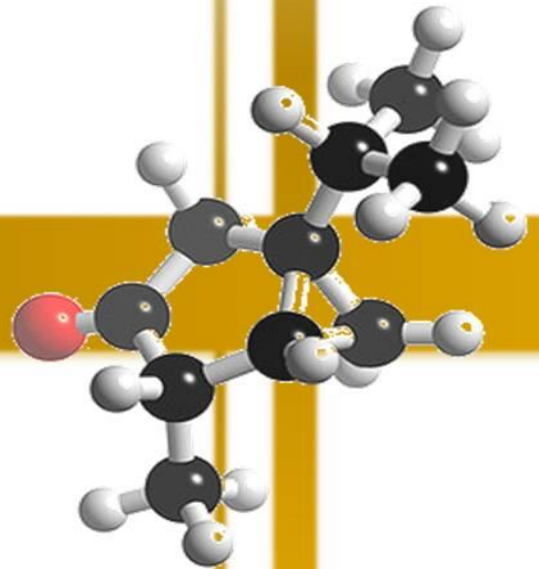
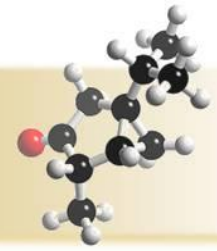


Bab 15

Asam Basa

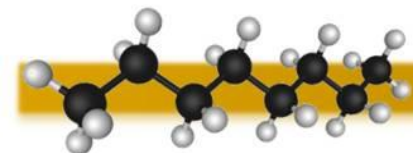
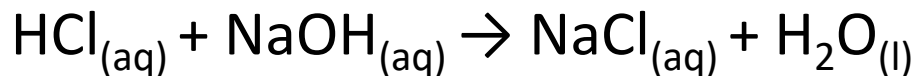




Asam Basa

- Asam : untuk zat-zat yang mempunyai rasa asam. (Latin : *acidus*)
- Basa : larutan dalam air bersifat seperti sabun rasanya pahit (disebut *Alkali*)
- Asam dan basa dapat bereaksi menghasilkan garam (zat yang mengandung kalsium karbonat atau kalium)

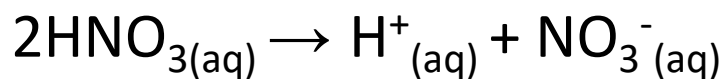
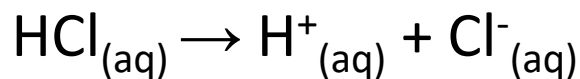
Garam → hasil reaksi asam dan alkali





Konsep Asam Basa Arrhenius

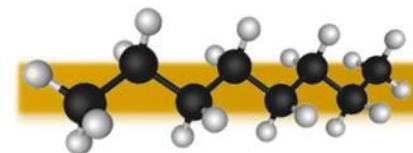
- Asam merupakan suatu zat yang mengandung hidrogen dan bila dilarutkan dalam air terdisosiasi melepaskan ion H^+ .

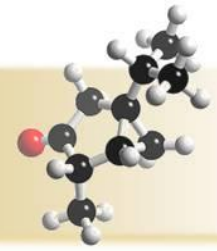


- Basa adalah senyawa yang bila dilarutkan dalam air menghasilkan ion hidroksida (OH^-)



Konsep Arrhenius terbatas pada larutan air.

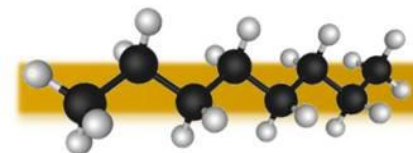




Air dan Autoionisasi Air

Air : pelarut unik, elektrolit yang sangat lemah, penghantar listrik yang buruk serta mengalami ionisasi sedikit.

- bersifat basa : dalam reaksinya dengan asam seperti HCl dan CH_3COOH
- bersifat asam : dalam reaksinya dengan basa, seperti NH_3
- Autoionisasi Air

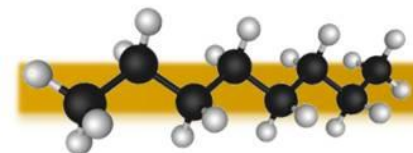


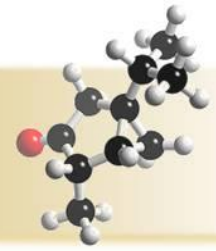


Hasil Kali Ion-ion Air



- Tetapan kesetimbangan autoionisasi air yang dinyatakan sebagai H^+ atau H_3O^+ dan OH^- :
$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- Ionisasi air $\ll \rightarrow [\text{H}_2\text{O}]$ dapat dikatakan tidak berubah $\square$
$$K_c [\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$
- K_w , tetapan hasil kali ion-ion air (*ionic product constant*)
- Air murni, $t = 25\text{ }^\circ\text{C} \rightarrow K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$
$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$





pH - Ukuran Keasaman

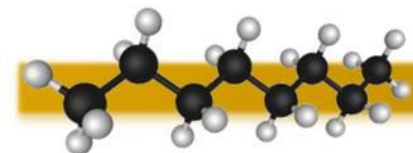
- $[H^+]$ dalam larutan air $\leftrightarrow$ pH
- pH digunakan untuk menggambarkan nilai negatif dari logaritma konsentrasi ion H^+
- Keasaman dan kebasaan ($t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$) dapat diidentifikasi melalui nilai pH:

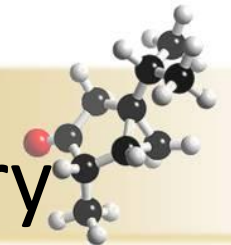
Larutan asam : $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7}\text{ M}$, $\text{pH} < 7,0$

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

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

- Pengukuran keasaman :
 - lakmus
 - indikator
 - pH meter

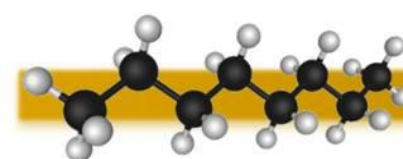
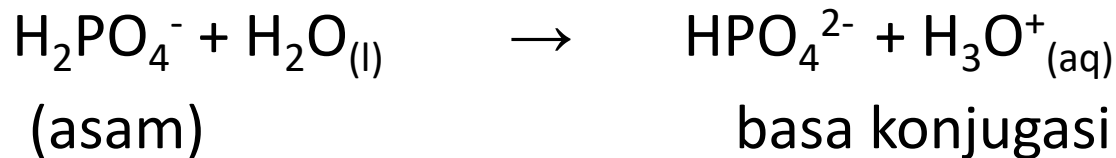
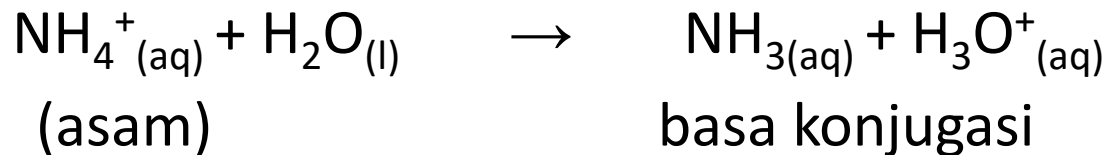
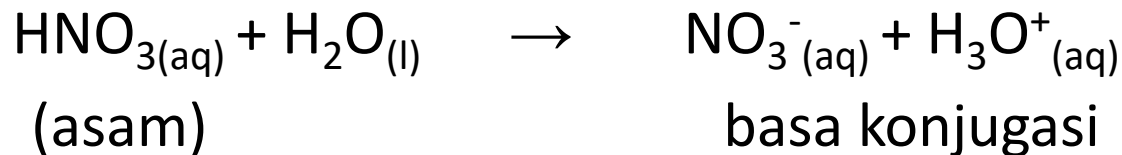




Konsep Asam-Basa Brønsted-Lowry

Asam :

- Zat yang dapat berperan sebagai donor proton
- Asam : molekul-molekul netral (e.g. HNO_3) kation (e.g. NH_4^+) dan anion (e.g. H_2PO_4^-)

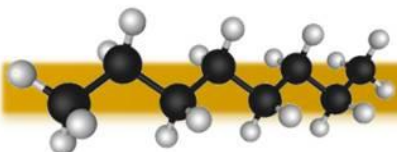
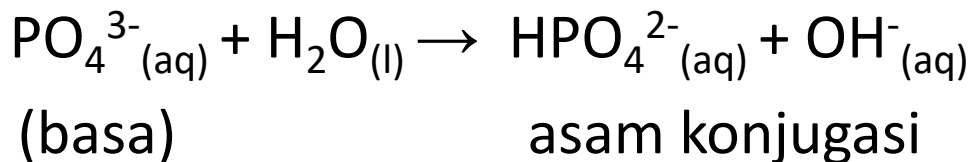
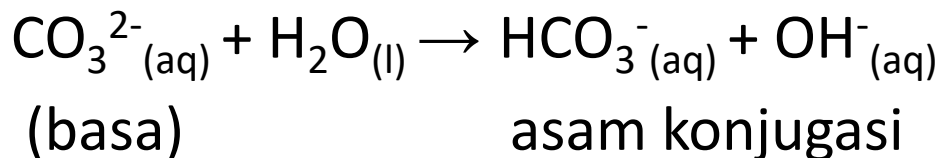
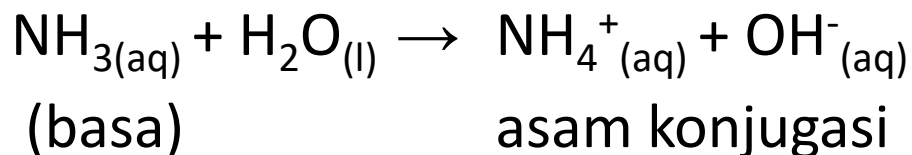


Konsep Asam-Basa Brønsted-Lowry

Basa

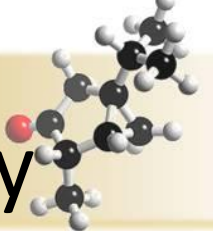
- Zat yang berperan sebagai aseptor proton

Molekul-molekul netral (NH_3), kation (CO_3^{2-}) dan anion (PO_4^{3-})



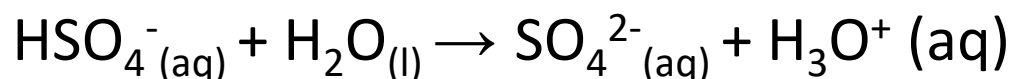
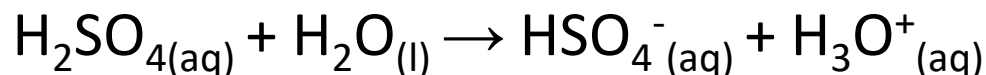


Konsep Asam-Basa Brønsted-Lowry



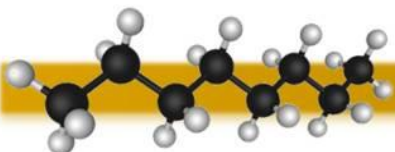
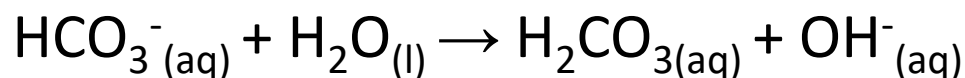
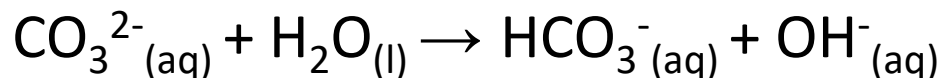
Asam Poliprotik

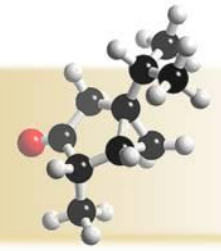
Bertindak sebagai donor 2 atau lebih proton



Basa Poliprotik

Bertindak sebagai akseptor 2 atau lebih proton



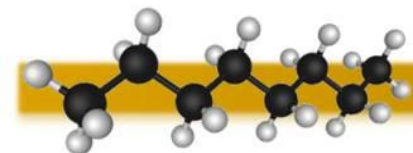
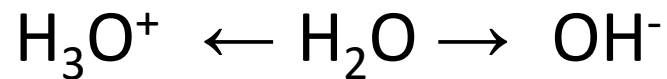


Zat-zat Amphiprotik

- Molekul-molekul atau ion-ion yang dapat bersifat sebagai asam maupun sebagai basa Brønsted

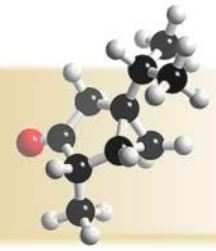
Asam

basa





Kekuatan Relatif Asam-Basa



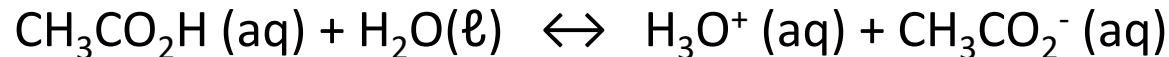
- Beberapa asam merupakan donor proton yang lebih baik dari pada yang lainnya, dan beberapa basa merupakan aseptor proton yang lebih baik dari yang lainnya.

Contoh :

larutan HCl encer hampir 100% mengion, asam Bronsted kuat. 0,1 M HCl terdiri dari 0,1 M H_3O^+ dan 0,1 Cl^- ;

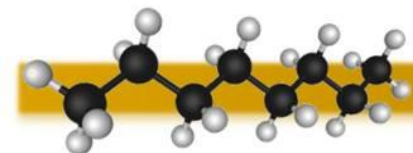


Larutan asam asetat mengion $\ll \rightarrow$ asam Bronsted lemah.



Larutan 0,1 M $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} \rightarrow$ 0,001 M $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ dan 0,001 M CH_3CO_2^- .

Sekitar 99% asam asetat tidak mengion $\rightarrow$ Letak kesetimbangan jauh kekiri ($K < 1$)

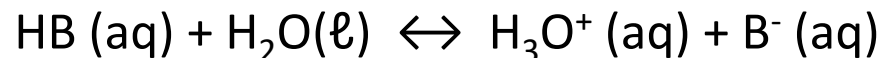




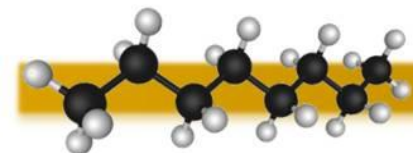
Kekuatan Relatif Asam-Basa



- H_2O adalah basa yang jauh lebih kuat dari Cl^- . Letak kesetimbangan jauh ke kanan ($K \gg 1$)
- Ion CH_3COO^- basa yang lebih kuat dari H_2O . Letak kesetimbangan jauh ke kiri ($K \ll 1$)
- Kekuatan asam ditentukan oleh sejauh mana molekul-molekulnya mengalami ionisasi. 2 larutan yang mengandung asam Bronsted HA dan HB dengan konsentrasi dan temperatur yang sama :



- Bila $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dari HA $>$ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dari HB maka asam HA lebih kuat dari HB.
- Berdasarkan K ionisasinya, maka asam dan basa dikategorikan dalam asam-basa kuat (terionisasi sempurna) dan asam-basa lemah (terionisasi sebagian sesuai dengan K-nya).



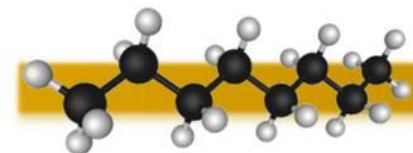


Kekuatan Relatif Asam-Basa

Asam	Basa konjugasi
Asam Kuat	
HClO ₄ (asam perklorat)	ClO ₄ ⁻ (ion perklorat)
HI (asam yodida)	I ⁻ (ion yodida)
HBr (asam bromida)	Br ⁻ (ion bromida)
HCl (asam klorida)	Cl ⁻ (ion klorida)
H ₂ SO ₄ (asam sulfat)	HSO ₄ ⁻ (ion hidrogen sulfat)
HNO ₃ (asam nitrat)	NO ₃ ⁻ (ion nitrat)
H ₃ O ⁺ (ion hydronium)	H ₂ O (air)
Asam Lemah	
HSO ₄ ⁻ (ion hidrogen sulfat)	SO ₄ ²⁻ (ion sulfat)
HF (asam florida)	F ⁻ (ion florida)
HNO ₂ (asam nitrit)	NO ₂ ⁻ (ion nitrit)
HCOOH (asam format)	HCOO ⁻ (ion format)
CH ₃ COOH (asam asetat)	CH ₃ COO ⁻ (ion asetat)
NH ₄ ⁺ (asam ammonium)	NH ₃ (ammonia)
HCN (asam sianida)	CN ⁻ (ion sianida)
H ₂ O (air)	OH ⁻ (ion hidrosikda)
NH ₃ (ammonia)	NH ₂ ⁻ (ion amida)

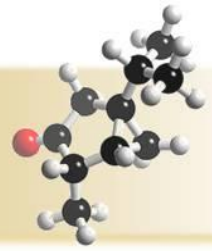
Semakin kuat ↑

↓ Semakin kuat

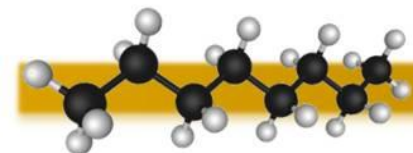




Kekuatan Relatif Asam-Basa



- Asam kuat terdisosiasi sempurna dalam air ⇌ Basa konyugasinya sangat lemah.
- Zat dengan keasaman sangat rendah, terdisosiasi $\ll$, basa konyugasinya sangat kuat.
- Tabel kekuatan relatif asam basa konyugasi ⇌ prediksi berlangsungnya reaksi kimia
- Arah kesetimbangan → pembentukan asam dan basa yang lebih lemah. Contoh :
- $\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{CN}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{HCN (aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$
- $\text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)} \rightarrow \text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{NH}_3 \text{ (aq)}$

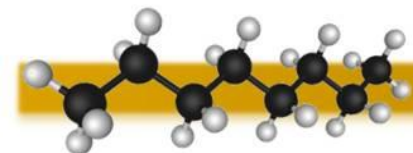




Asam Kuat



- Asam yang mengion 100% dalam larutan air $\rightarrow$ asam kuat.
- Asam-asam kuat diubah sempurna menjadi H_3O^+ dan anionnya yang sesuai dalam air, kekuatan asamnya dianggap sama dengan H_3O^+ Asam yang mengion 100% dalam larutan air $\rightarrow$ asam kuat. Asam-asam kuat diubah sempurna menjadi H_3O^+ dan anionnya yang sesuai dalam air, kekuatan asamnya dianggap sama dengan H_3O^+
- Ion hidrogen merupakan asam kuat dalam air
- Asam kuat yang biasa dikenal adalah : HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_3 , dan HClO_4 .
- Berdasarkan definisi merupakan elektrolit kuat dan berada sempurna sebagai ion-ion dalam larutan air.
- Untuk asam kuat monoprotik, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{asam}]$.

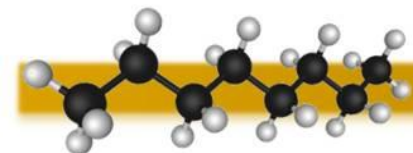




Basa Kuat

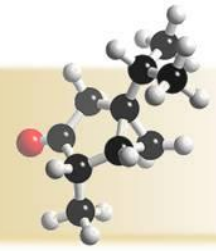


- Basa kuat adalah hidroksida-hidroksida logam alkali dan alkali tanah yang larut (Ca^{2+} , Sr^{2+} , and Ba^{2+}).
- Zat-zat ini juga terdisosiasi sempurna dalam larutan air memberikan ion hidroksi (OH^-).
- Berdasarkan definisi merupakan elektrolit kuat dan berada sempurna sebagai ion-ion dalam larutan air.
- Untuk basa kuat $\rightarrow [\text{OH}^-] = [\text{basa}]$.

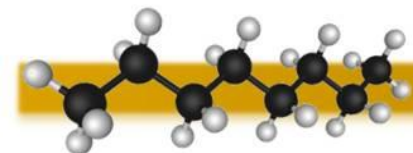
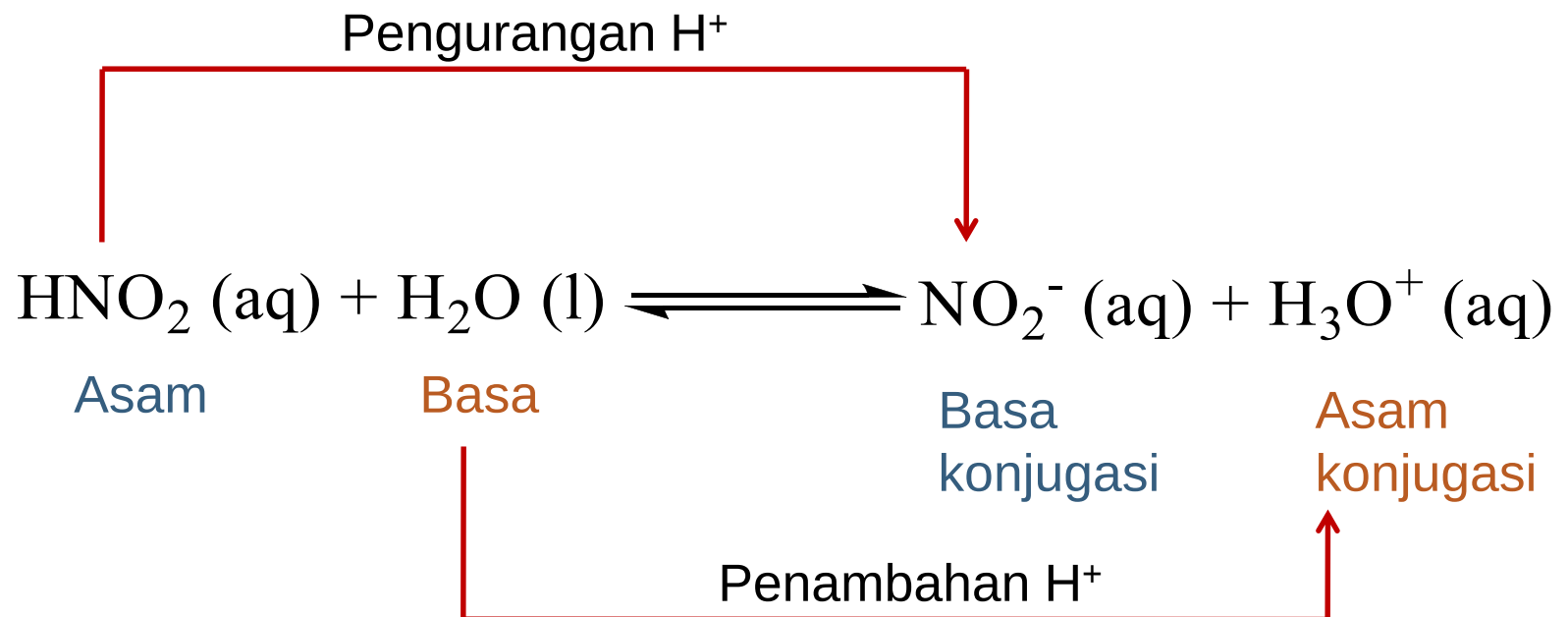


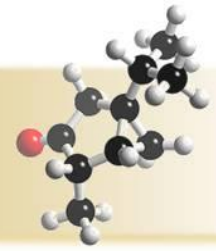


Asam dan Basa Konjugasi



- Reaksi antara asam dan basa selalu menghasilkan asam dan basa konjugasi.





Asam Lemah

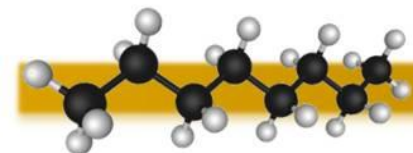
- Kekuatan relatif asam dan basa secara kuantitatif dinyatakan dengan tetapan kesetimbangan.

- Untuk asam lemah HA dituliskan :



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

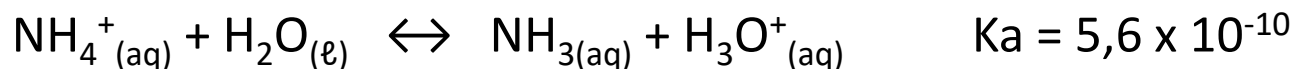
- K_a ? tetapan kesetimbangan asam lemah dalam air.
- Nilai $K < 1$ untuk asam lemah $\rightarrow$ konsentrasi kesetimbangan ion hidronium dan basa konjugasinya $<$ konsentrasi kesetimbangan asam lemah.



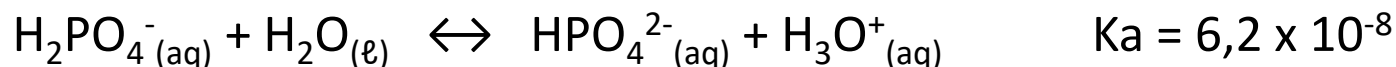


Asam Lemah

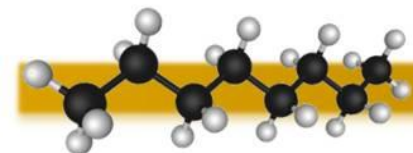
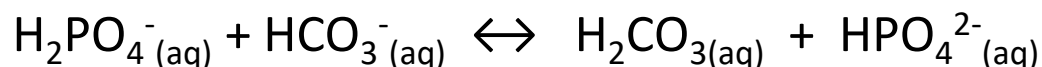
- Molekul-molekul netral (CH_3COOH)
- Kation asam lemah, Ion amonium (NH_4^+) dan hidrat ion-ion logam, dalam air yang bersifat asam.



- Anion, misalnya H_2PO_4^- (asam dalam bubuk pengembang) :



- Fungsi $\rightarrow$ menyediakan ion hidrogen untuk menghasilkan CO_2 dari soda kue (NaHCO_3).



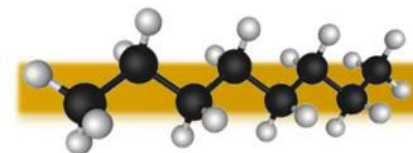


Tetapan Disosiasi

Semakin besar nilai K_a , asam semakin kuat.

Acid	Structural Formula	Conjugate Base	Equilibrium Reaction	K_a
Hydrofluoric (HF)		F^-	$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$	6.8×10^{-4}
Nitrous (HNO_2)		NO_2^-	$HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NO_2^-(aq)$	4.5×10^{-4}
Benzoic ($HC_7H_5O_2$)		$C_7H_5O_2^-$	$HC_7H_5O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_7H_5O_2^-(aq)$	6.3×10^{-5}
Acetic ($HC_2H_3O_2$)		$C_2H_3O_2^-$	$HC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous (HClO)		ClO^-	$HClO(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO^-(aq)$	3.0×10^{-8}
Hydrocyanic (HCN)		CN^-	$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CN^-(aq)$	4.9×10^{-10}
Phenol (HC_6H_5O)		$C_6H_5O^-$	$HC_6H_5O(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_6H_5O^-(aq)$	1.3×10^{-10}

*The proton that ionizes is shown in blue.

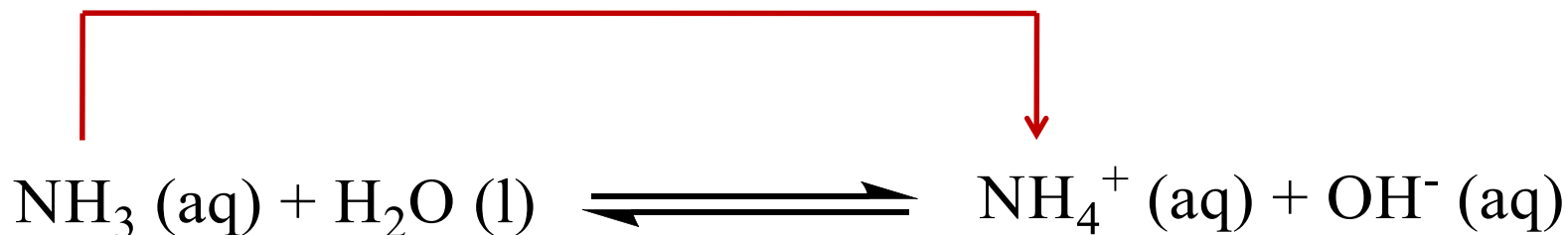




Basa-basa Lemah

Basa-basa bereaksi dengan air menghasilkan ion hidroksida.

Penambahan H^+



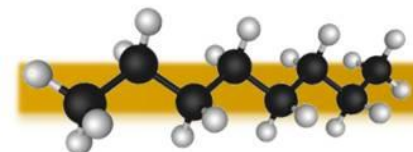
Basa

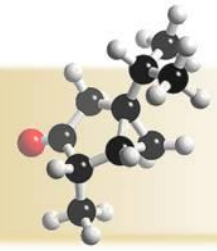
Asam

Asam
konjugasi

Basa
konjugasi

Pengurangan H^+





Basa-basa Lemah

- Persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi ini adalah :

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

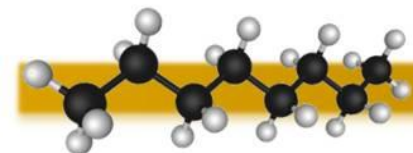
K_b adalah tetapan dissosiasi basa.

- Korelasi pH dengan $[\text{OH}^-]$ dan vice versa:

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

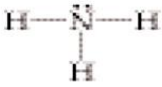
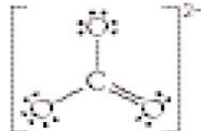
$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$14 = \text{pH} + \text{pOH} \rightarrow$ pada pH tertentu, pOH dapat ditentukan
 $\rightarrow [\text{OH}^-]$ dapat diketahui



Basa-basa Lemah

K_b dapat digunakan untuk menentukan $[\text{OH}^-]$ dan selanjutnya pH.

Base	Lewis Structure	Conjugate Acid	Equilibrium Reaction	K_b
Ammonia (NH_3)		NH_4^+	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}
Pyridine ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$)		$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.7×10^{-9}
Hydroxylamine (H_2NOH)		H_3NOH^+	$\text{H}_2\text{NOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{NOH}^+ + \text{OH}^-$	1.1×10^{-8}
Methylamine (NH_2CH_3)		NH_3CH_3^+	$\text{NH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{CH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.4×10^{-4}
Hydrosulfide ion (HS^-)		H_2S	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	1.8×10^{-7}
Carbonate ion (CO_3^{2-})		HCO_3^-	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	1.8×10^{-4}
Hypochlorite ion (ClO^-)		HClO	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$	3.3×10^{-7}





pH Larutan Basa

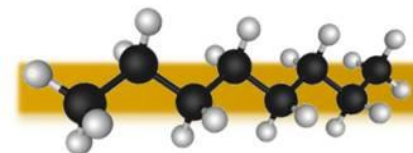


Contoh soal:

Berapakan pH larutan 0.15 M NH_3 ?



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

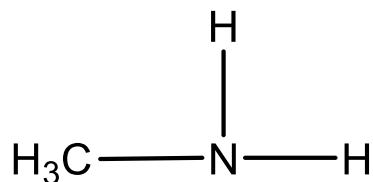




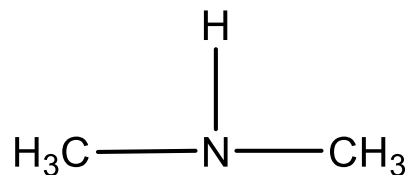
Basa Lemah



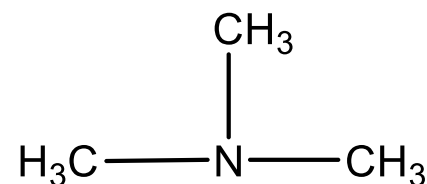
- Molekul-molekul netral yang menghasilkan ion hidrosikda dalam jumlah yang sangat kecil,
 $\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \leftrightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \quad K_b = 1,8 \times 10^{-5}$
- Dengan menggantikan atom H dari NH_3 , misalnya gugus metil, CH_3 , diperoleh :



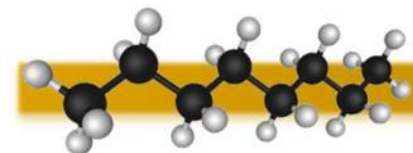
$$K_b = 5,0 \times 10^{-4}$$



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



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

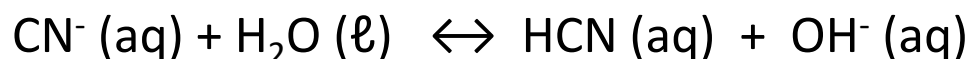




Basa Lemah

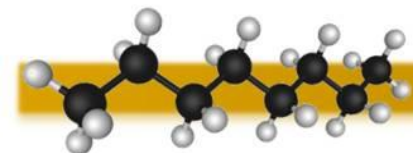


- CN^- , merupakan basa konjugasi dari asam lemah HCN , menghasilkan konsentrasi ion hidrosikda dalam air yang dapat diukur.



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

- Ion sianida merupakan basa yang lebih lemah dari ion hidrosikda, dan kesetimbangan diprediksi ke arah kiri.
- CN^- merupakan basa dengan kekuatan diantara NH_3 dan CO_3^{2-} , sehingga ion CN^- dalam air menghasilkan larutan yang sedikit basa.
- Secara umum, basa konjugasi dari suatu asam lemah menghasilkan larutan dalam air yang bersifat basa.





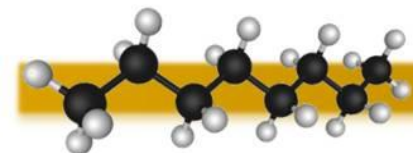
Hubungan K_a dan K_b

Acid	K_a	Base	K_b
HNO_3	(Strong acid)	NO_3^-	(Negligible basicity)
HF	6.8×10^{-4}	F^-	1.5×10^{-11}
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	1.8×10^{-5}	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	5.6×10^{-10}
H_2CO_3	4.3×10^{-7}	HCO_3^-	2.3×10^{-8}
NH_4^+	5.6×10^{-10}	NH_3	1.8×10^{-5}
HCO_3^-	5.6×10^{-11}	CO_3^{2-}	1.8×10^{-4}
OH^-	(Negligible acidity)	O^{2-}	(Strong base)

Hubungan antara K_a dan K_b :

$$K_a \times K_b = K_w$$

Jadi bila diketahui salah satunya, misalnya K_a , maka yang lainnya (K_b) dapat dihitung.

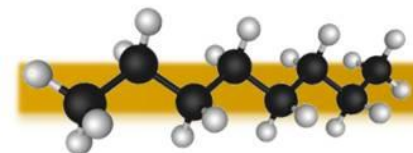




Perhitungan K_a dari Nilai pH



- pH larutan 0.10 M asam formiat, HCOOH , pada 25°C adalah 2.38. Hitung K_a untuk asam formiat pada temperatur tersebut.
- Dari :
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$
- Untuk menghitung K_a , kita memerlukan konsentrasi kesetimbangan ketiga spesi.
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ sama dengan $[\text{HCOO}^-]$ yang diperoleh dari nilai pH.





Perhitungan Ka dari Nilai pH

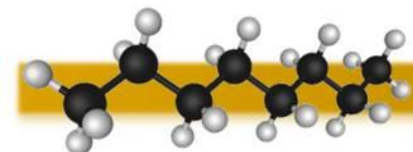
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$2.38 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$-2.38 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10^{-2.38} = 10^{\log [\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$4.2 \times 10^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-]$$





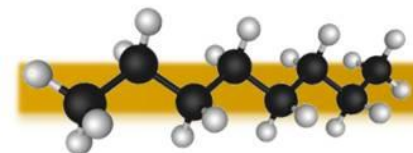
Perhitungan K_a dari Nilai pH

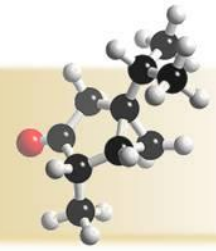
Selanjutnya dapat dibuat tabel sebagai berikut :

	$[\text{HCOOH}], \text{M}$	$[\text{H}_3\text{O}^+], \text{M}$	$[\text{HCOO}^-], \text{M}$
Awal	0.10	0	0
Perubahan	-4.2×10^{-3}	$+4.2 \times 10^{-3}$	$+4.2 \times 10^{-3}$
Keseimbangan	$0.10 - 4.2 \times 10^{-3} = 0.0958 = 0.10$	4.2×10^{-3}	4.2×10^{-3}

$$K_a = \frac{[4.2 \times 10^{-3}][4.2 \times 10^{-3}]}{[0.10]}$$

$$= 1.8 \times 10^{-4}$$





Perhitungan Persen Ionisasi

- Persen ionisasi = $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_{\text{awal}}} \times 100\%$

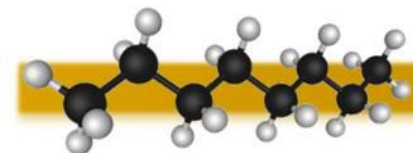
- Dalam contoh ini

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HCOOH}]_{\text{awal}} = 0.10 \text{ M}$$

$$\text{Persen Ionisasi} = \frac{4.2 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100\%$$

$$= 4.2\%$$





Perhitungan pH dari K_a

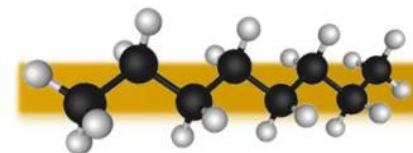
Hitunglah pH dari 0.30 M larutan asam asetat, CH_3COOH , pada 25°C .



K_a untuk asam asetat pada 25°C adalah
 1.8×10^{-5} .

Persamaan tetapan kesetimbangan dapat ditulis :

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





Perhitungan pH dari Ka

Selanjutnya dapat dibuat tabel :

	$[\text{CH}_3\text{COOH}], \text{M}$	$[\text{H}_3\text{O}^+], \text{M}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-], \text{M}$
Awal	0.30	0	0
Perubahan	-x	+x	+x
Kesetimbangan	$0.30 - x \approx 0.30$	x	x

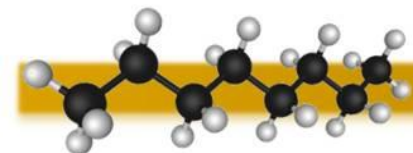
Dengan menganggap x sangat kecil bila dibandingkan dengan 0.30 maka dapat diabaikan.

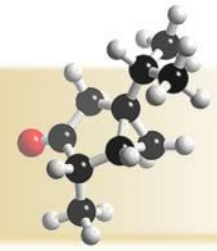
Selanjutnya dapat diselesaikan :

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)^2}{(0.30)}$$

$$\begin{aligned}(1.8 \times 10^{-5})(0.30) &= x^2 \\ 5.4 \times 10^{-6} &= x^2 \\ 2.3 \times 10^{-3} &= x\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (2.3 \times 10^{-3}) \\ &= 2.64\end{aligned}$$

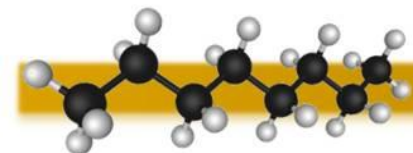


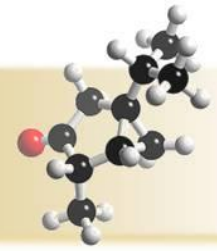


Asam Poliprotik

- Memiliki lebih dari satu proton asam.
- Apabila perbedaan antara K_{a1} (untuk dissosiasi pertama) dan dissosiasi berikutnya (K_{a2}) nilainya 10^3 atau lebih, pH umumnya hanya bergantung pada dissosiasi pertama.

Name	Formula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ascorbic	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Carbonic	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Citric	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
Oxalic	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
Phosphoric	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
Sulfurous	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
Sulfuric	H_2SO_4	Large	1.2×10^{-2}	
Tartaric	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

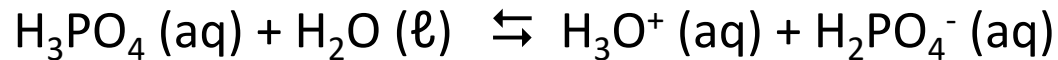




Asam Poliprotik

Contoh : Asam Fosfat

- Tahap ionisasi pertama



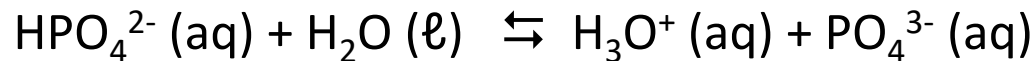
$$K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$$

- Tahap ionisasi kedua

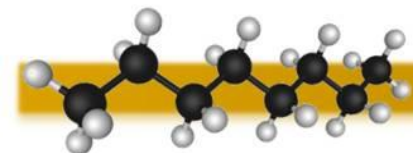


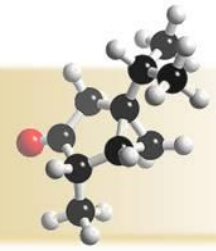
$$K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$$

- Tahap ionisasi ketiga



$$K_{a3} = 3,6 \times 10^{-13}$$



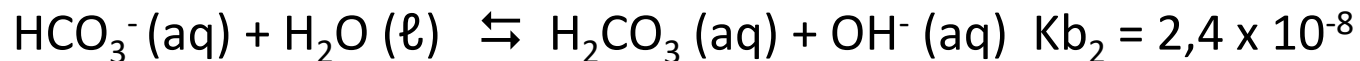
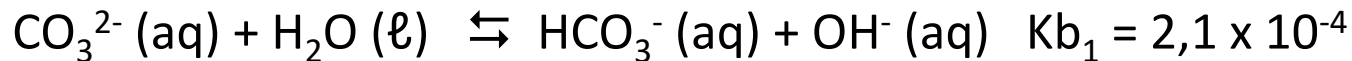


Asam Poliprotik

- Bila asamnya H_2A , maka :

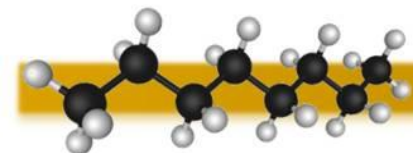
$$[H_3O^+] = \sqrt{K_{a1} [H_2A]}$$

- 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 pada penentuan pH larutan yang mengandung ion karbonat.



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

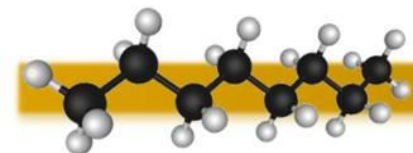
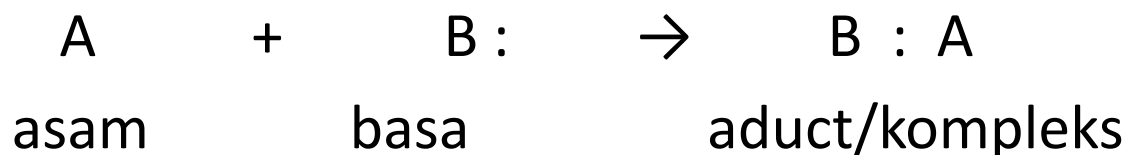
$$[OH^-] = \sqrt{K_{b1} [A^{2-}]}$$





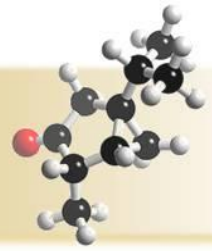
Konsep Lewis

- Pemakaian bersama pasangan elektro antara asam dan basa
- Asam Lewis $\rightarrow$ zat yang dapat menerima pasangan elektron dari atom lain untuk membentuk ikatan baru
- Basa Lewis $\rightarrow$ zat yang dapat mendonasikan pasangan elektron pada atom lain untuk membentuk ikatan baru





Efek Ion Sejenis

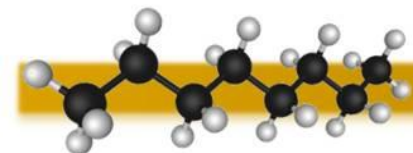


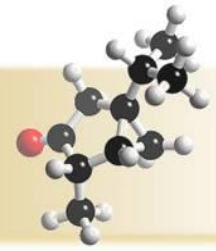
- Perhatikan larutan asam asetat :



- Bila ion asetat ditambahkan ke dalam larutan menurut asas Le Châtelier kesetimbangan akan bergeser ke kiri.

“Ionisasi dari elektrolit lemah berkurang dengan penambahan larutan elektrolit kuat yang mempunyai anion sejenis dengan elektrolit lemah.”



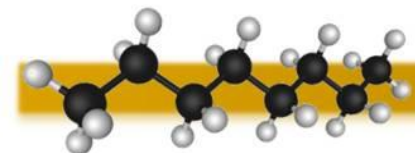


Efek Ion Sejenis

Hitunglah konsentrasi ion fluorida dan pH larutan yang mengandung 0.20 *M* HF dan 0.10 *M* HCl.

K_a untuk HF adalah 6.8×10^{-4} .

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 6.8 \times 10^{-4}$$





Efek Ion Sejenis

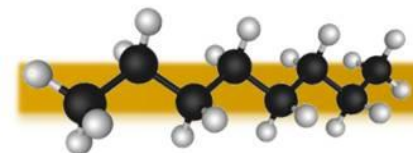


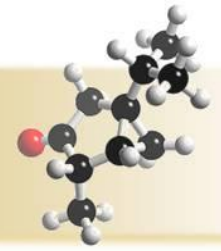
Karena adanya HCl yang merupakan asam kuat, maka konsentrasi awal $[\text{H}_3\text{O}^+]$ tidak 0, tetapi 0.10 M.

	[HF], M	$[\text{H}_3\text{O}^+]$, M	$[\text{F}^-]$, M
Awal	0.20	0.10	0
Perubahan	-x	+x	+x
Kesetimbangan	$0.20 - x \approx 0.20$	$0.10 + x \approx 0.10$	x

$$6.8 \times 10^{-4} = \frac{(0.10)(x)}{(0.20)}$$

$$\frac{(0.20)(6.8 \times 10^{-4})}{(0.10)} = x$$
$$1.4 \times 10^{-3} = x$$



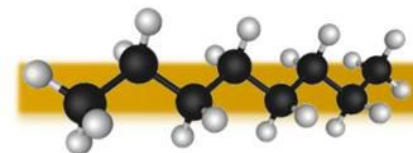


Efek Ion Sejenis

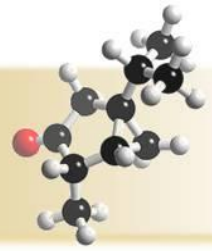
- Maka, $[F^-] = x = 1.4 \times 10^{-3}$

$$[H_3O^+] = 0.10 + x = 1.01 + 1.4 \times 10^{-3} = 0.10 \text{ M}$$

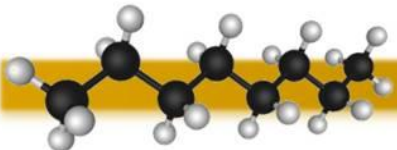
- Jadi, $pH = -\log (0.10)$
 $pH = 1.00$



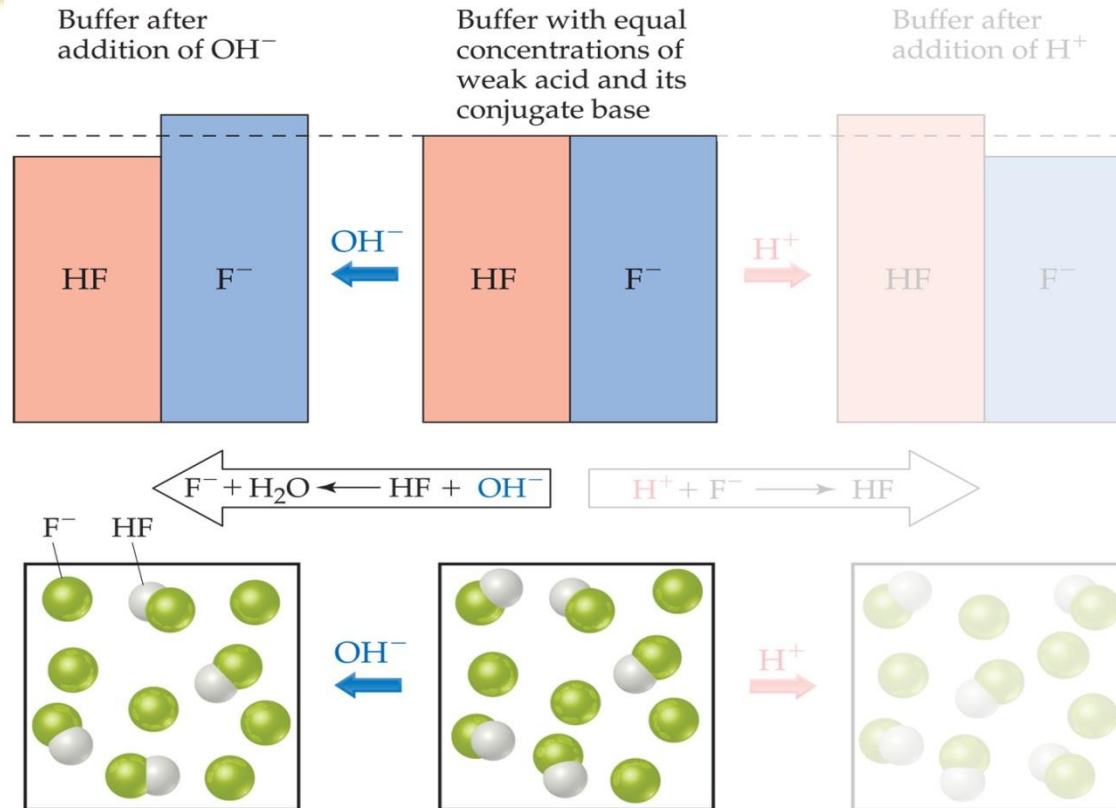
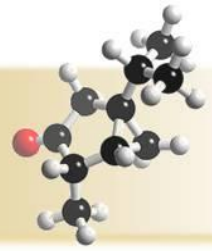
Larutan Buffer



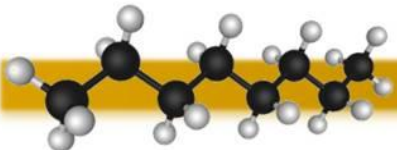
- Larutan pasangan asam lemah dan basa konjugasinya.
- Larutan ini menahan perubahan pH walaupun asam atau basa kuat ditambahkan.



Larutan Buffer



Sebagai contoh, apabila sejumlah kecil hidroksida ditambahkan ke larutan HF dan NaF yang ekuimolar, maka HF akan bereaksi dengan OH⁻ menghasilkan F⁻ dan air.

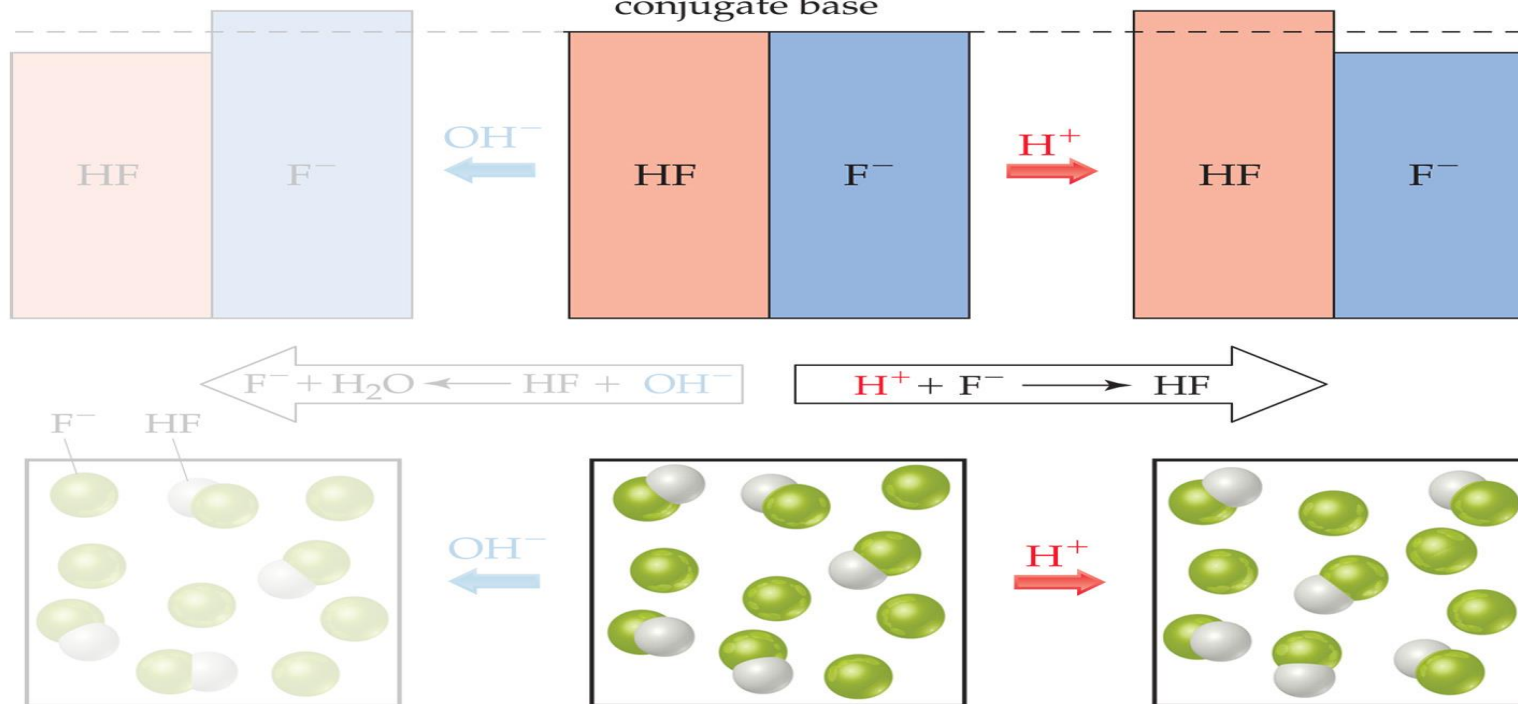


Larutan Buffer

Buffer after
addition of OH^-

Buffer with equal
concentrations of
weak acid and its
conjugate base

Buffer after
addition of H^+



Sebaliknya penambahan H^+ bereaksi dengan F^- menghasilkan HF.





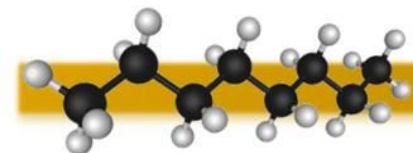
Perhitungan Buffer

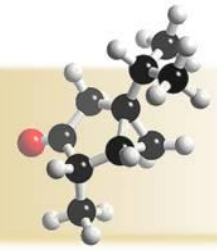


Pernyataan tetapan kesetimbangan untuk dissosiasi asam HA :



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





Perhitungan Buffer

Penyusunan ulang persamaan tersebut menjadi

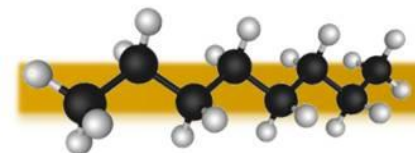
$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Logaritma negatif kedua bagian persamaan tersebut:

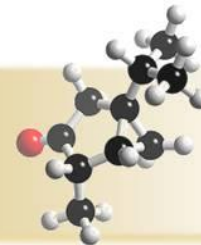
$$-\log K_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] + -\log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Diagram illustrating the relationship between the equation and buffer components:

- $-\log K_a$ is labeled $\text{p}K_a$.
- $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ is labeled pH .
- The term $\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ is shown with $[\text{A}^-]$ in the numerator and $[\text{HA}]$ in the denominator.
- An arrow points from the word "basa" (base) to the numerator $[\text{A}^-]$.
- An arrow points from the word "asam" (acid) to the denominator $[\text{HA}]$.



Persamaan Henderson–Hasselbalch



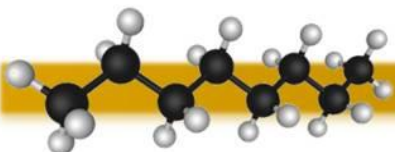
Berapakah pH buffer dari 0.12 *M* asam laktat, HC₃H₅O₃, dan 0.10 *M* natrium laktat? *K_a* untuk asam laktat adalah 1.4×10^{-4} .

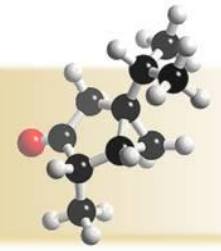
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{basa}]}{[\text{asam}]}$$

$$\text{pH} = -\log (1.4 \times 10^{-4}) + \log \frac{(0.10)}{(0.12)}$$

$$\text{pH} = 3.85 + (-0.08)$$

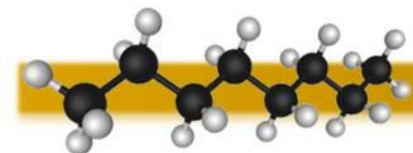
$$\text{pH} = 3.77$$





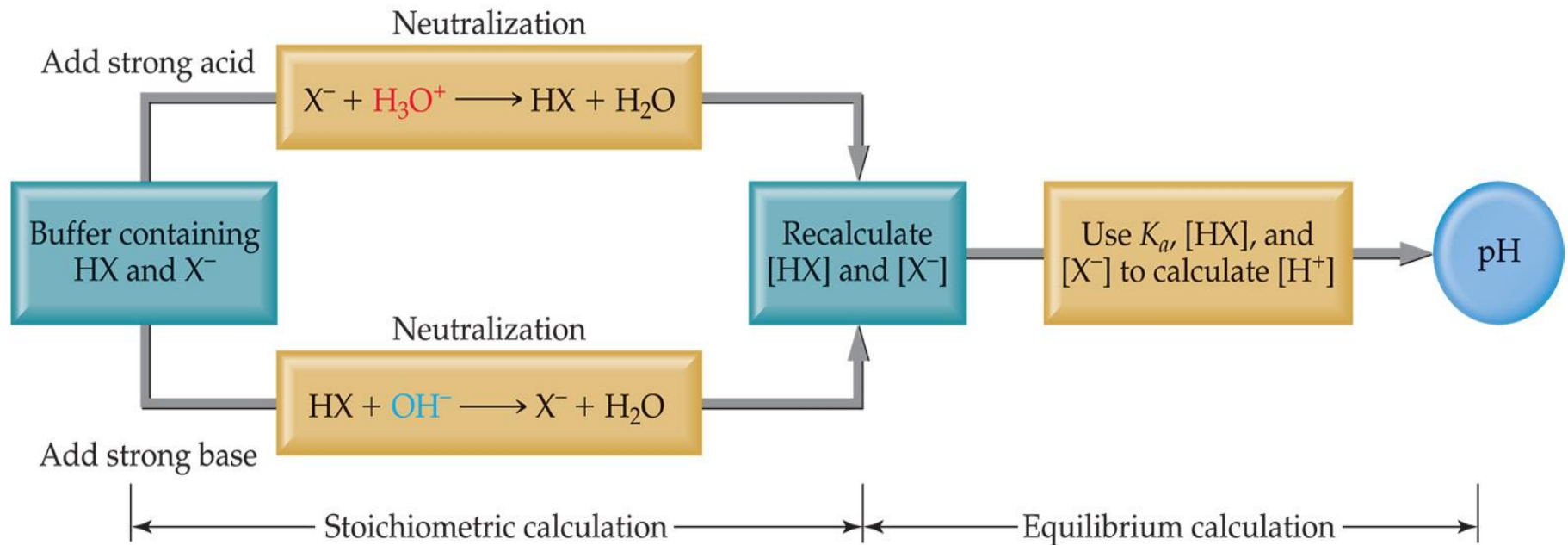
Kisaran pH

- Kisaran pH adalah kisaran nilai pH dimana sistem buffer bekerja efektif.
- Sebaiknya dipilih asam dengan pK_a mendekati pH yang diinginkan.

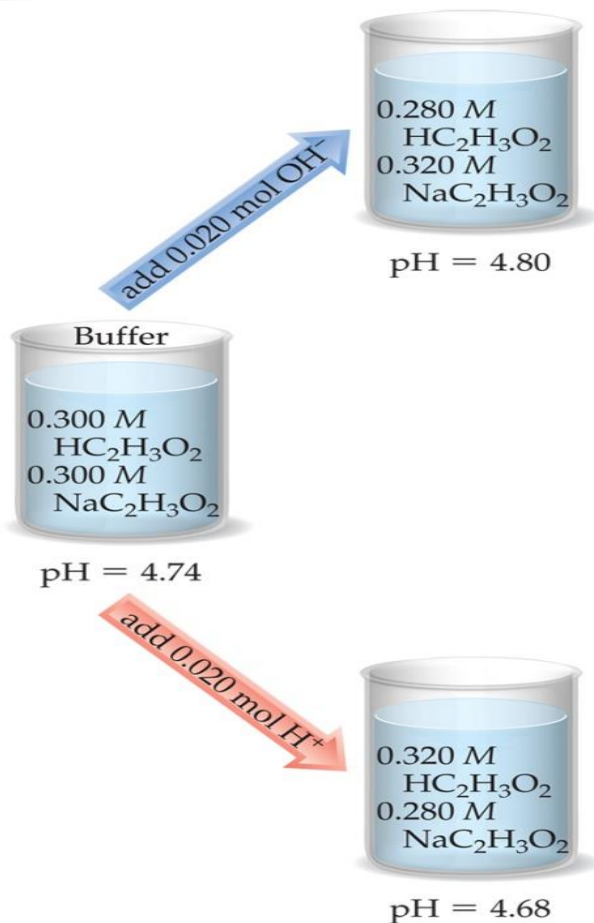
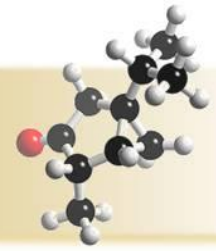


Jika Asam Atau Basa Kuat Ditambahkan Ke Dalam Buffer

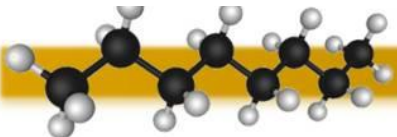
...dalam hal ini dianggap aman bahwa semua asam atau basa kuat digunakan dalam reaksi.



Penambahan Asam Atau Basa Kuat Pada Buffer

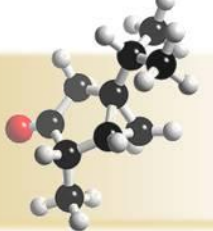


1. Tentukan bagaimana reaksi netralisasi mempengaruhi jumlah asam lemah dan basa konjugasinya.
2. Gunakan persamaan Henderson–Hasselbalch untuk menentukan pH larutan yang baru.



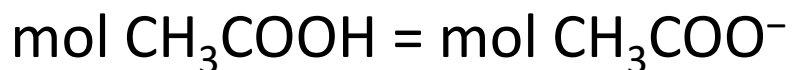


Menghitung Perubahan pH Dalam Buffer

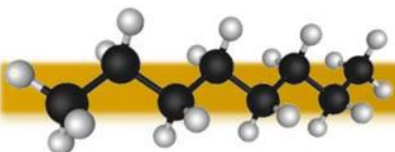


Suatu buffer dibuat dengan menambahkan 0.300 mol CH_3COOH dan 0.300 mol CH_3COONa ke dalam air untuk membuat 1.00 L larutan. Larutan buffer tersebut mempunyai pH 4.74. Hitunglah pH larutan tersebut setelah penambahan 0.020 mol of NaOH .

Sebelum reaksi,



$$\text{pH} = \text{p}K_a = -\log (1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

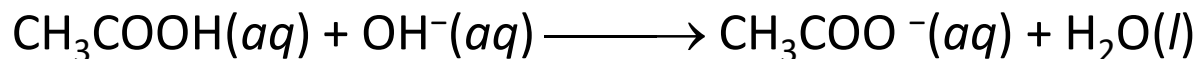




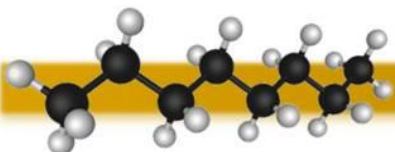
Menghitung Perubahan pH Dalam Buffer



0.020 mol NaOH akan bereaksi dengan 0.020 mol asam asetat :

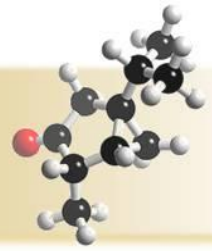


	CH_3COOH	CH_3COO^-	OH^-
Sebelum Reaksi	0.300 mol	0.300 mol	0.020 mol
Setelah Reaksi	0.280 mol	0.320 mol	0.000 mol





Menghitung Perubahan pH Dalam Buffer



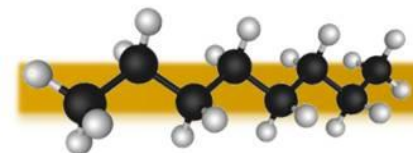
Sekarang gunakan persamaan untuk menghitung pH yang baru :

$$\text{pH} = 4.74 + \log \frac{(0.320)}{(0.200)}$$

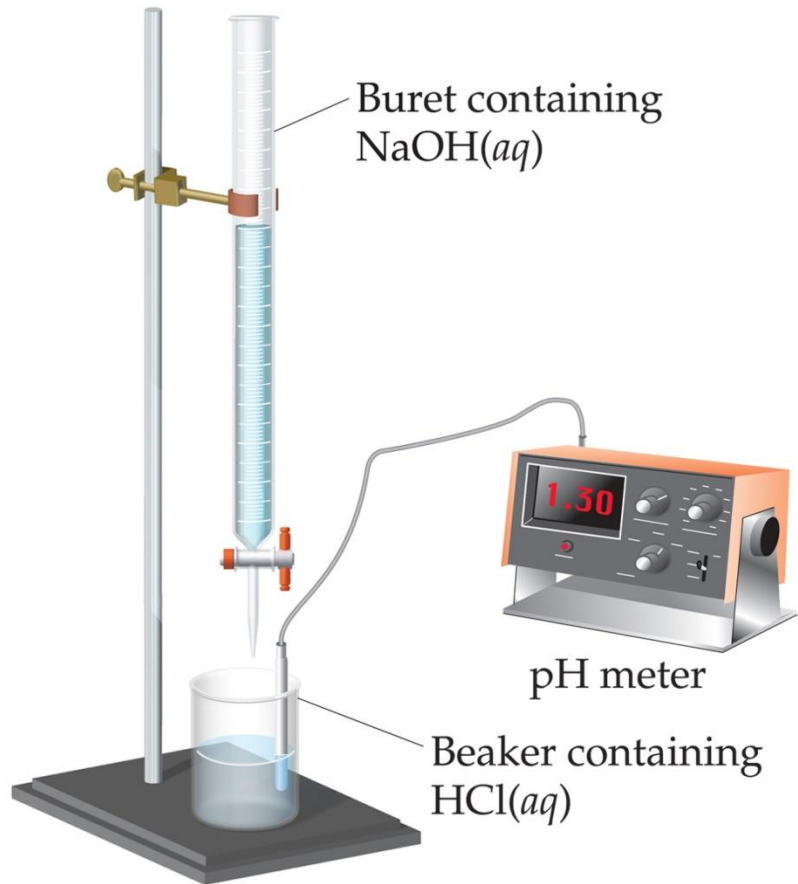
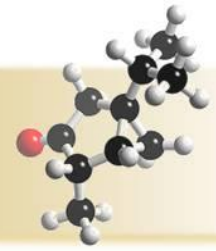
$$\text{pH} = 4.74 + 0.06$$

$$\text{pH} = 4.80$$

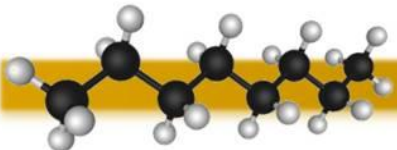
Penambahan 0.02 mol NaOH ke dalam larutan buffer merubah pH dari 4.74 menjadi 4.80



Titrasi



Konsentrasi larutan basa (atau asam) yang diketahui perlahan-lahan ditambahkan ke dalam larutan asam (atau basa).

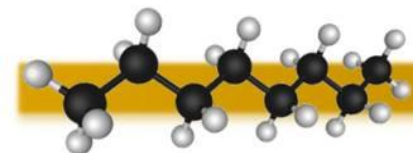




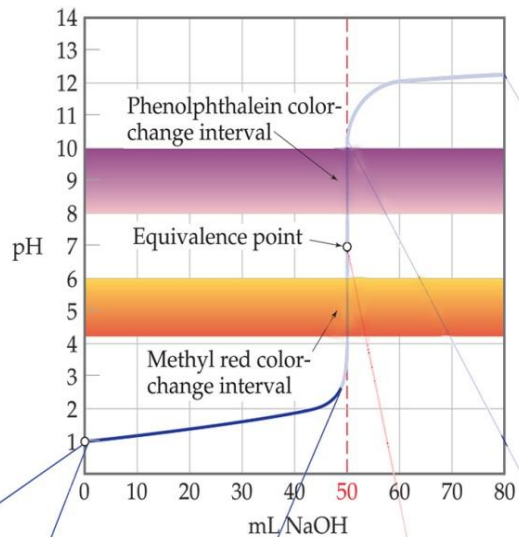
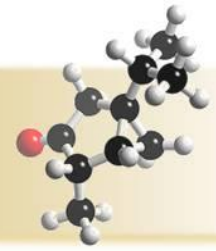
Titrasi



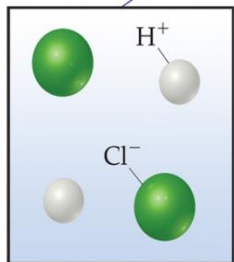
pH meter atau indikator digunakan untuk menentukan apakah larutan telah mencapai titik ekuivalen, titik dimana jumlah asam dan basa sama secara stoikiometri.



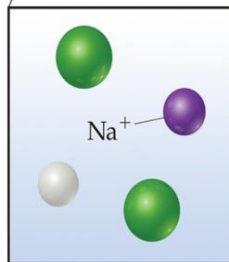
Titrasi Asam Kuat Dengan Basa Kuat



Dari awal titrasi sampai mendekati titik ekuivalen, pH larutan berubah secara perlahan.



Initial acid



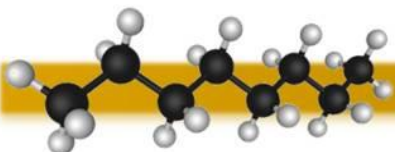
Remaining acid



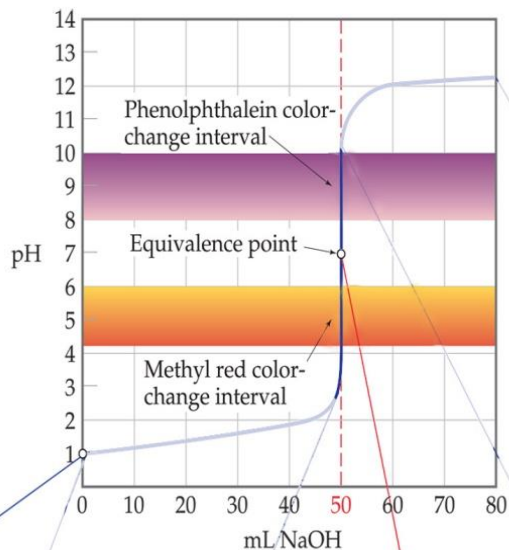
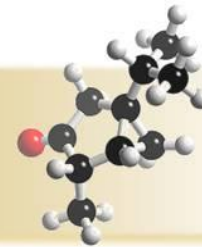
Equivalence point



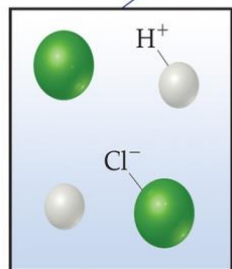
Excess base



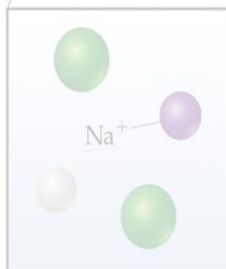
Titrasi Asam Kuat Dengan Basa Kuat



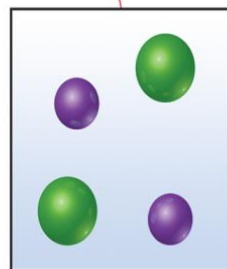
Tepat sebelum dan sesudah titik ekuivalen, pH larutan naik dengan cepat.



Initial acid



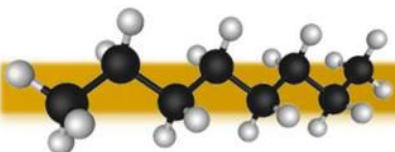
Remaining acid



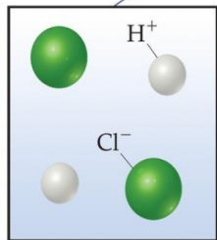
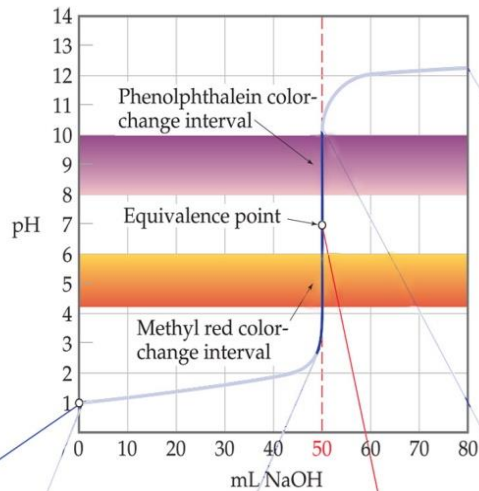
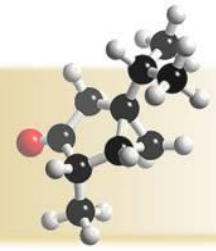
Equivalence point



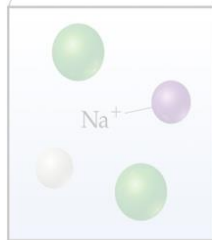
Excess base



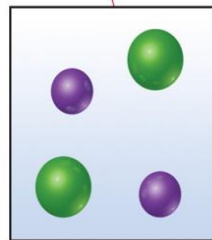
Titrasi Asam Kuat Dengan Basa Kuat



Initial acid



Remaining acid

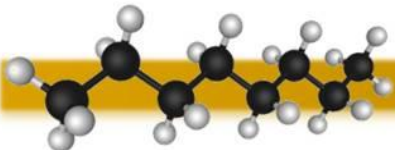


Equivalence point

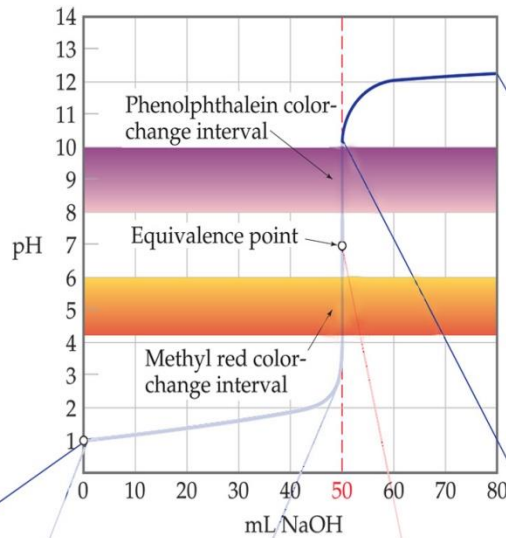
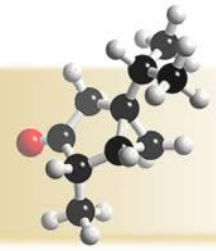


Excess base

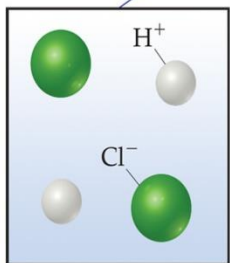
Pada titik ekuivalen, mol asam = mol basa, dan larutan hanya mengandung air dan garam yang berasal dari kation basa dan anion asam.



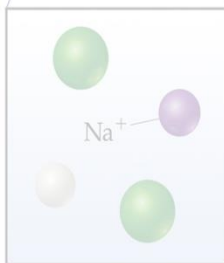
Titrasi Asam Kuat Dengan Basa Kuat



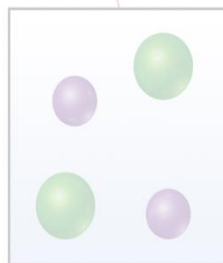
Penambahan basa selanjutnya setelah titik ekuivalen, kenaikan pH dapat dikatakan konstan.



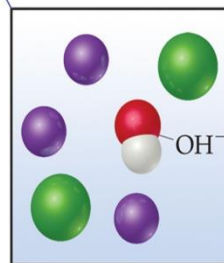
Initial acid



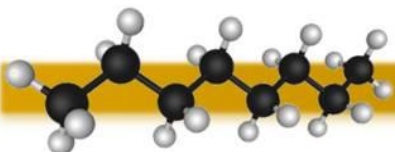
Remaining acid



Equivalence point

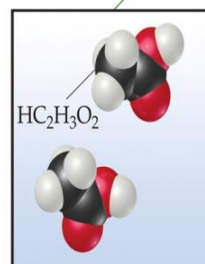
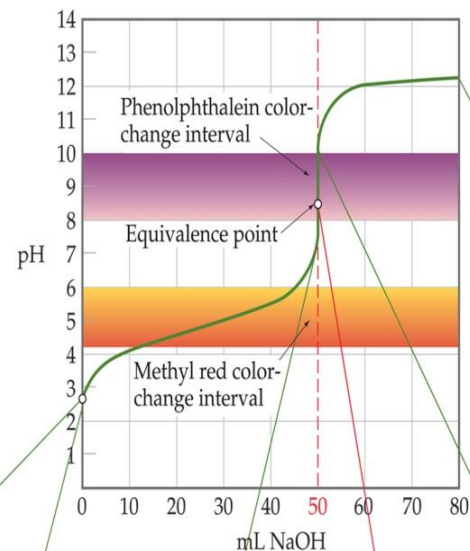


Excess base

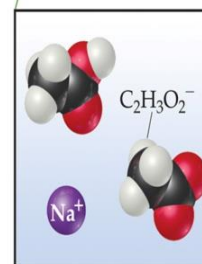


Titrasi Asam Lemah Dengan Basa Kuat

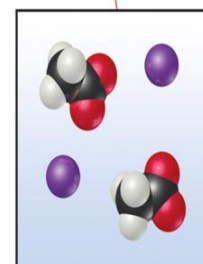
- Berbeda dengan kasus sebelumnya, basa konjugasi yang terbentuk mempengaruhi pH.
- pH pada titik ekuivalen > 7 .
- Indikator yang biasa digunakan untuk titrasi ini adalah Phenolphthalein.



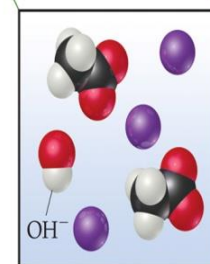
Initial acid



Buffer mixture



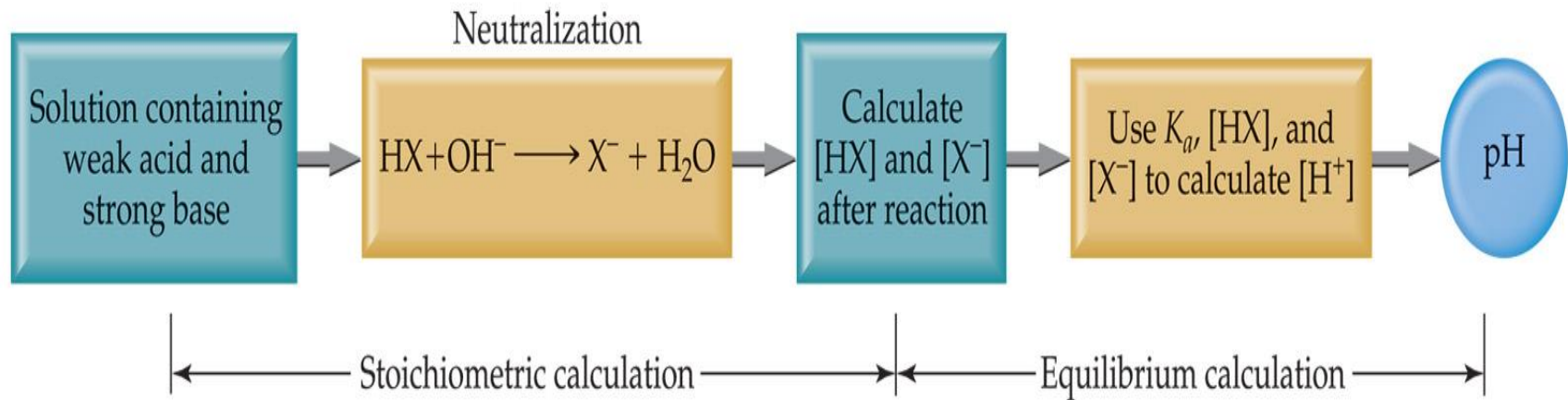
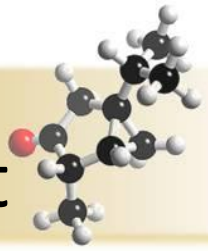
Equivalence point



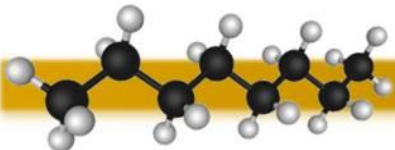
Excess base



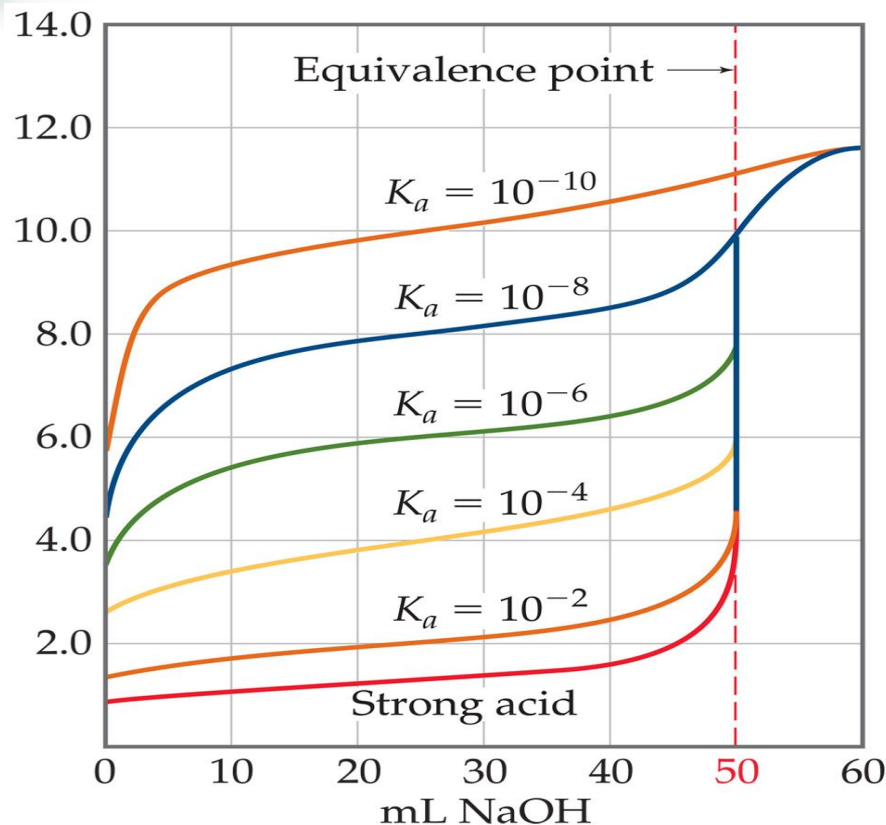
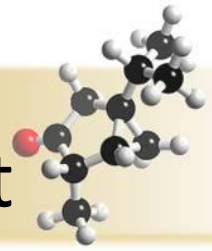
Titrasi Asam Lemah Dengan Basa Kuat



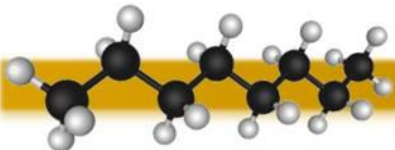
Pada titik-titik sebelum titik ekuivalen, pH larutan selama titrasi ditentukan oleh jumlah asam dan basa konjugasinya yang ada pada saat itu.



Titrasi Asam Lemah Dengan Basa Kuat

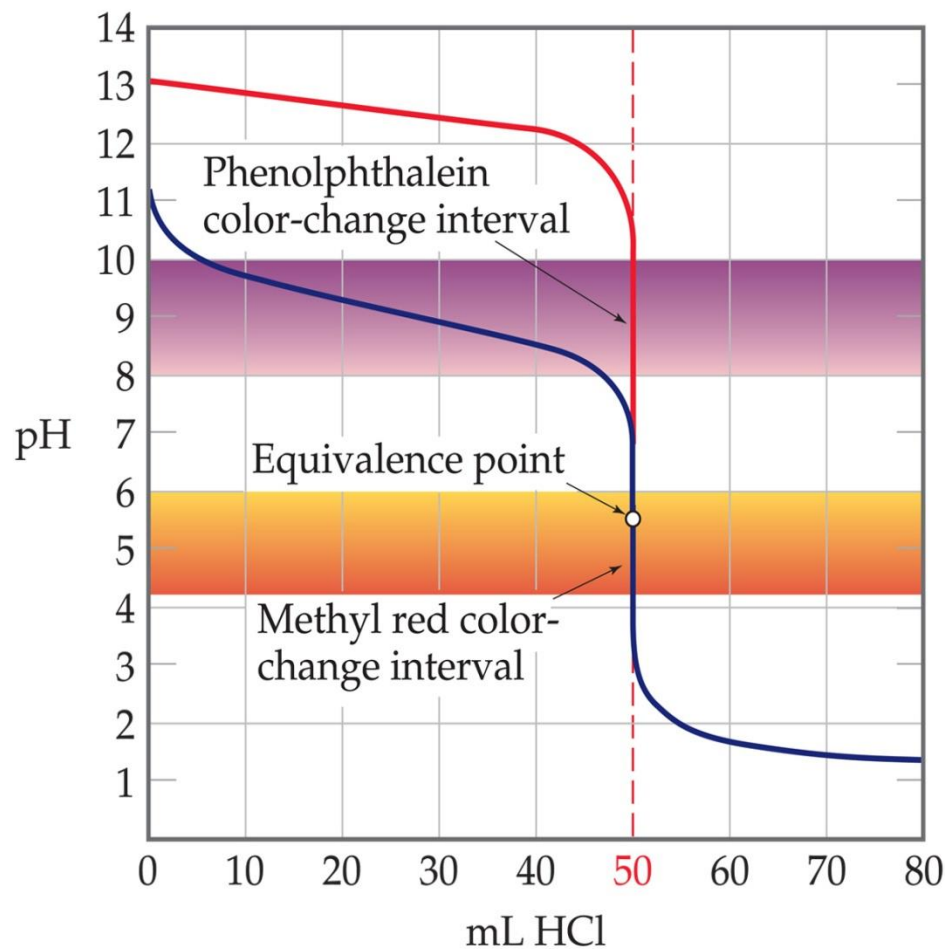


Semakin lemah asamnya, pH awal makin tinggi dan perubahan pH disekitar titik ekuivalen makin kecil (Δ pH makin kecil). Perubahan pH makin kurang tajam.



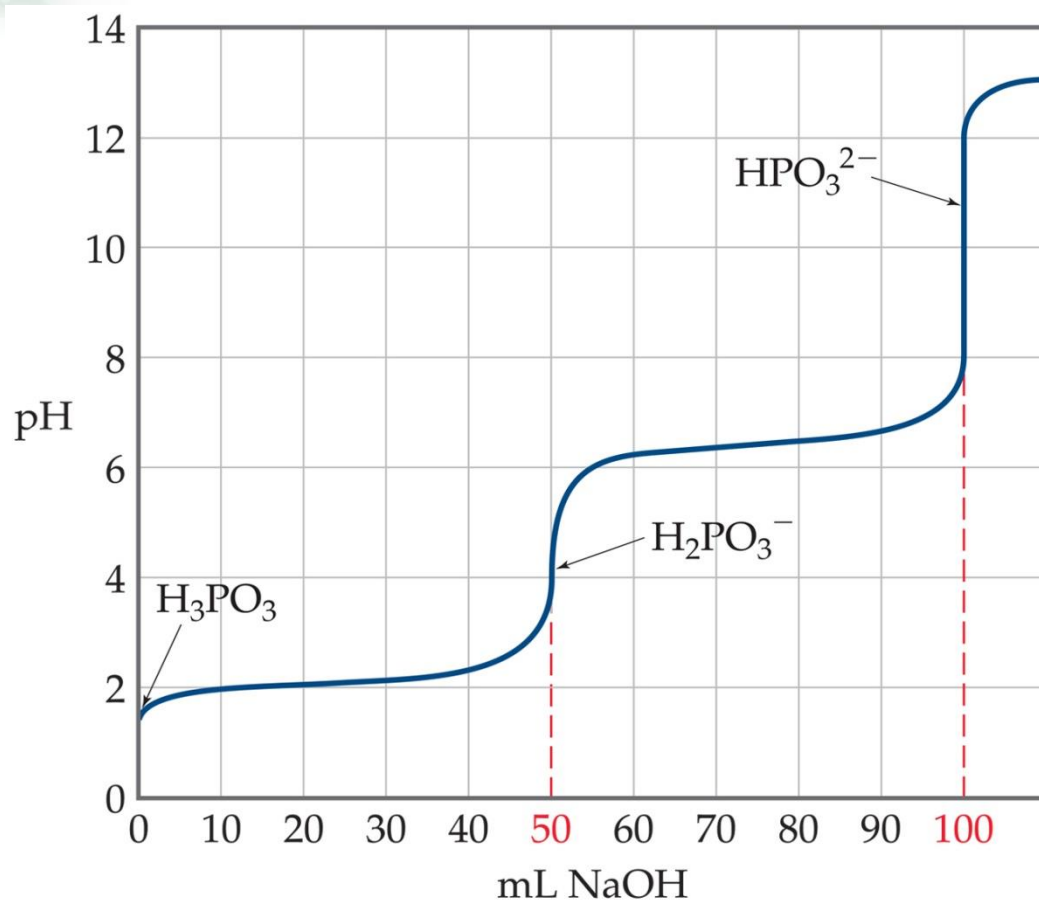
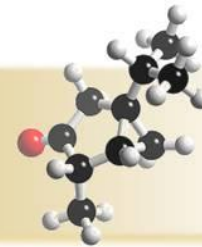
Titrasi Basa Lemah Dengan Asam Kuat

- pH pada titik ekuivalen pada titrasi ini < 7 .
- Indikator yang biasa digunakan adalah metil merah.

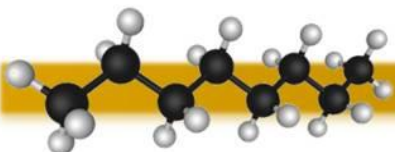


Copyright © 2006 Pearson Prentice Hall, Inc.

Titrasi Asam Poliprotik



Pada titrasi ini terdapat titik ekuivalen pada setiap dissosiasi.





Hal-hal Penting dalam Bab ini



Setelah mempelajari bab ini, anda harus dapat :

- Mendefinisikan dan menggunakan tiga teori asam-basa

Konsep

Asam

Basa

Arrhenius

Sumber H^+

Sumber OH^-

Bronsted

Donor H^+

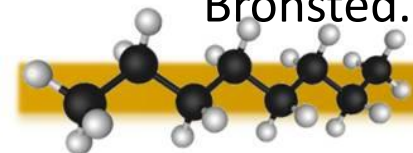
Aseptor H^+

Lewis

Aseptor pasangan elektron

Donor pasangan elektron

- Mengidentifikasi asam-asam dan basa-basa monoprotik dan poliprotik ,
menuliskan persamaan ionisasinya dalam air
- Mengerti kapan suatu zat dapat menjadi amfiprotik
- Mengenal asam dan basa Bronsted dalam reaksi dan mengidentifikasi
pasangan konjugasinya
- Dapat menggunakan Tabel untuk menentukan kekuatan relatif asam dan
basa
- Dapat menulis reaksi asam-basa dan tentukan apakah produk atau reaktan
yang disukai
- Memahami konsep autoionization dan perannya dalam kimia asam-basa
Bronsted.





Daftar Pustaka

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

