan K_b

- Nilai K_a dan K_b saling berhubungan. Jika salah satu nilai besarnya meningkat, maka nilai lainnya akan turun, yang menunjukkan hubungan pasangan asam dengan basa konjugasinya atau sebaliknya.

Asam	K_a	Basa
Asam kloroasetat	$1,4 \times 10^{-3}$	Ion kloroasetat
Asam nitrit	$5,6 \times 10^{-4}$	Ion nitrit
Asam fluorida	$6,3 \times 10^{-4}$	Ion fluorida
Asam format	$1,8 \times 10^{-4}$	Ion format
Asam benzoat	$6,5 \times 10^{-5}$	Ion benzoat
Asam asetat	$1,7 \times 10^{-5}$	Ion asetat

Keasaman meningkat ↑ (indicated by an orange arrow on the left)

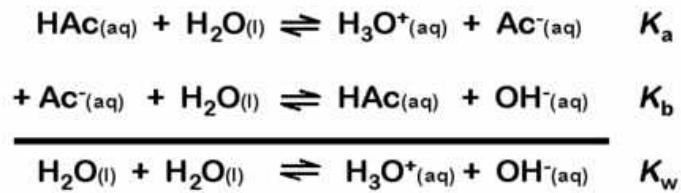
↓ Kebasaan meningkat (indicated by a blue arrow on the right)

DW_Kimia ITB

46

Hubungan K_a , K_b , dan K_w

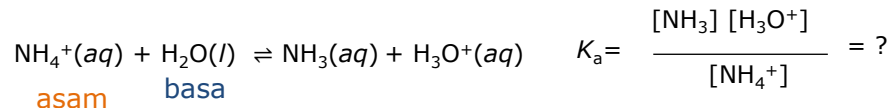
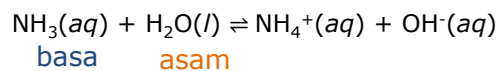
- Secara umum, tetapan kesetimbangan reaksi total adalah perkalian dari tetapan kesetimbangan dari masing-masing tahap reaksi.
- Untuk contoh berikut: $K_w = K_a \cdot K_b$



DW_Kimia ITB

47

Hubungan K_a , K_b , dan K_w



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

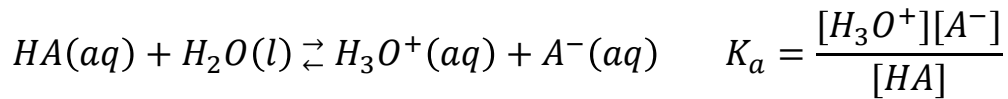
$$K_a K_b = K_w$$

DW_Kimia ITB

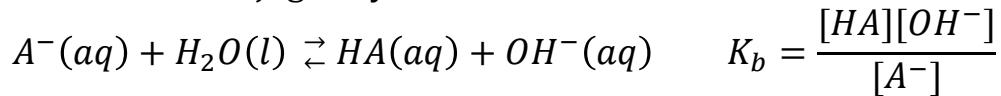
48

Hubungan K_a , K_b , dan K_w

Untuk asam lemah:



untuk basa konjugasinya:



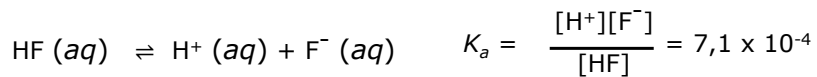
maka hasil kalinya menjadi:

$$\begin{aligned} K_a \times K_b &= \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \times \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \\ &= [H_3O^+][OH^-] = K_w \end{aligned}$$

DW_Kimia ITB

49

Berapa pH larutan HF 0,5 M (pada 25 °C)?



	$HF(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	+	$F^-(aq)$	
awal (M)	0,50		0,00		0,00	
berubah (M)	-x		+x		+x	
kesetimbangan (M)	0,50 - x		x		x	
	$K_a = \frac{x^2}{0,50 - x} = 7,1 \times 10^{-4}$		$K_a \ll 1$		$0,50 - x \approx 0,50$	
	$K_a \approx \frac{x^2}{0,50} = 7,1 \times 10^{-4}$		$x^2 = 3,55 \times 10^{-4}$		$x = 0,019 M$	
	$[H^+] = [F^-] = 0,019 M$					pH = -log [H⁺] = 1,72
	$[HF] = 0,50 - x = 0,48 M$					

DW_Kimia ITB

50

Kapan kita dapat gunakan nilai pendekatan berikut?

$$K_a \ll 1 \quad 0,50 - x \approx 0,50$$

Yaitu ketika nilai x kurang 5% dari nilai konsentrasi awal

$$x = 0,019 \quad \frac{0,019 \text{ M}}{0,50 \text{ M}} \times 100\% = 3,8\% \quad < 5\% \quad \text{Pendekatan ok.}$$

Berapa pH larutan HF 0,05 M (pada 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0,05} = 7,1 \times 10^{-4} \quad x = 0,006 \text{ M}$$

$$\frac{0,006 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} \times 100\% = 12\% \quad > 5\% \quad \text{Pendekatan **tidak** ok.}$$

Untuk kasus nilai $x > 5\%$, maka penyelesaiannya harus menggunakan persamaan kuadrat.

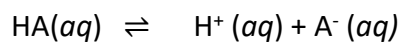
DW_Kimia ITB

51

$$K_a = \frac{x^2}{0,05 - x} = 7,1 \times 10^{-4} \quad x^2 + 0,00071x - 3,55 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0 \quad x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0,0056 \quad x = -0,0056$$



Awal (M)	0,05	0,00	0,00
Berubah (M)	-x	+x	+x
Keseimbangan (M)	0,05 - x	x	x

$$[\text{H}^+] = x = 0,0056 \text{ M}$$

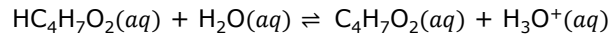
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2,25$$

DW_Kimia ITB

52

Penentuan Nilai K_a Larutan Asam Lemah

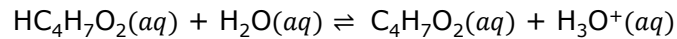
Asam Butirat, $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$ ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$) dapat digunakan sebagai perisa dan aroma makanan. Sebanyak 0,250 M larutan $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2(aq)$ memiliki pH of 2,72. Tentukan nilai K_a asam butirat.



$$K_a = ?$$

Jawab:

$\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$ memiliki nilai K_a yang sepertinya lebih besar daripada K_w , sehingga autoionisasi air dapat diabaikan

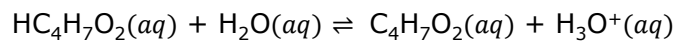


I	0,250 M	0	0
C	-x M	+x M	+x M
E	(0,250-x) M	x M	x M

DW_Kimia ITB

53

Penentuan Nilai K_a Larutan Asam Lemah



$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{pH} = -2,72$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,72} = 1,9 \times 10^{-3} = x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2]} = \frac{1,9 \times 10^{-3} \cdot 1,9 \times 10^{-3}}{(0,250 - 1,9 \times 10^{-3})}$$

$$K_a = 1,5 \times 10^{-5} \quad \text{Periksa asumsinya: } K_a \gg K_w.$$

DW_Kimia ITB

54

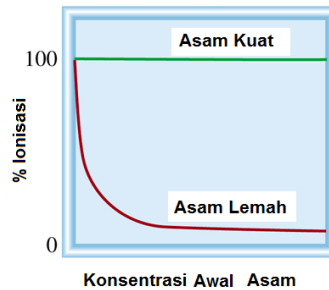
Persen Ionisasi

- Persen ionisasi menyatakan kekuatan asam/basa, semakin besar nilainya maka sifat asam/basa semakin kuat.

$$\text{Persen Ionisasi} = \frac{\text{Konsentrasi asam/basa pada kesetimbangan}}{\text{Konsentrasi awal asam/basa}} \times 100\%$$

$$\text{Persen Ionisasi} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0}, [\text{HA}]_0 = \text{konsentrasi asam awal}$$

$$\text{Persen Ionisasi} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{B}]_0}, [\text{B}]_0 = \text{konsentrasi basa awal}$$

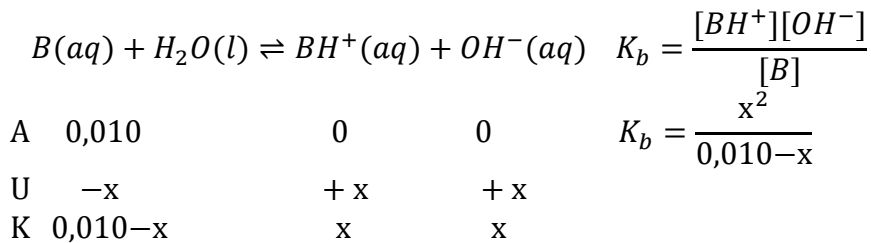


DW_Kimia ITB

55

- Contoh: Morfin adalah zat penenang yang merupakan basa lemah. Berapakah K_b , pK_b , dan persen ionisasi larutan morfin 0,010 M dengan pH 10,10?

ANALISIS: Reaksi dapat dituliskan sebagai berikut:



Pada kesetimbangan, $[OH^-] = x = 10^{-pOH}$

DW_Kimia ITB

56

JAWAB: Gunakan $pOH = 14,00 - pH$, lalu masukkan ke:

$$[OH^-] = 10^{-(14,00-10,10)}$$

$$= 1,3 \times 10^{-4} M, \text{ lalu}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,010 - x} = \frac{(1,3 \times 10^{-4})^2}{(0,010 - 1,3 \times 10^{-4})}$$

$$= 1,6 \times 10^{-6} \text{ maka } pK_b = 5,80, \text{ dan}$$

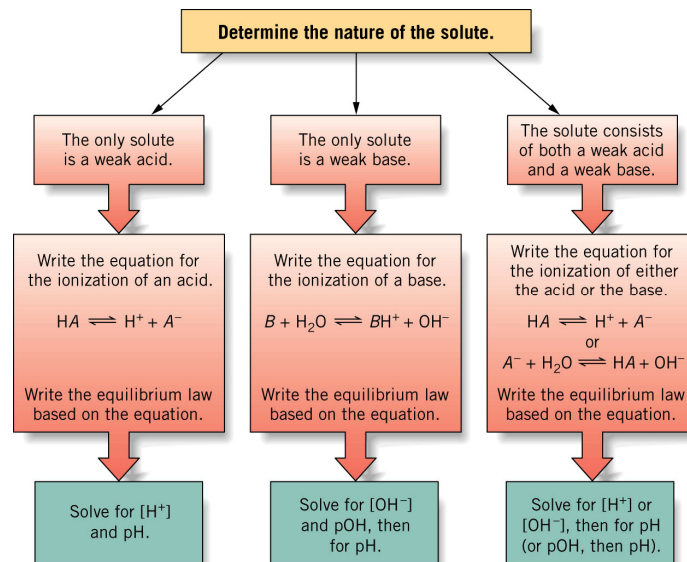
$$\% \text{ ionisasi} = \frac{x}{0,010} \times 100\%$$

$$= 1,3\%$$

DW_Kimia ITB

57

Cara Analisis Penyelesaian Soal Kestimbangan Asam-basa



Sumber: Brady, 2012

DW_Kimia ITB

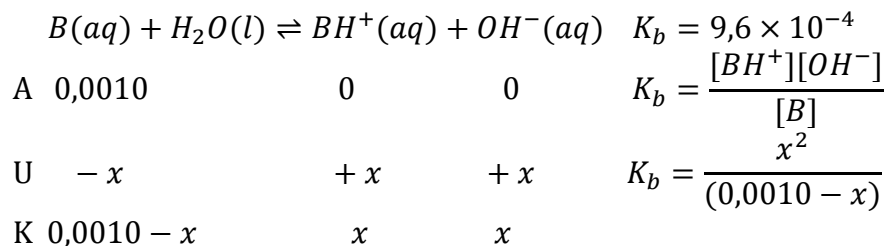
58

- Dalam kesetimbangan asam-basa, jika perubahan yang terjadi ("x") nilainya kecil, maka pada perhitungannya dapat diabaikan atau disederhanakan
- Untuk kasus larutan asam/basa lemah dalam air:
 - Jika konsentrasi awal asam/basa minimal 400 kali lebih besar dari nilai tetapan ionisasi asam/basa (K_a/K_b), maka konsentrasi awal asam/basa dapat dianggap sama dengan konsentrasi asam/basa pada kesetimbangan.
 - Jika konsentrasi asam/basa terlalu kecil, atau tetapan kesetimbangan terlalu besar, maka digunakan persamaan kuadrat.

DW_Kimia ITB

59

- Contoh: Hitung pH larutan dimetilamina 0,0010 M dengan $K_b = 9,6 \times 10^{-4}$.
ANALISIS: $400 \times K_b > 0,0010 \text{ M}$, maka gunakan persamaan kuadrat.
JAWAB: Tuliskan persamaan reaksi:



DW_Kimia ITB

60

Masukkan ke persamaan kesetimbangan kimia:

$$K_b = \frac{x^2}{(0,0010 - x)}$$

$$(0,0010 - x)K_b = x^2$$

$$0 = x^2 + K_b x - 0,0010 K_b = x^2 + 9,6 \times 10^{-4} x - 9,6 \times 10^{-7}$$

Selesaikan persamaan kuadrat untuk memperoleh x :

Hanya yang bernilai positif yang digunakan:

$$x = \frac{-9,6 \times 10^{-4} + \sqrt{(9,6 \times 10^{-4})^2 - 4(1)(-9,6 \times 10^{-7})}}{2(1)}$$

$$= 6,1 \times 10^{-4} M \text{ dan}$$

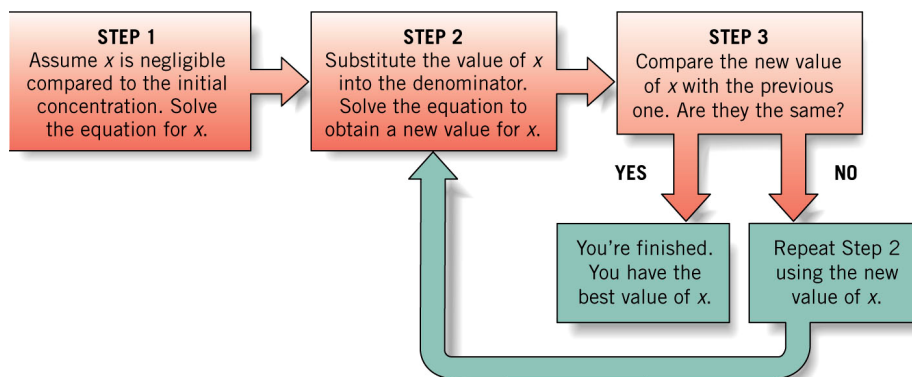
$$[BH^+] = [OH^-] = x = 6,1 \times 10^{-4} M$$

$$[B] = (0,0010 - x) M = 3,9 \times 10^{-4} M$$

DW_Kimia ITB

61

- Metode lain yang dapat digunakan adalah pendekatan berurutan (*successive approximations*):



Sumber: Brady, 2012

DW_Kimia ITB

62

- Metode ini dapat dicoba untuk menyelesaikan soal yang diuraikan sebelumnya:

Dimulai dari persamaan kesetimbangan kimia:

$$K_b = \frac{x^2}{(0,0010 - x)} = 9,6 \times 10^{-4}$$

Pendekatan pertama, selesaikan nilai x :

$$\frac{x^2}{(0,0010)} = 9,6 \times 10^{-4} \quad \text{atau} \quad x = 9,8 \times 10^{-4}$$

Pendekatan kedua, selesaikan nilai x :

$$\frac{x^2}{(0,0010 - 9,8 \times 10^{-4})} = 9,6 \times 10^{-4} \quad \text{atau} \quad x = 1,4 \times 10^{-4}$$

DW_Kimia ITB

63

Lakukan pendekatan berulang-ulang dan berhenti saat nilainya konstan:

Dugaan awal (semua nilai dalam satuan M): $x_0 = 9,8 \times 10^{-4}$

$$x_1 = 1,4 \times 10^{-4} \quad x_2 = 9,1 \times 10^{-4} \quad x_3 = 3,0 \times 10^{-4} \quad x_4 = 8,2 \times 10^{-4}$$

$$x_5 = 4,1 \times 10^{-4} \quad x_6 = 7,5 \times 10^{-4} \quad x_7 = 4,9 \times 10^{-4} \quad x_8 = 7,0 \times 10^{-4}$$

$$x_9 = 5,4 \times 10^{-4} \quad x_{10} = 6,7 \times 10^{-4} \quad x_{11} = 5,6 \times 10^{-4} \quad x_{12} = 6,5 \times 10^{-4}$$

$$x_{13} = 5,8 \times 10^{-4} \quad x_{14} = 6,3 \times 10^{-4} \quad x_{15} = 5,9 \times 10^{-4} \quad x_{16} = 6,2 \times 10^{-4}$$

$$x_{17} = 6,0 \times 10^{-4} \quad x_{18} = 6,2 \times 10^{-4} \quad x_{19} = 6,0 \times 10^{-4} \quad x_{20} = 6,2 \times 10^{-4}$$

$$x_{21} = 6,1 \times 10^{-4} \quad x_{22} = 6,1 \times 10^{-4} \leftarrow \text{hentikan, mulai konstan}$$

Catatan: metode ini baik digunakan ketika dugaan awal "mendekati" jawaban akhir. Pada kesetimbangan, basa terionisasi 61%, maka jika dimulai dengan menduga persen terionisasi 0%, maka jawabannya akan jauh berbeda dengan keadaan sebenarnya.

DW_Kimia ITB

64

Hidrolisis

- Ion-ion dalam garam dapat bertindak sebagai asam ataupun basa
 - Contoh, NH_4^+ adalah asam lemah dan NO_2^- adalah basa lemah
- Dalam garam, baik anion maupun kation dapat mempengaruhi pH:
- Kation:
 - Kation yang merupakan asam konjugasi dari basa lemah merupakan asam lemah
 - Kation logam dengan kerapatan muatan tinggi (seperti Al^{3+} , Fe^{3+} , dan Cr^{3+}) menghasilkan larutan dalam air bersifat asam
- Anion:
 - Anion dari asam kuat adalah basa yang terlalu lemah untuk mempengaruhi pH larutan
 - Anion dari asam lemah cenderung menghasilkan larutan basa

DW_Kimia ITB

65

Hidrolisis

- Terdapat 4 kemungkinan perilaku garam dalam larutan air:
 - 1) Baik anion maupun kation tidak mempengaruhi pH dan larutan bersifat netral. Contoh: NaCl
 - 2) Hanya kation yang bersifat asam, sehingga larutan menjadi asam. Contoh: NH_4Cl
 - 3) Hanya anion bersifat basa, sehingga larutan menjadi basa. Contoh: NaNO_2
 - 4) Anion bersifat basa dan kation bersifat asam, sehingga pH ditentukan oleh kekuatan asam/basa relatif. Contoh: NH_4NO_2 menghasilkan larutan asam dan NH_4OCl menghasilkan larutan basa

DW_Kimia ITB

66

Hidrolisis

- Sejumlah kecil kation dengan muatan sangat positif dapat bertindak sebagai asam ketika mengalami hidrolisis (bereaksi dengan air).



- Ion-ion logam ini dapat menarik elektron dari ikatan H-OH. Jika tarikan cukup kuat, air akan terpisah.
- Molekul air lain di sekelilingnya akan mengambil ion H^+ membentuk H_3O^+ . Dengan demikian reaksi hidrolisis ion logam bermuatan sangat positif akan menghasilkan larutan dengan $\text{pH} < 7$.

DW_Kimia ITB

67

Hidrolisis

- Reaksi hidrolisis lainnya dapat terjadi pada garam-garam yang berasal dari:
 - Asam konjugat basa lemah (kation) dan basa konjugat asam kuat (anion), contoh: NH_4Cl , menghasilkan larutan dengan $\text{pH} < 7$.
 - Basa konjugat asam lemah (anion) dan kation logam alkali atau alkali tanah, contoh: CH_3COONa , menghasilkan larutan dengan $\text{pH} > 7$.
 - Asam konjugat basa lemah (kation) dan basa konjugat asam lemah (anion), contoh: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (NH_4OAc), menghasilkan larutan dengan pH yang sangat bergantung pada besarnya K_a dan K_b :
 - Jika $K_a < K_b$, maka $\text{pH} > 7$; jika $K_a > K_b$, maka $\text{pH} < 7$; dan jika $K_a \approx K_b$, maka $\text{pH} \approx 7$.

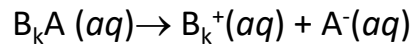
DW_Kimia ITB

68

Hidrolisis

- Hubungan nilai pH untuk reaksi hidrolisis adalah sebagai berikut:

– Untuk reaksi hidrolisis garam dengan anion basa konjugat asam lemah (B_kA):



$$K_b = \frac{[AH][OH^-]}{[A^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} \equiv \frac{[OH^-]^2}{[A^-]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} [A^-]}$$

$$pOH = \frac{1}{2}pK_w - \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log[A^-]$$

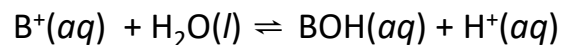
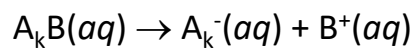
$$pH = 14 - pOH = 14 - \left(\frac{1}{2}pK_w - \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log[A^-] \right)$$

DW_Kimia ITB

69

Hidrolisis

– Untuk reaksi hidrolisis garam kation asam konjugat lemah (A_kB):



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

$$pH = \frac{1}{2}pK_w - \frac{1}{2}pK_b - \frac{1}{2}\log[B^+]$$

DW_Kimia ITB

70

Efek Ion Senama

- Ini adalah contoh Prinsip Le Chatelier:
 - Efek ion senama: Pergeseran kesetimbangan disebabkan oleh penambahan suatu ion yang terbentuk dari zat terlarut.
 - Ion senama:
 - yaitu suatu ion yang dihasilkan oleh lebih dari satu zat terlarut dalam suatu sistem kesetimbangan.
 - Penambahan garam yang berasal dari asam lemah ke dalam suatu larutan asam lemah merupakan contoh ion senama.

DW_Kimia ITB

71

Efek Ion Senama

- Contoh: berapa konsentrasi ion hidrogen dalam larutan yang terbentuk dari penambahan 0,097 mol natrium asetat ke dalam 1 liter 0,099 M asam asetat (HAc). (Asumsi volume larutan tidak berubah ketika garam ditambahkan).

$$K_a = \frac{[Ac^-][H^+]}{[HAc]} = 1,7 \times 10^{-5}$$

DW_Kimia ITB

72

Efek Ion Senama

- Untuk dapat menyelesaikan nilai x , masukkan ke dalam persamaan tetapan kesetimbangan.

Kons. Awal, M	HAc 0,099	Ac⁻ 0,097	H⁺ 0,00
Perubahan, ΔM	- x	+x	+x
Kons. Setimbang, M	0,099-x	0,097 + x	x

$$x = \frac{K_a [HAc]}{[Ac^-]} = \frac{(1,7 \times 10^{-5})(0,099 - x)}{(0,097 + x)}$$

DW_Kimia ITB

73

Efek Ion Senama

- Jika asumsi x bisa diabaikan terhadap 0,099 dan 0,097, maka persamaan bisa disederhanakan sebagai berikut:

$$x = \frac{(1,7 \times 10^{-5})(0,099)}{(0,097)}$$

$$x = 1,7 \times 10^{-5} = [H^+]$$

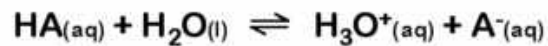
- Catatan: ketika suatu larutan mengandung konsentrasi asam lemah sama dengan konsentrasi basa konjugasinya, maka $[H^+] = K_a$

DW_Kimia ITB

74

Larutan Penyangga (Buffer)

- Yaitu larutan yang dapat menahan perubahan pH ketika sejumlah kecil asam atau basa ditambahkan.
- Terdapat dua tipe larutan buffer:
 - Asam lemah dengan garamnya
 - Basa lemah dengan garamnya
- Pada persamaan kesetimbangan berikut, penambahan OH^- akan menggeser kesetimbangan ke kanan, penambahan H_3O^+ menggeser kesetimbangan ke kiri (efek ion senama)



DW_Kimia ITB

75

Larutan Penyangga (Buffer)

- pH suatu larutan buffer tidak bergantung pada jumlah absolut pasangan asam-basa konjugasi, namun bergantung pada rasio keduanya.
- Nilai pH larutan Buffer dapat dihitung menggunakan persamaan Henderson-Hasselbach.
 - Untuk larutan buffer dari asam lemah dan basa konjugasinya:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

- Untuk larutan buffer dari basa lemah dan asam konjugasinya:

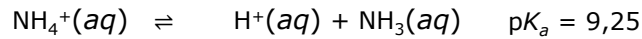
$$pH = 14 - \left(pK_a + \log \frac{[HA]}{[A^-]} \right)$$

DW_Kimia ITB

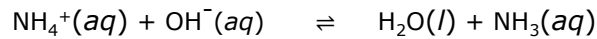
76

Contoh Perhitungan Larutan Penyangga/Buffer

Hitung pH larutan penyangga/buffer 0,30 M NH_3 /0,36 M NH_4Cl . Hitung pula pH larutan tersebut setelah penambahan 20,0 mL larutan NaOH 0,05 M ke dalam 80,0 mL larutan penyangga/buffer tersebut



$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{pH} = 9,25 + \log \frac{[0,30]}{[0,36]} = 9,17$$



Awal (mol)	0,029	0,001	0,024
Reaksi (mol)	-0,001	-0,001	+0,001
Akhir (mol)	0,028	0,000	0,025

Volume akhir = 80,0 mL + 20,0 mL = 100 mL

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,028 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} \quad [\text{NH}_3] = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} \quad \text{pH} = 9,25 + \log \frac{[0,25]}{[0,28]} = 9,20$$

DW_Kimia ITB

77

Pengaruh penambahan asam atau basa pada larutan Buffer

- Contoh: sejumlah 100 mL larutan total HCl 1,0 M diambil sebanyak 10 mL dan ditambahkan ke dalam 100 mL beberapa larutan berikut:
 - Air murni, $\text{pH} = 7$
 - Larutan yang mengandung 1,0 M HA , 1,0 M A^- dengan $pK_a = 7$
 hitunglah pH pada tiap kondisi di atas.

DW_Kimia ITB

78

Pengaruh penambahan asam atau basa pada larutan Buffer

- Mula-mula untuk sampel air murni pada pH 7.
- Setelah penambahan 10 mL larutan HCl 1,0 M:
 - $[H_3O^+] = (10 \text{ mL})(1,0 \text{ M})/(110 \text{ mL}) = 0,091$
 - pH = 1,04.
- Perhatikan bahwa terjadi perubahan pH yang sangat besar!

DW_Kimia ITB

79

Pengaruh penambahan asam atau basa pada larutan Buffer

- Penambahan 10 mL larutan HCl 1,0 M ke dalam sistem buffer:
 - Mula-mula terdapat masing-masing 0,1 mol asam dan basa konjugasinya.
 - HCl dianggap akan bereaksi dengan basa konjugasi dan mengubahnya menjadi asam
 - Setelah penambahan, akan terdapat 0,09 mol basa konjugasi dan 0,11 mol asam.
 - Konsentrasi baru:

$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= \text{p}K_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \\
 &= 7,00 + \log \frac{0,09 \text{ mol}}{0,11 \text{ mol}} \\
 &= 6,91
 \end{aligned}$$

- Perhatikan: tidak terlalu banyak perubahan pH dalam larutan, hampir sama dengan semula.

DW_Kimia ITB

80

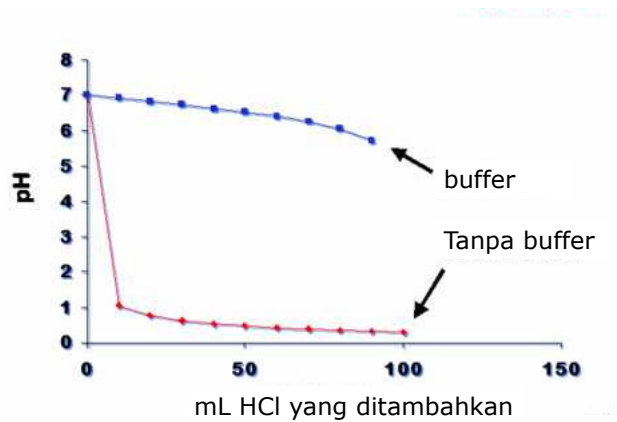
Pengaruh penambahan asam atau basa pada larutan Buffer

Volume HCl yang ditambahkan (mL)	pH	
	Tanpa Buffer	Buffer
0	7,00	7,00
10	1,04	6,91
20	0,78	6,82
30	0,64	6,73
40	0,54	6,63
50	0,48	6,52
60	0,43	6,40
70	0,39	6,25
80	0,35	6,05
90	0,32	5,72

DW_Kimia ITB

81

Pengaruh penambahan asam atau basa pada larutan Buffer

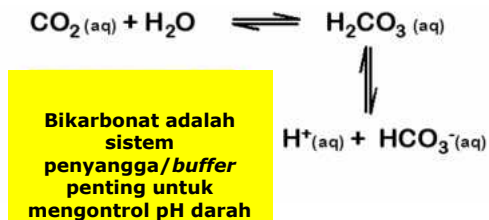


DW_Kimia ITB

82

Buffer dan Darah

- Untuk mengontrol pH dalam darah:
 - Oksigen sebagian besar ditranspor oleh hemoglobin dalam sel darah merah.
 - CO₂ ditraspor di dalam plasma dan dalam sel darah merah.
 - Buffer yang berperan: asam karbonat/bikarbonat.

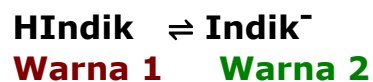


DW_Kimia ITB

83

Indikator

- Indikator asam-basa adalah asam atau basa lemah yang berwarna dan memiliki lebih dari satu warna transisi.
- Contoh: Thymol biru, mengalami transisi warna: merah – kuning – biru.
- Fenoftalein memiliki transisi warna: tak berwarna - pink



DW_Kimia ITB

84

Perubahan Warna Indikator

- Indikator sering digunakan untuk mendeteksi titik akhir titrasi asam-basa.
- Indikator tidak boleh berubah warna sebelum satu satuan pH setelah titik akhir titrasi tercapai.
- Trayek ideal indikator adalah $pK_a \pm 1$. Untuk sampel asam, idealnya pK_a indikator 1 poin di atas pK_a asam, sedangkan untuk basa, indikator memiliki pK_b satu poin di bawah pK_b basa.

DW_Kimia ITB

85

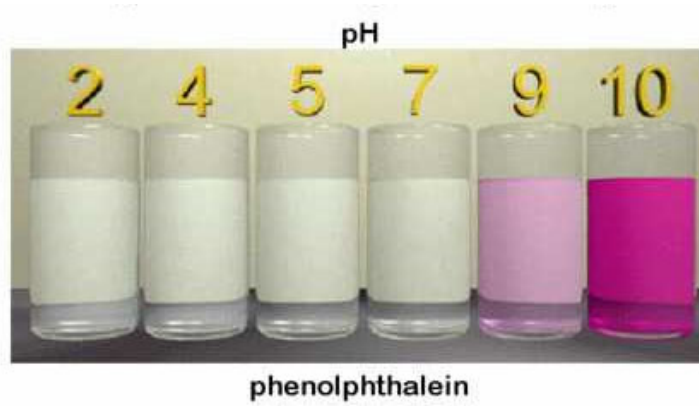
Beberapa Indikator

Indikator	Rentang Transisi pH	Perubahan Warna
Bromophenol Blue	6,2 – 7,6	kuning – biru
Methyl Orange	3,2 – 4,4	merah – kuning
Methyl Red	4,8 – 6,0	merah – kuning
Bromothymol Blue	6,0 – 7,6	kuning – biru
Cresol Purple	7,4 – 9,0	kuning – ungu
Phenolphthalein	8,2 – 10,0	tak berwarna – pink
Thymolphthaleine	9,4 – 10,6	tak berwarna – biru
Alizerin Yellow GG	10,0 – 12,0	kuning – merah

DW_Kimia ITB

86

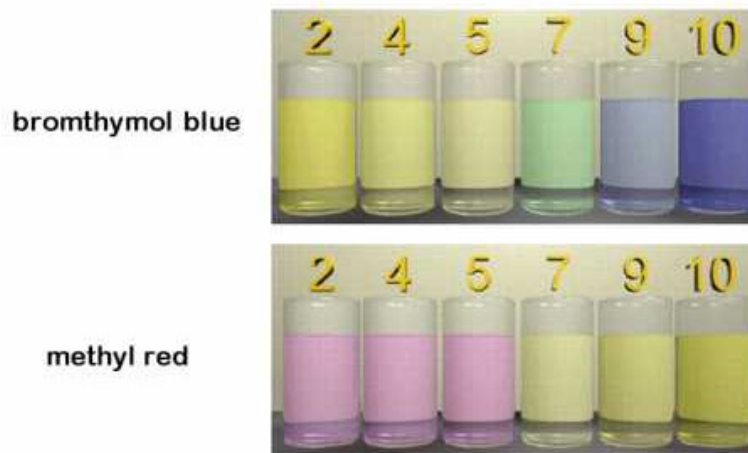
Contoh Indikator



DW_Kimia ITB

87

Contoh Indikator



DW_Kimia ITB

88

Tabel Perubahan Warna Indikator

TABLE 11.3 Indicator Color Changes*

Indicator	Color of acid form	pH range of color change	pK_{In}	Color of base form	
thymol blue	red	1.2 to 2.8	1.7	yellow	
methyl orange	red	3.2 to 4.4	3.4	yellow	
bromophenol blue	yellow	3.0 to 4.6	3.9	blue	
bromocresol green	yellow	3.8 to 5.4	4.7	blue	
methyl red	red	4.8 to 6.0	5.0	yellow	
litmus	red	5.0 to 8.0	6.5	blue	
bromothymol blue	yellow	6.0 to 7.6	7.1	blue	
phenol red	yellow	6.6 to 8.0	7.9	red	
thymol blue	yellow	8.0 to 9.6	8.9	blue	
phenolphthalein	colorless	8.2 to 10.0	9.4	pink	
alizarin yellow R	yellow	10.1 to 12.0	11.2	red	
alizarin	red	11.0 to 12.4	11.7	purple	

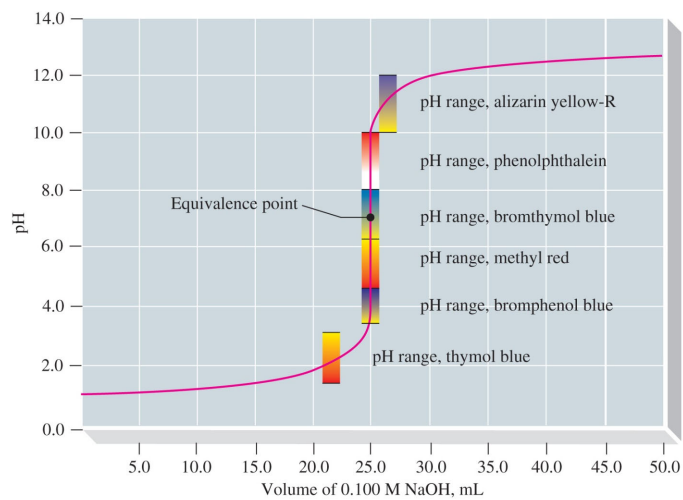
*The colors of the acid and base forms shown on the right are only a symbolic representation of the actual colors.

Sumber: Atkins dan Jones, 2004

DW_Kimia ITB

89

Beberapa Indikator untuk Titrasi Asam Kuat oleh Basa Kuat



Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

Sumber: Atkins dan Jones, 2004

DW_Kimia ITB

90

Titration Asam-Basa

- Adalah metode penentuan konsentrasi atau pH berdasarkan pengukuran volume larutan.
 - Jika konsentrasi asam diketahui, maka jumlah basa dapat ditentukan
 - Jika konsentrasi basa diketahui, maka jumlah asam dapat ditentukan
- Buret adalah salah satu alat yang digunakan dalam titrasi.



DW_Kimia ITB

91

Titration Asam-Basa



**Perhatikan perubahan
Warna yang
menunjukkan
'titik akhir titrasi'
Telah tercapai**

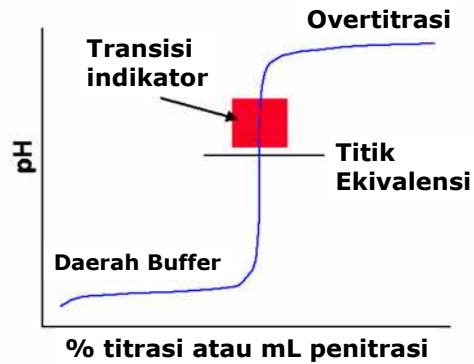


DW_Kimia ITB

92

Kurva Titrasi Asam-Basa

- Adalah aluran grafik antara pH dengan jumlah asam atau basa yang ditambahkan selama proses titrasi berlangsung.



DW_Kimia ITB

93

Kurva Titrasi

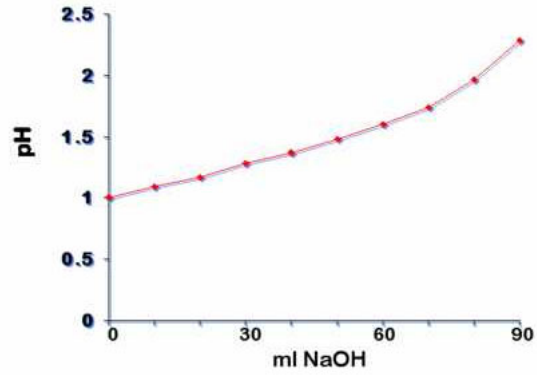
- Asam kuat dititrasi oleh basa kuat: 100 mL larutan HCl 0,1 M dititrasi oleh larutan NaOH 0,1 M, diperoleh data:

Volume penitrasi (mL)	Volume Total (mL)	[H ₃ O ⁺]	pH
0	100	0,100	1,00
10	110	0,082	1,09
20	120	0,067	1,17
30	130	0,054	1,28
40	140	0,043	1,37
50	150	0,033	1,48
60	160	0,025	1,60
70	170	0,018	1,74
80	180	0,011	1,96
90	190	0,0053	2,28

DW_Kimia ITB

94

Kurva Titrasi

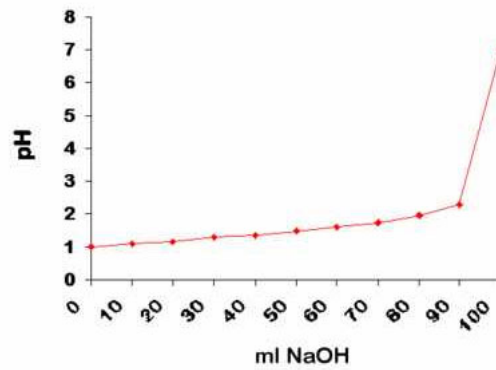


DW_Kimia ITB

95

Kurva Titrasi

- Pada titik ekuivalensi, diperoleh pH = 7



DW_Kimia ITB

96

Kurva Titrasi

- Overtitrasi, yaitu kelebihan penitrasi yang harus diperhitungkan.

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-] &= 0,10 \text{ M} \times \frac{10 \text{ mL}}{210 \text{ mL}} \\
 &= 0,0048 \text{ M} \\
 \text{pOH} &= 2,32 \\
 \text{pH} &= 14,00 - 2,32 = 11,68
 \end{aligned}$$

DW_Kimia ITB

97

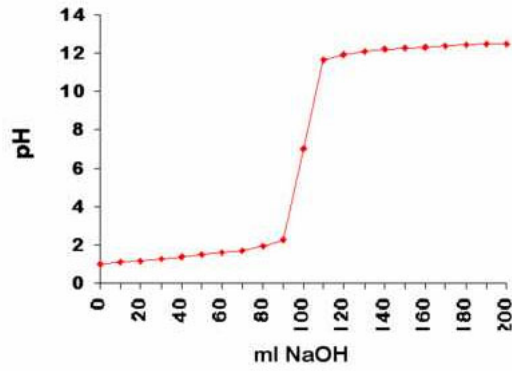
Kurva Titrasi

Volume penitrasi (mL)	Volume Total (mL)	[OH ⁻]	pH
110	210	0,0048	11,68
120	220	0,0091	11,96
130	230	0,013	12,11
140	240	0,017	12,23
150	250	0,020	12,30
160	260	0,023	12,36
170	270	0,026	12,41
180	280	0,029	12,46
190	290	0,031	12,49
200	300	0,033	12,52

DW_Kimia ITB

98

Kurva Titrasi

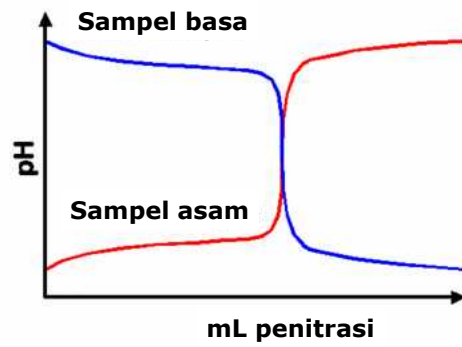


DW_Kimia ITB

99

Kurva Titrasi

- Titrasi Basa Kuat oleh Asam Kuat

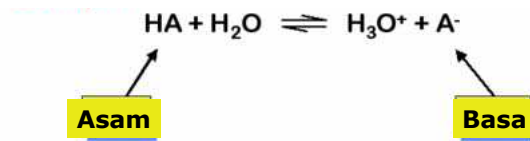


DW_Kimia ITB

100

Titration of weak acids and bases

- Titration of weak acids or bases by strong titrants is more complex because it involves conjugate acid/base pairs and the equilibrium of weak acids/bases.



DW_Kimia ITB

101

Titration of weak acids and bases

- Titration 0%:
 - If the sample is a weak acid, use the following equation to calculate pH, because $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$.

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

- If the sample is a weak base, use the following equation to calculate pH, because $[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+]$.

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

DW_Kimia ITB

102

Titration of weak acids and bases

- Titration 5 -95%, use Henderson-Hasselbalch equation to calculate buffer solution.

– If the sample is acid:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

or if calculated from % titration:

$$pH = pK_a + \log \frac{\% \text{ titration}}{100 - \% \text{ titration}}$$

– If the sample is base:

$$pH = 14 - (pK_b + \log \frac{[HA]}{[A^-]})$$

DW_Kimia ITB

103

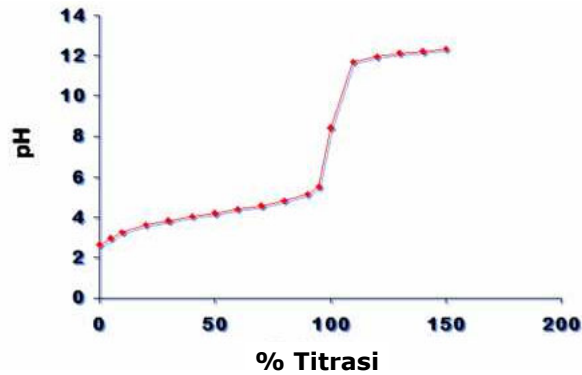
Titration of weak acids and bases

- Titration 100% - equivalence point
 - At this point, calculate pH using the relationship between K_a and K_b . In this case, it is suitable for calculating pH hydrolysis. (Remember: $K_a + K_b = K_w$)
- Over-titration (> 100%)
 - In this area, calculate the amount of strong acid or strong base in excess that is used, and calculate pH based on the amount of strong acid or strong base in the solution.

DW_Kimia ITB

104

Kurva Titrasi Asam Lemah oleh Basa Kuat

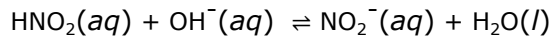


DW_Kimia ITB

105

Contoh titrasi asam lemah oleh basa kuat:

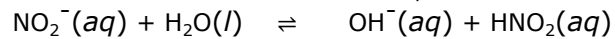
Sebanyak 100 mL larutan HNO_2 0,10 M dititrasi dengan larutan NaOH 0,10 M. Tentukan pH pada titik ekuivalensi



Awal (mol)	0,01	0,01	
Reaksi (mol)	0,01	0,01	0,01
Akhir (mol)	0,00	0,00	0,01

Volume akhir = 200 mL

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,200 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$



I (M)	0,05	0,00	0,00
C (M)	-x	+x	+x
E (M)	0,05 - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{0,05-x} = 2,2 \times 10^{-11} \quad \text{pOH} = 5,98$$

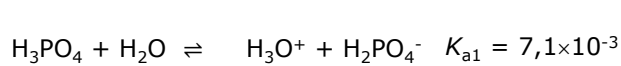
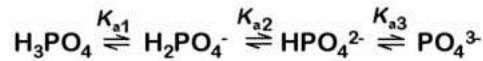
$$0,05 - x \approx 0,05 \quad x \approx 1,05 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,02$$

DW_Kimia ITB

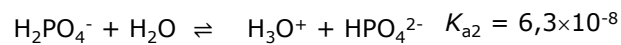
106

Asam Poliprotik

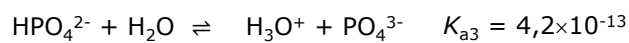
- Sejumlah asam memiliki lebih dari satu ion H^+ yang bisa diionisasi. Contoh: H_3PO_4 (asam fosfat), H_2SO_4 (asam sulfat); $H_2C_2O_4$ (asam oksalat) dan H_2CO_3 (asam karbonat).
- Tiap ion H^+ yang dilepaskan memiliki nilai K_a tersendiri. Contoh : H_3PO_4 memiliki 3 K_a .



$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$



$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$



$$K_{a3} = \frac{[H_3O^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

DW_Kimia ITB

107

Tetapan kesetimbangan Bertahap



- $K_{a1} \gg K_{a2}$
 - Semua H_3O^+ terbentuk pada tahap ionisasi pertama.
- $H_2PO_4^-$ pada dasarnya tidak terionisasi lebih lanjut.
 - Asumsikan $[H_2PO_4^-] = [H_3O^+]$.
- $[HPO_4^{2-}] \approx K_{a2}$, berapapun konsentrasi molar larutannya

DW_Kimia ITB

108

TABLE 15.5 Ionization Constants of Some Diprotic Acids and a Polyprotic Acid and Their Conjugate Bases at 25°C

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Sulfuric acid	H_2SO_4	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O-H \\ \\ O \end{array}$	very large	HSO_4^-	very small
Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O^- \\ \\ O \end{array}$	1.3×10^{-2}	SO_4^{2-}	7.7×10^{-13}
Oxalic acid	$C_2H_2O_4$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ H-O-C-C-O-H \\ \quad \\ O \quad O \end{array}$	6.5×10^{-2}	$C_2HO_4^-$	1.5×10^{-13}
Hydrogen oxalate ion	$C_2HO_4^-$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ H-O-C-C-O^- \\ \quad \\ O \quad O \end{array}$	6.1×10^{-5}	$C_2O_4^{2-}$	1.6×10^{-10}
Sulfurous acid*	H_2SO_3	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O-H \\ \\ O \end{array}$	1.3×10^{-2}	HSO_3^-	7.7×10^{-13}
Hydrogen sulfite ion	HSO_3^-	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O^- \\ \\ O \end{array}$	6.3×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}
Carbonic acid	H_2CO_3	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-C-O-H \\ \\ O \end{array}$	4.2×10^{-7}	HCO_3^-	2.4×10^{-8}
Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-C-O^- \\ \\ O \end{array}$	4.8×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.1×10^{-8}
Hydrosulfuric acid	H_2S	$H-S-H$	9.5×10^{-8}	HS^-	1.1×10^{-7}
Hydrogen sulfide ion [†]	HS^-	$H-S^-$	1×10^{-19}	S^{2-}	1×10^0
Phosphoric acid	H_3PO_4	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-P-O-H \\ \\ O \\ \\ H \\ \\ O \end{array}$	7.5×10^{-3}	$H_2PO_4^-$	1.3×10^{-12}
Dihydrogen phosphate ion	$H_2PO_4^-$	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-P-O^- \\ \\ O \\ \\ H \\ \\ O \end{array}$	6.2×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.6×10^{-7}
Hydrogen phosphate ion	HPO_4^{2-}	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-P-O^- \\ \\ O \\ \\ H \\ \\ O \end{array}$	4.8×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.1×10^{-2}

* H_2SO_3 has never been isolated and exists in only minute concentration. The K_a value here refers to the process $SO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HSO_3^-(aq)$.
[†]The ionization constant of HS^- is very low and difficult to measure. The value listed here is only an estimate.

Sumber: Chang, 1998

109

Menghitung Konsentrasi Ion Poliprotik dalam Larutan

Untuk larutan H_3PO_4 3,0 M, hitunglah:

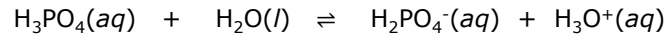
(a) $[H_3O^+]$; (b) $[H_2PO_4^-]$; (c) $[HPO_4^{2-}]$ (d) $[PO_4^{3-}]$

	$H_3PO_4(aq)$	+	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$H_2PO_4^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
I	3,0 M				0		0
C	-x M				+x M		+x M
E	(3,0-x) M				x M		x M

DW_Kimia ITB

110

Menghitung Konsentrasi Ion Poliprotik dalam Larutan



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = \frac{x \cdot x}{(3,0 - x)} = 7,1 \times 10^{-3}$$

Asumsikan $x \ll 3,0$

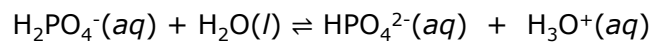
$$x^2 = (3,0)(7,1 \times 10^{-3}) \quad x = 0,14 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,14 \text{ M}$$

DW_Kimia ITB

111

Menghitung Konsentrasi Ion Poliprotik dalam Larutan



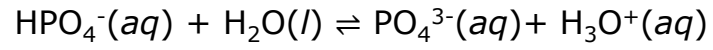
I	0,14 M	0	0,14 M
C	-y M	+y M	+y M
E	(0,14 - y) M	y M	(0,14 + y) M

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{y \cdot (0,14 + y)}{(0,14 - y)} = 6,3 \times 10^{-8}$$

$$y \ll 0,14 \text{ M} \quad y = [\text{HPO}_4^{2-}] = 6,3 \times 10^{-8}$$

DW_Kimia ITB

112



I	$6,3 \times 10^{-8} \text{ M}$	0	$6,3 \times 10^{-8} \text{ M}$
C	$-z \text{ M}$	$+z \text{ M}$	$+z \text{ M}$
E	$(6,3 \times 10^{-8} - z) \text{ M}$	$z \text{ M}$	$(6,3 \times 10^{-8} + z) \text{ M}$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^-]} = \frac{(6,3 \times 10^{-8} + z)(z)}{(6,3 \times 10^{-8} - z)} = 4,2 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$z \ll 6,3 \times 10^{-8} \text{ M} \quad z = [\text{PO}_4^{3-}] = 4,2 \times 10^{-13}$$

DW_Kimia ITB