



BAB 5



Larutan Asam dan Basa



KONSEP ASAM DAN BASA

1. Menunjukkan Asam dan Basa

Indikator asam-basa adalah zat-zat warna yang mampu menunjukkan warna berbeda dalam larutan asam dan basa. **pH** adalah suatu parameter yang digunakan untuk menyatakan tingkat keasaman larutan. Larutan asam memiliki pH lebih kecil dari 7, larutan basa memiliki pH lebih besar dari 7,

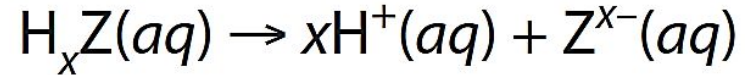
2. Teori Asam-Basa Arrhenius

Larutan asam memiliki rasa **masam** dan bersifat **korosif** (merusak logam, marmer, dan berbagai bahan lain), sedangkan larutan basa berasa agak **pahit** dan bersifat **kaustik** (licin, seperti bersabun).



Asam

Menurut Arrhenius, **asam** adalah zat yang dalam air melepaskan ion H^+ . Asam Arrhenius dapat dirumuskan sebagai H_xZ dan dalam air mengalami ionisasi sebagai berikut.



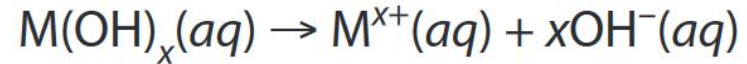
Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh satu molekul asam disebut **valensi asam**, sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepas ion H^+ disebut **ion sisa asam**.



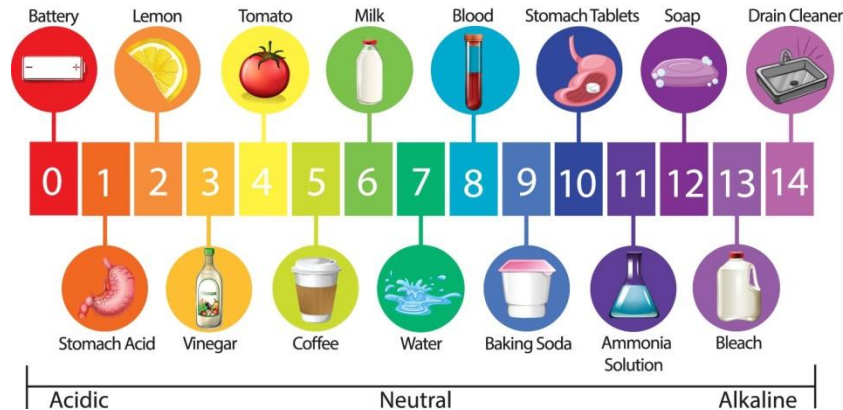
Basa

Menurut Arrhenius, **basa** adalah senyawa yang dalam air dapat menghasilkan ion hidroksida (OH^-)

Jumlah ion OH^- yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut **valensi basa**.



The pH Scale



www.shutterstock.com/BlueRingMedia

Beberapa contoh asam dan basa

Rumus asam	Nama asam	Reaksi ionisasi	Valensi asam	Sisa asam
Asam anorganik (asam mineral)				
HCl	Asam klorida	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	1	Cl^-
HCN	Asam sianida	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	1	CN^-
Rumus asam	Nama asam	Reaksi ionisasi	Valensi asam	Sisa asam
Asam organik				
HCOOH	Asam formiat (asam semut)	$\text{HCOOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	1	HCOO^-
CH_3COOH	Asam asetat (asam cuka)	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1	CH_3COO^-



3. Konsep pH, pOH, dan pK_w

pH

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

Jadi, derajat atau tingkat keasaman larutan tergantung pada konsentrasi ion H^+ dalam larutan. **Sorensen** (1868–1939), seorang ahli kimia dari Denmark, mengusulkan konsep pH untuk menyatakan konsentrasi ion H^+ , yaitu sama dengan negatif logaritma konsentrasi ion H^+

Jika $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-n}$, maka $\text{pH} = n$

Jika $[\text{H}^+] = x \times 10^{-n}$, maka $\text{pH} = n - \log x$

Sebaliknya, jika $\text{pH} = n$, maka $[\text{H}^+] = 10^{-n}$

Berdasarkan definisi tersebut, dapat disimpulkan beberapa rumus sebagai berikut.

Hubungan Tingkat Keasaman dengan pH

Semakin asam larutan, semakin kecil nilai pH-nya, dan sebaliknya. Hal itu terjadi karena pH dan konsentrasi ion H^+ dihubungkan dengan tanda negatif. Selanjutnya, karena bilangan dasar logaritma adalah 10, maka larutan yang nilai pH-nya berbeda sebesar n mempunyai perbedaan konsentrasi ion H^+ sebesar 10^n .

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

Jika konsentrasi ion $H^+ = 0,01 \text{ M}$ (10 kali lebih kecil), maka nilai $pH = -\log 0,01 = 2$ (naik 1 satuan).





pOH

Analogi dengan pH (sebagai cara menyatakan konsentrasi ion H^+), konsentrasi ion OH^- juga dapat dinyatakan dengan cara yang sama, yaitu pOH

$$pOH = -\log [OH^-]$$



Tetapan Kesetimbangan Air (K_w)

Salah satu penjelasan mengapa air dapat menghantarkan listrik adalah karena sebagian kecil dari air terionisasi menjadi ion H^+ dan ion OH^-



Tetapan kesetimbangan untuk kesetimbangan ionisasi air dinyatakan sebagai berikut.

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

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

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

Nilai K_w pada berbagai suhu adalah 1×10^{-14} .



Hubungan $[H^+]$ dengan $[OH^-]$

Konsentrasi ion H^+ sama besar dengan konsentrasi ion OH^- .

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

Hubungan pH dengan pOH

Hubungan antara pH dengan pOH dapat diturunkan dari persamaan tetapan kesetimbangan air (K_w).

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

Jika kedua ruas persamaan ini diambil nilai negatif logaritmanya, diperoleh:



$$-\log K_w = -\log ([H^+] \times [OH^-])$$

$$-\log K_w = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$$

dengan $p = -\log$, maka:

$$pK_w = pH + pOH$$

atau

$$pH + pOH = pK_w$$



Contoh :

Tentukan pH larutan jika konsentrasi ion H^+ sebesar:

- a. 1×10^{-3} dan
- b. 5×10^{-6} .

Diketahui $\log 2 = 0,3$.

Jawab:

Contoh soal ini menyajikan nilai konsentrasi ion H^+ dalam berbagai bentuk. Perhatikan cara menyelesaikannya karena soal sejenis akan sering muncul pada pembahasan selanjutnya.

- a. $[H^+] = 1 \times 10^{-3} \Rightarrow pH = -\log (1 \times 10^{-3})$
 $= 3$
- b. $[H^+] = 5 \times 10^{-6} \Rightarrow pH = -\log (5 \times 10^{-6})$
 $= 6 - \log 5$
 $= 6 - \log \frac{10}{2}$
 $= 6 - (\log 10 - \log 2)$
 $= 5 + \log 2$
 $= 5,3$

Tentukan konsentrasi ion H^+ dalam larutan yang pH-nya:

- a. 2 dan
- b. 3,7 (diketahui $\log 2 = 0,3$).

Jawab:

Soal seperti ini merupakan kebalikan dari Contoh Soal 5.1. Jika nilai pH merupakan bilangan bulat, Anda tinggal memasukkan data yang ada ke dalam rumus: $[H^+] = 10^{-pH}$. Sebaliknya, jika nilai pH merupakan bilangan tidak bulat, perhatikan cara penyelesaian yang diberikan, atau gunakan kalkulator. **Ingat**, sifat logaritma: jika $\log a = \log b$, berarti $a = b$.

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

- a. $pH = 2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-2} M$
- b. $pH = 3,7 \Rightarrow -\log [H^+] = 3,7$
 $\log [H^+] = 4 - 0,3$
 $\log [H^+] = 4 - \log 2$
 $[H^+] = 2 \times 10^{-4} M$

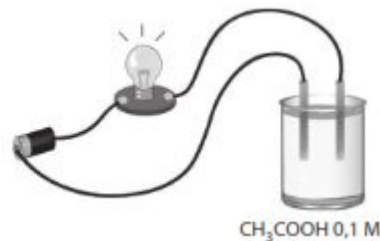
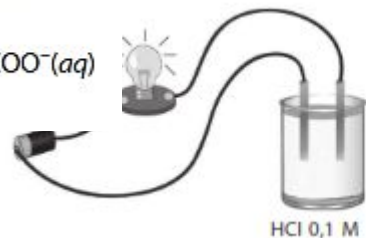
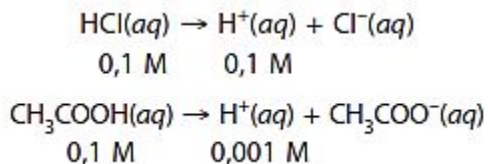
Soal seperti contoh (b) dapat juga diselesaikan dengan menggunakan kalkulator.

$$pH = 3,7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-3,7}$$
$$= 1,995 \times 10^{-4} M$$



4. Kekuatan Asam

Kekuatan asam dan basa akan dinyatakan dalam besaran derajat ionisasi dan tetapan kesetimbangan ionisasinya.



Derajat ionisasi

Derajat ionisasi (α) adalah perbandingan antara jumlah zat yang mengion dengan jumlah zat mula-mula.

$$\alpha = \frac{\text{jumlah zat yang mengion}}{\text{jumlah zat mula-mula}}$$

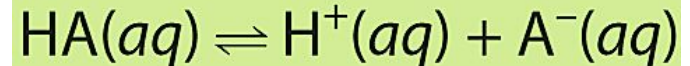


$$0 \leq \alpha \leq 1$$

Zat elektrolit yang mempunyai derajat ionisasi besar (mendekati 1) disebut **elektrolit kuat**, sedangkan zat yang derajat ionisasinya kecil (mendekati 0), disebut **elektrolit lemah**.

Tetapan ionisasi asam (K_a)

Secara umum, reaksi ionisasi asam lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut.



Tetapan kesetimbangan untuk ionisasi asam disebut **tetapan ionisasi asam**

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



Daftar tetapan ionisasi (K_a) beberapa asam

Nama asam	Rumus kimia	K_a
Asam asetat	CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
Asam benzoat	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,5 \times 10^{-5}$
Asam format	HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$
Fenol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$1,3 \times 10^{-10}$



Hubungan tetapan ionisasi asam dengan derajat ionisasi

Telah disebutkan bahwa derajat ionisasi (α) merupakan jumlah zat yang mengion dengan jumlah zat mula-mula.

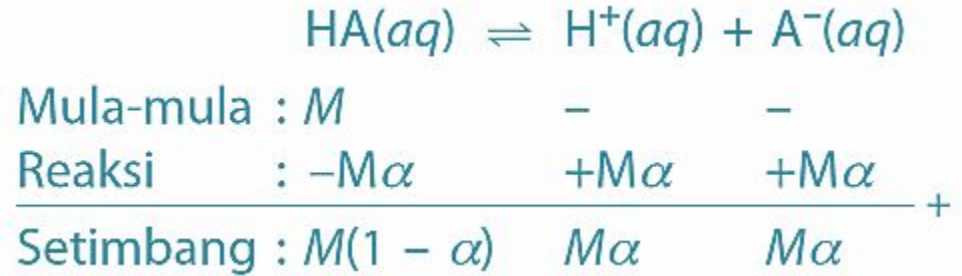
$$\alpha = \frac{\text{jumlah zat yang mengion}}{\text{jumlah zat mula-mula}}$$

Jika konsentrasi elektrolit (zat mula-mula) adalah M molar, maka persamaan tersebut dapat ditulis sebagai berikut.

$$\alpha = \frac{\text{jumlah zat yang mengion}}{M}$$



Selanjutnya, komposisi kesetimbangan dari suatu asam lemah (HA) yang mempunyai konsentrasi M molar dan mengion dengan derajat ionisasi (α) dapat dinyatakan sebagai berikut.



Jika komposisi kesetimbangan ini dimasukkan ke dalam persamaan tetapan kesetimbangan asam diperoleh persamaan sebagai berikut.

Dengan menganggap $(1 - \alpha) \approx 1$

$$K_a = \frac{M\alpha \times M\alpha}{M} \text{ atau } K_a = M \times \alpha^2$$

Jadi,

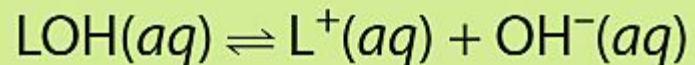
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}}$$

$$K_a = \frac{M\alpha \times M\alpha}{M(1 - \alpha)}$$



5. Kekuatan Basa

Seperti halnya asam kuat, reaksi ionisasi basa kuat merupakan reaksi berkesudahan. , reaksi ionisasi basa lemah bervalensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut.



Tetapan kesetimbangan pada Persamaan 5.11 disebut **tetapan ionisasi basa** (K_b).

$$K_b = \frac{[\text{L}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{LOH}]}$$

Tetapan ionisasi basa dengan derajat ionisasi basa dinyatakan sebagai berikut.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{M}}$$



6. Menghitung pH Larutan Asam

Asam kuat

Telah disebutkan bahwa asam kuat mengion sempurna, pH larutan dapat ditentukan jika konsentrasi asam diketahui.

$$[H^+] = M \times \text{valensi asam}$$

Asam lemah

Konsentrasi ion H^+ hanya dapat ditentukan jika derajat ionisasi (α) atau tetapan ionisasi asam (K_a) juga diketahui.



Jika tetapan ionisasi asam (K_a) diketahui konsentrasi ion H^+ dalam larutan asam lemah dapat dikaitkan dengan tetapan ionisasi asam dan persamaan2 sebelumnya sehingga menggunakan persamaan.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{M}$$

Oleh karena $[H^+] = [A^-]$, maka persamaan tersebut dapat dinyatakan sebagai berikut.

K_a = tetapan ionisasi asam dan
 M = konsentrasi asam (mol L^{-1}).

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

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



Jika derajat ionisasi asam (α) diketahui kaitan antara konsentrasi ion H^+ dengan derajat ionisasi asam ditunjukkan oleh Persamaan

$$[H^+] = M \times \alpha$$

Jadi, jika konsentrasi dan derajat ionisasi asam diketahui, maka konsentrasi ion H^+ dapat ditentukan.



Asam lemah polivalen

Asam lemah polivalen (asam bervalensi banyak) mengion secara bertahap. Asam valensi dua mengion dalam dua tahap dan asam valensi tiga mengion dalam tiga tahap. Untuk asam lemah polivalen, berlaku persamaan berikut.

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} \times M}$$



7. Menghitung pH Larutan Basa

Basa kuat

Seperti halnya asam kuat, pH larutan basa kuat dapat ditentukan hanya dengan mengetahui konsentrasi basa.

$$[OH^-] = M \times \text{valensi basa}$$



Basa lemah

Hubungan konsentrasi ion OH^- dengan derajat ionisasi basa (α) dan tetapan ionisasi basa (K_b) dinyatakan sebagai berikut.

$$[\text{OH}^-] = M \times \alpha$$
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times M}$$

8. Indikator Asam-Basa

Indikator merupakan suatu asam atau basa organik lemah yang memiliki warna berbeda dalam bentuk molekul dan ion dalam suatu reaksi kesetimbangan.



indikator asam-basa dari bahan alam

Berbagai jenis zat warna yang dipisahkan dari tumbuhan dan kemungkinan juga dapat digunakan sebagai indikator asam-basa, misalnya, daun mahkota bunga (kembang sepatu, bogenvil, mawar, dan lain-lain), kunyit, dan bit.

Trayek perubahan warna indikator asam-basa

Batas-batas pH ketika indikator mengalami perubahan warna kita sebut **trayek perubahan warna** atau **trayek pH** indikator itu. Jadi, trayek perubahan warna lakmus adalah 5,5–8,0.



Trayek perubahan warna dari beberapa indikator

Indikator	Trayek perubahan warna	Perubahan warna
Timol biru	1,2 – 2,8	Merah – Kuning
	8,0 – 9,6	Kuning – Biru
Metil kuning	2,9 – 4,0	Merah – Kuning
Metil jingga	3,1 – 4,4	Merah – Kuning
Bromkresol hijau	3,8 – 5,4	Kuning – Biru
Metil merah	4,2 – 6,3	Merah – Kuning
Bromkresol ungu	5,2 – 6,8	Kuning – Ungu
Bromtimol biru	6,0 – 7,6	Kuning – Biru



Menentukan pH dengan menggunakan beberapa indikator

Oleh karena setiap indikator mempunyai trayek perubahan warna yang berbeda, maka pH larutan dapat ditentukan (diperkirakan) dengan kombinasi dari beberapa (dalam contoh ini dua) indikator sehingga diperoleh rentang pH yang lebih sempit.



Contoh :

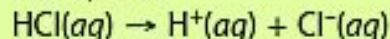
Tentukan pH dari:

- larutan HCl 0,01M dan
- larutan H_2SO_4 0,001 M.

Jawab:

Nilai pH tergantung pada konsentrasi ion H^+ . Dalam hal ini, $[\text{H}^+]$ dapat dikaitkan dengan konsentrasi asamnya karena asam kuat dianggap mengion sempurna.

- HCl 0,01 M



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

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,01 = 2$$

- $\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$

Dari perbandingan koefisien reaksinya, dapat diketahui bahwa:

$$[\text{H}^+] = 2 \times [\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,002 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,002 = 3 - \log 2$$

Hitung pH larutan berikut.

- HCOOH 0,1 M ($\alpha = 0,01$)
- CH_3COOH 0,05 M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

Jawab:

- Larutan HCOOH 0,1 M ($\alpha = 0,01$)

$$[\text{H}^+] = M \times \alpha = 0,1 \times 0,01 = 1 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-3} = 3$$

- Larutan CH_3COOH 0,05 M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,05}$$

$$= \sqrt{9 \times 10^{-7}} = 3 \times 10^{-3,5}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log 3 \times 10^{-3,5} \\ &= 3,5 - \log 3 \end{aligned}$$



Contoh :

Hitung pH larutan H_2S 0,01 M jika diketahui $K_{a1} = 8,9 \times 10^{-8}$ dan $K_{a2} = 1,2 \times 10^{-13}$.

Jawab:

Perhatikan bahwa asam yang ditanyakan (H_2S) mempunyai nilai K_{a1} yang relatif kecil (kurang dari 1×10^{-4}) sehingga konsentrasi ion H^+ praktis hanya ditentukan oleh ionisasi tahap pertama. Oleh karena itu, Anda tinggal memasukkan data yang ada (konsentrasi dan K_{a1}) ke dalam rumus yang digunakan untuk asam lemah.

$$\begin{aligned}[\text{H}^+] &= \sqrt{K_{a1} \times M} \\&= \sqrt{8,9 \times 10^{-8} \times 0,01} \\&= 3 \times 10^{-5} \\ \text{pH} &= -\log 3 \times 10^{-5} \\&= 5 - \log 3 \\&= 4,52\end{aligned}$$

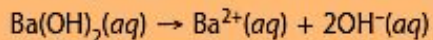
Berapakah pH dari larutan $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,001 M?

Jawab:

pH larutan basa kuat dapat ditentukan dengan tahapan sebagai berikut.

- (1) Tentukan $[\text{OH}^-]$ berdasarkan perbandingan koefisien.
- (2) Tentukan pOH dengan rumus $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$.
- (3) Tentukan pH berdasarkan: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$.

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ tergolong basa kuat yang dianggap mengion sempurna dalam air.



$$\begin{aligned}[\text{OH}^-] &= 2 \times [\text{Ba}(\text{OH})_2] \\&= 2 \times 0,001 \text{ M} \\&= 2 \times 10^{-3} \text{ M}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{pOH} &= -\log 2 \times 10^{-3} \\&= 3 - \log 2\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\&= 11 + \log 2\end{aligned}$$



Contoh :

Suatu larutan berwarna biru jika ditetesi dengan indikator bromtimol biru (6,0–7,6) dan tidak berwarna dengan indikator fenolftalein (8,3–10,0). Berapakah pH larutan tersebut?

Jawab:

Jika dengan indikator bromtimol biru berwarna biru, berarti pH larutan lebih besar dari 7,6.

Jika dengan indikator fenolftalein tidak berwarna, berarti pH larutan kurang dari 8,3.



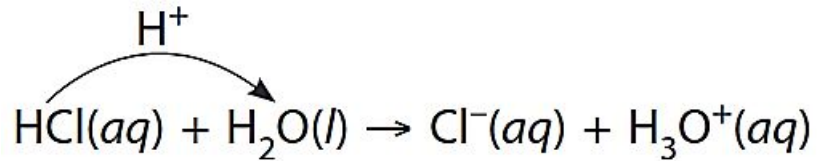
Jadi, pH larutan tersebut adalah antara 7,6–8,3 atau $7,6 < \text{pH} < 8,3$.



TEORI ASAM-BASA BRONSTED-LOWRY DAN LEWIS

1. Pengertian Asam dan Basa Menurut Bronsted dan Lowry

Menurut Bronsted dan Lowry, **asam** adalah spesi yang memberi proton, sedangkan **basa** adalah spesi yang menerima proton pada suatu reaksi pemindahan proton.



Asam Bronsted-Lowry = donor proton

Basa Bronsted-Lowry = akseptor proton



2. Pasangan Asam dan Basa Konjugasi

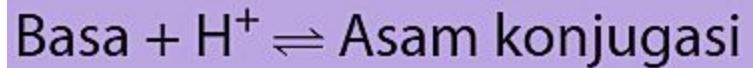
Setelah melepas satu proton, suatu asam akan membentuk spesi yang disebut **basa konjugasi** dari asam tersebut. Spesi tersebut adalah suatu basa karena dapat menyerap proton dan membentuk kembali asam semula.



Asam	\rightleftharpoons	Proton	+	Basa konjugasi
HCl	\rightleftharpoons	H^+	+	Cl^-
H_2O	\rightleftharpoons	H^+	+	OH^-
NH_3	\rightleftharpoons	H^+	+	NH_2^-
HSO_4^-	\rightleftharpoons	H^+	+	SO_4^{2-}



Demikian juga dengan suatu basa, setelah menyerap satu proton akan membentuk suatu spesi yang disebut **asam konjugasi** dari basa tersebut.



Basa	+	Proton	\rightleftharpoons	Asam konjugasi
NH_3	+	H^+	\rightleftharpoons	NH_4^+
H_2O	+	H^+	\rightleftharpoons	H_3O^+
OH^-	+	H^+	\rightleftharpoons	H_2O
S^{2-}	+	H^+	\rightleftharpoons	HS^-



Suatu asam hanya melepas proton jika ada basa yang menyerap proton tersebut. Pada suatu reaksi asam-basa Bronsted-Lowry, asam berubah menjadi basa konjugasinya, sedangkan basa berubah menjadi asam konjugasinya.

Asam-1	+	Basa-2	\rightleftharpoons	Basa-1	+	Asam-2
HCl	+	NH ₃	\rightleftharpoons	Cl ⁻	+	NH ₄ ⁺
H ₂ O	+	CO ₃ ²⁻	\rightleftharpoons	OH ⁻	+	HCO ₃ ⁻
CH ₃ COOH	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₃ COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
HNO ₂	+	CH ₃ COOH	\rightleftharpoons	NO ₂ ⁻	+	CH ₃ COOH ₂ ⁺



3. Kekuatan Relatif Asam dan Basa

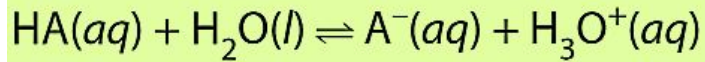
Dalam konsep asam-basa Bronsted dan Lowry, yang disebut **asam kuat** adalah spesi yang mudah melepas proton, sedangkan basa kuat adalah spesi yang mempunyai kecenderungan kuat menarik proton. Sebaliknya, **asam lemah** adalah spesi yang sukar melepas proton, sedangkan **basa lemah** adalah spesi yang lemah menarik proton.

Kekuatan relatif berbagai asam dan basa.

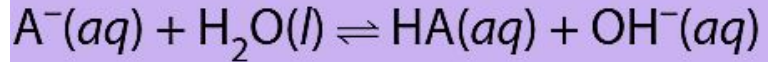
Sifat	Asam	Basa	Sifat
Asam terkuat	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Basa terlemah
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	H ₂ O	OH ⁻	
	NH ₃	NH ₂ ⁻	
Asam terlemah	OH ⁻	O ²⁻	Basa terkuat



Jika asam Bronsted-Lowry dinyatakan dengan HA, maka rumus basa konjugasinya adalah A^- . Tetapan ionisasi basa (K_b) yang diturunkan dari kesetimbangan tersebut adalah sebagai berikut.



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$



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

Apabila dikalikan diperoleh:

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

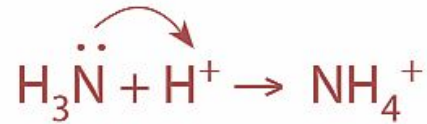
Karena $[H_3O^+] \times [OH^-] = K_w$, maka

$$K_a \times K_b = K_w$$



4. Teori Asam-Basa Lewis

Gilbert N. Lewis memberikan pengertian asam dan basa berdasarkan serah-terima pasangan elektron sebagai berikut.



Asam = akseptor pasangan elektron

Basa = donor pasangan elektron



BERBAGAI JENIS REAKSI DARI LARUTAN ELEKTROLIT BERKAITAN DENGAN ASAM DAN BASA

1. Persamaan Ion

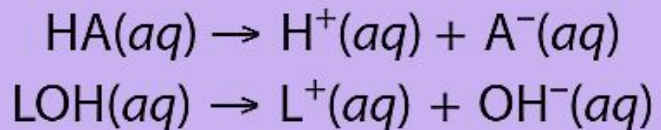
Suatu cara pemaparan reaksi kimia yang melibatkan larutan elektrolit disebut **persamaan ion**. Dalam persamaan ion, zat elektrolit kuat dituliskan sebagai ion-ionnya yang terpisah, sedangkan elektrolit lemah tetap ditulis sebagai molekul atau senyawa netral tak terionkan.

2. Reaksi Asam dengan Basa (Reaksi Penetralan)

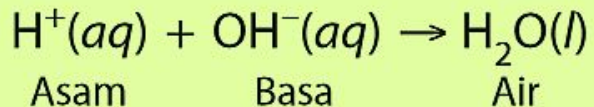
Reaksi asam dengan basa menghasilkan air dan garam

Telah disebutkan bahwa larutan asam mengandung ion H^+ dan suatu anion sisa asam, sedangkan larutan basa mengandung ion OH^- dan suatu kation logam.

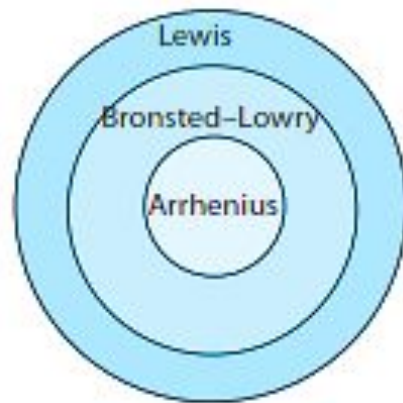




Dari asam akan bereaksi dengan ion OH^- dari basa membentuk air.



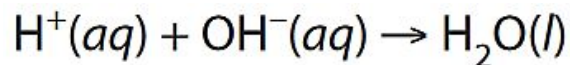
Itulah sebabnya reaksi asam dengan basa disebut **reaksi penetralan**



Cakupan konsep asam - basa Arrhenius, BronstedLowry, dan Lewis.



Campuran asam dengan basa



- Jika $\text{mol H}^+ = \text{mol OH}^-$, campuran akan bersifat netral.
- Jika $\text{mol H}^+ > \text{mol OH}^-$, campuran akan bersifat asam; dan konsentrasi H^+ dalam campuran ditentukan oleh jumlah H^+ yang bersisa.
- Jika $\text{mol OH}^- > \text{mol H}^+$, campuran akan bersifat basa; dan konsentrasi ion OH^- dalam campuran ditentukan oleh jumlah mol ion OH^- yang bersisa.



Reaksi oksida basa dengan asam

Oksida basa adalah oksida logam yang dapat bereaksi dengan asam membentuk garam dan air.



Reaksi terjadi karena ion H^+ asam bereaksi dengan ion O^{2-} dari oksida basa membentuk air.

Reaksi oksida asam dengan basa

Oksida asam adalah oksida nonlogam yang dapat bereaksi dengan basa menghasilkan garam dan air.



Oksida Asam + Basa \rightarrow Garam + Air

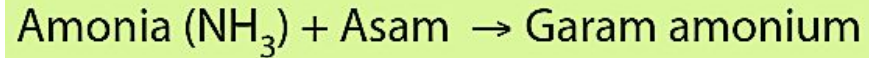
Reaksi terjadi karena ion OH^- basa bereaksi dengan oksida asam membentuk anion sisa asam dan air.

No.	Oksida asam	Anion
1.	SO_2	SO_3^{2-}
2.	SO_3	SO_4^{2-}
3.	N_2O_3	NO_2^-
4.	N_2O_5	NO_3^-
5.	P_2O_3	PO_3^{3-}
6.	P_2O_5	PO_4^{3-}
7.	CO_2	CO_3^{2-}
8.	Cl_2O_7	ClO_4^-

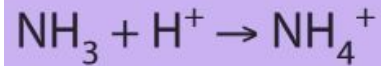


Reaksi amonia dengan asam

Reaksi amonia dengan asam membentuk garam amonium.



Reaksi terjadi karena ion H^+ dari asam bergabung dengan molekul amonia membentuk ion amonium (ingat, NH_3 adalah suatu basa Bronsted-Lowry).



3. Reaksi-reaksi Pergantian (Dekomposisi) Rangkap

Reaksi pergantian (dekomposisi) rangkap dapat dirumuskan sebagai berikut.



Senyawa AB dan CD dapat berupa asam, basa, atau garam. Reaksi dapat berlangsung apabila AD, CB, atau keduanya memenuhi sedikitnya satu kriteria berikut.

Sukar larut dalam air (mengendap)

Merupakan senyawa yang tidak stabil

Merupakan elektrolit yang lebih lemah dari AB atau CD



Kelarutan basa dan garam dalam air.

No.	Senyawa	Umumnya	Kecuali
1.	Hidroksida, OH^- (basa)	Sukar larut	Semua basa logam alkali, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, dan $\text{Ba}(\text{OH})_2$
2.	Nitrat, NO_3^-	Mudah larut	—
3.	Asetat, CH_3COO^-	Mudah larut	—
4.	Klorida, Cl^-	Mudah larut	AgCl , Hg_2Cl_2 , PbCl_2 , dan CuCl
5.	Sulfat, SO_4^{2-}	Mudah larut	BaSO_4 , SrSO_4 , dan PbSO_4



4. Reaksi Logam dengan Asam Kuat Encer

Reaksi logam dengan asam kuat (HCl dan H_2SO_4) encer menghasilkan garam dan gas hidrogen.



Semua logam, kecuali tembaga, raksa, perak, emas, dan platina, larut dalam asam kuat (HCl atau H_2SO_4) encer membentuk garam dan gas hidrogen.



Contoh :

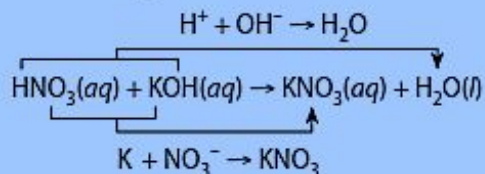
Tuliskan persamaan setara untuk reaksi asam-basa berikut.

- Larutan asam nitrat dengan larutan kalium hidroksida
- Larutan asam klorida dengan larutan kalsium hidroksida

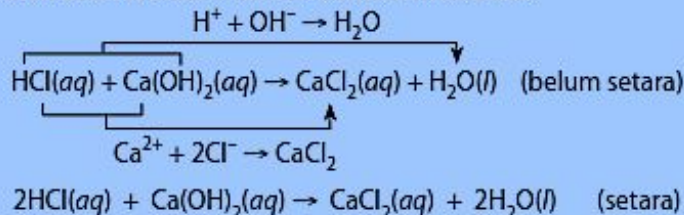
Jawab:

Reaksi asam dengan basa menghasilkan garam dan air. Garam terbentuk dari kation basa dengan anion asam, sedangkan air terbentuk dari ion H^+ asam dengan ion OH^- basa.

- Larutan asam nitrat dengan larutan kalium hidroksida



- Larutan asam klorida + larutan kalsium hidroksida



Tentukan pH campuran berikut.

- Larutan 50 mL HCl 0,1 M dengan 50 mL larutan NaOH 0,1 M
- Larutan 50 mL HCl 0,1 M dengan 50 mL larutan $Ca(OH)_2$ 0,1 M

Jawab:

- 50 mL larutan HCl 0,1 M + 50 mL larutan NaOH 0,1 M

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol ion } H^+ &= \text{jumlah mol HCl} \\ &= 50 \text{ mL} \times 0,1 \text{ M} \\ &= 5 \text{ mmol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol ion } OH^- &= \text{jumlah mol NaOH} \\ &= 50 \text{ mL} \times 0,1 \text{ M} \\ &= 5 \text{ mmol} \end{aligned}$$

Jumlah mol H^+ = jumlah mol ion OH^- , maka larutan bersifat netral dengan pH = 7.

- 50 mL larutan HCl 0,1 M + 50 mL larutan $Ca(OH)_2$ 0,1 M

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol ion } H^+ &= \text{jumlah mol HCl} \\ &= 50 \text{ mL} \times 0,1 \text{ M} \\ &= 5 \text{ mmol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol ion } OH^- &= 2 \times \text{jumlah mol } Ca(OH)_2 \\ &= 2 \times 50 \text{ mL} \times 0,1 \text{ M} \\ &= 10 \text{ mmol} \end{aligned}$$

Ion OH^- berlebihan sebanyak 5 mmol.

$$\begin{aligned} [OH^-] \text{ sisa} &= \frac{5 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} \\ &= 5 \times 10^{-2} \text{ M} \end{aligned}$$

