

Pengertian Asam Basa



Gambar 5.1 Detergen dan kosmetik merupakan produk basa



Gambar 5.2 Jeruk mengandung asam sitrat yang merupakan asam

Asam dan basa sudah dikenal sejak zaman dulu. Istilah asam (acid) berasal dari bahasa Latin acetum yang berarti cuka. Istilah basa (alkali) berasal dari bahasa Arab yang berarti abu. Basa digunakan dalam pembuatan sabun. Juga sudah lama diketahui bahwa asam dan basa saling menetralkan. Di alam, asam ditemukan dalam buah-buahan, misalnya asam sitrat dalam buah jeruk berfungsi untuk memberi rasa limun yang tajam. Cuka mengandung asam asetat, dan asam tanak dari kulit pohon digunakan untuk menyamak kulit. Asam mineral yang lebih kuat telah dibuat sejak abad pertengahan, salah satunya adalah aqua forti (asam nitrat) yang digunakan oleh para peneliti untuk memisahkan emas dan perak.

Teori Asam Basa Menurut Arrhenius

Pada tahun 1884, Svante Arrhenius (1859-1897) seorang ilmuwan Swedia yang memenangkan hadiah nobel atas karyanya di bidang ionisasi, memperkenalkan pemikiran tentang senyawa yang terpisah atau terurai menjadi bagian ion-ion dalam larutan. Dia menjelaskan bagaimana kekuatan asam dalam larutan aqua (air) tergantung pada konsentrasi ion-ion hidrogen di dalamnya.

Menurut Arrhenius, **asam** adalah zat yang dalam air melepaskan ion H^+ , sedangkan **basa** adalah zat yang dalam air melepaskan ion OH^- . Jadi pembawa sifat asam adalah ion H^+ , sedangkan pembawa sifat basa adalah ion OH^- .

Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh 1 molekul asam disebut **valensi asam**, sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepaskan ion H^+ disebut **ion sisa asam**. Beberapa contoh asam dapat dilihat pada tabel 5.1.

Tabel 5.1 Berbagai Jenis Asam

Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi	Valensi Asam	Sisa Asam
HF	asam fluorida	$\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$	1	F^-
HCl	asam klorida	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	1	Cl^-
HBr	asam bromida	$\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$	1	Br^-
HCN	asam sianida	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	1	CN^-
H_2S	asam sulfida	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	2	S^{2-}
HNO_3	asam nitrat	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	1	NO_3^-
H_2SO_4	asam sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	2	SO_4^{2-}
H_2SO_3	asam sulfit	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	2	SO_3^{2-}
H_3PO_4	asam fosfat	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	3	PO_4^{3-}
H_3PO_3	asam fosfit	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_3^{3-}$	3	PO_3^{3-}
CH_3COOH	asam asetat	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1	CH_3COO^-
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	asam oksalat	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	2	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	asam benzoat	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	1	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

Jumlah ion OH^- yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut valensi basa. Beberapa contoh basa diberikan pada tabel 5.2.

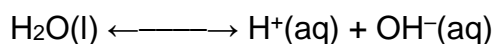
Tabel 5.2 Berbagai Jenis Basa

Rumus Basa	Nama Basa	Reaksi Ionisasi	Valensi Basa
NaOH	natrium hidroksida	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	1
KOH	kalium hidroksida	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$	1
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	magnesium hidroksida	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	kalsium hidroksida	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	barium hidroksida	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	besi(III) hidroksida	$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	3
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	besi(II) hidroksida	$\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Al}(\text{OH})_3$	aluminium hidroksida	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	3
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	stronsium hidroksida	$\text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2

Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990.

Tetapan Kesetimbangan Air

Persamaan ionisasi air dapat ditulis sebagai:



Harga tetapan air adalah:

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

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

Konsentrasi H_2O yang terionisasi menjadi H^+ dan OH^- sangat kecil dibandingkan dengan konsentrasi H_2O mula-mula, sehingga konsentrasi H_2O dapat dianggap tetap, maka harga $K[\text{H}_2\text{O}]$ juga tetap, yang disebut tetapan kesetimbangan air atau ditulis K_w .

Jadi,

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

Pada suhu 25°C , K_w yang didapat dari percobaan adalah 1×10^{-14} . Harga K_w ini tergantung pada suhu, tetapi untuk percobaan yang suhunya tidak terlalu menyimpang jauh dari 25°C , harga K_w itu dapat dianggap tetap.

Harga K_w pada berbagai suhu dapat dilihat pada tabel berikut.

Tabel . Harga K_w pada Berbagai Suhu

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

Catatan

Dalam larutan berair	$= [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$
Dalam air murni (larutan netral)	$= [\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
Dalam larutan asam	$= [\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
Dalam larutan basa	$= [\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

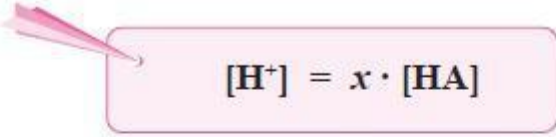
Kekuatan Asam

Kekuatan asam dipengaruhi oleh banyaknya ion H^+ yang dihasilkan oleh senyawa asam dalam larutannya. Berdasarkan banyak sedikitnya ion H^+ yang dihasilkan, larutan asam dibedakan menjadi dua macam sebagai berikut.

1. Asam Kuat

Asam kuat yaitu senyawa asam yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam kuat merupakan reaksi berkesudahan. Secara umum, ionisasi asam kuat dirumuskan sebagai berikut.

$$H_xA(aq) \longrightarrow xH^+(aq) + A^{x-}(aq)$$


$$[H^+] = x \cdot [HA]$$

atau

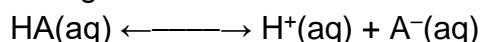

$$[H^+] = \text{valensi asam} \cdot M$$

dengan: x = valensi asam
 M = konsentrasi asam

2. Asam Lemah

Asam lemah yaitu senyawa asam yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam lemah merupakan reaksi kesetimbangan.

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



Makin kuat asam maka reaksi kesetimbangan asam makin condong ke kanan, akibatnya K_a bertambah besar. Oleh karena itu, harga K_a merupakan ukuran kekuatan asam, makin besar K_a makin kuat asam.

Berdasarkan persamaan di atas, karena pada asam lemah $[H^+] = [A^-]$, maka persamaan di atas dapat diubah menjadi:

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

$$[H^+]^2 = K_a \cdot [HA]$$

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

dengan K_a = tetapan ionisasi asam

$$[H^+] = [HA] \cdot \alpha$$

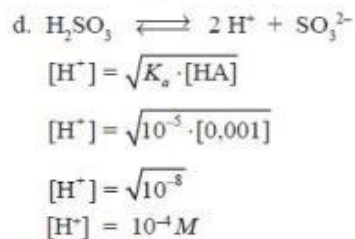
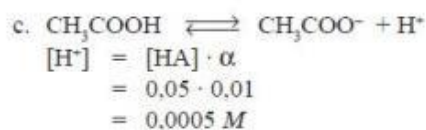
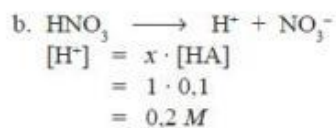
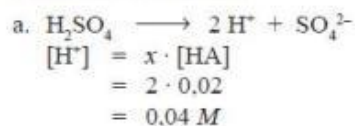
Contoh

Tentukan konsentrasi ion H^+ dalam masing-masing larutan berikut.

- H_2SO_4 0,02 M
- HNO_3 0,1 M
- CH_3COOH 0,05 M jika derajat ionisasinya 1%
- H_2SO_3 0,001 M jika $K_a = 1 \times 10^{-5}$

Jawab:

Petunjuk: H_2SO_4 dan HNO_3 merupakan asam kuat, sedangkan CH_3COOH dan H_2SO_3 termasuk asam lemah.



Kekuatan Basa

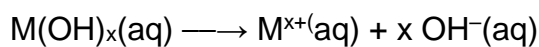
Kekuatan basa dipengaruhi oleh banyaknya ion OH^- yang dihasilkan oleh senyawa basa dalam larutannya.

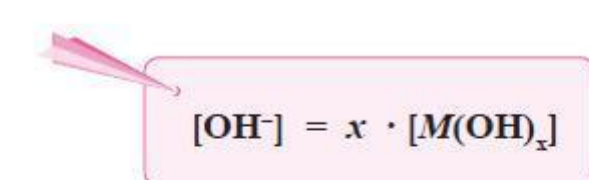
Berdasarkan banyak sedikitnya ion OH^- yang dihasilkan, larutan basa juga dibedakan menjadi dua macam sebagai berikut.

1. Basa Kuat

Basa kuat yaitu senyawa basa yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa kuat merupakan reaksi berkesudahan.

Secara umum, ionisasi basa kuat dirumuskan sebagai berikut.




$$[\text{OH}^-] = x \cdot [\text{M}(\text{OH})_x]$$

atau


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

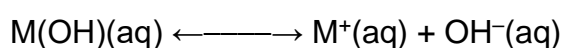
x = valensi basa

M = konsentrasi basa

2. Basa Lemah

Basa lemah yaitu senyawa basa yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa lemah juga merupakan reaksi kesetimbangan.

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



$$K_b = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{M}(\text{OH})]}$$

Makin kuat basa maka reaksi kesetimbangan basa makin condong ke kanan, akibatnya K_b bertambah besar. Oleh karena itu, harga K_b merupakan ukuran kekuatan basa, makin besar K_b makin kuat basa.

Berdasarkan persamaan di atas, karena pada basa lemah $[M^+] = [OH^-]$, maka persamaan di atas dapat diubah menjadi:

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

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

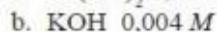
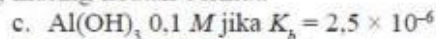
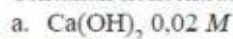
$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(OH)]}$$

dengan K_b = tetapan ionisasi basa

$$[OH^-] = [M(OH)] \cdot \alpha$$

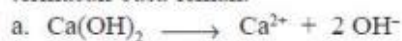
Contoh

Tentukan konsentrasi ion OH^- masing-masing larutan berikut.



Jawab:

Petunjuk: $Ca(OH)_2$ dan KOH merupakan basa kuat, sedangkan $Al(OH)_3$ dan NH_3 termasuk basa lemah.



$$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$$

$$= 2 \cdot 0,02$$

$$= 0,04 M$$



$$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$$

$$= 1 \cdot 0,004$$

$$= 0,004 M$$



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

$$[OH^-] = \sqrt{2,5 \times 10^{-6} \cdot 0,1}$$

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-4} M$$



$$[OH^-] = [M(OH)] \cdot \alpha$$


$$= 0,01 \cdot 0,05$$

$$= 0,0005 M$$


Konsep pH

Untuk menyatakan tingkat atau derajat keasaman suatu larutan, pada tahun 1910, seorang ahli dari Denmark, Soren Lautiz Sorensen memperkenalkan suatu bilangan yang sederhana. Bilangan ini diperoleh dari hasil logaritma konsentrasi H^+ .

Bilangan ini kita kenal dengan skala pH. Harga pH berkisar antara 1 – 14 dan ditulis:



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

Analog dengan di atas, maka:


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

Sedangkan hubungan antara pH dan pOH adalah:

$$\begin{aligned} K_w &= [H^+] [OH^-] \\ -\log K_w &= -\log [H^+] + (-\log [OH^-]) \end{aligned}$$


$$pK_w = pH + pOH$$

Pada suhu 25 °C, $pK_w = pH + pOH = 14$.

Dari uraian di atas dapat kita simpulkan bahwa:

- Larutan bersifat netral jika $[H^+] = [OH^-]$ atau $pH = pOH = 7$.
- Larutan bersifat asam jika $[H^+] > [OH^-]$ atau $pH < 7$.
- Larutan bersifat basa jika $[H^+] < [OH^-]$ atau $pH > 7$.

Karena pH dan konsentrasi ion H^+ dihubungkan dengan tanda negatif, maka makin besar konsentrasi ion H^+ makin kecil pH, dan karena bilangan dasar logaritma adalah 10, maka larutan yang nilai pH-nya berbeda sebesar n mempunyai perbedaan ion H^+ sebesar 10^n .

Perhatikan contoh di bawah ini.

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

Jika konsentrasi ion $H^+ = 0,001$ M (10 kali lebih kecil) maka $pH = -\log 0,001 = 3$ (naik 1 satuan)

Jadi dapat disimpulkan:

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

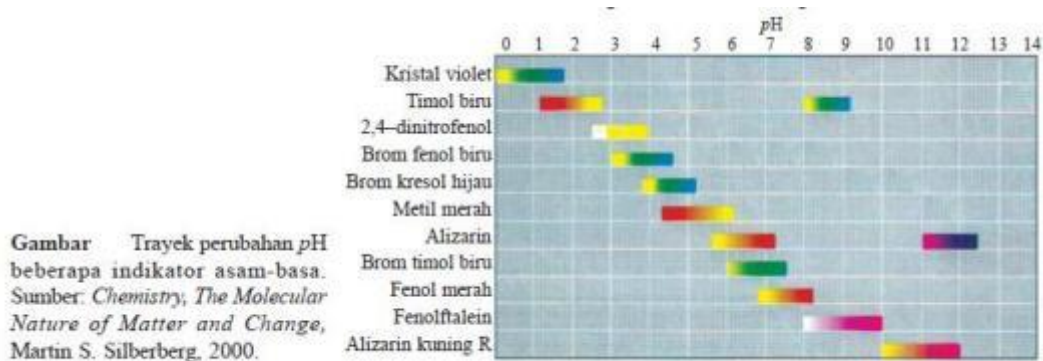
Pengukuran Asam

Untuk menentukan pH suatu larutan dapat dilakukan dengan beberapa cara, antara lain sebagai berikut.

1. Menggunakan Beberapa Indikator

Indikator adalah asam organik lemah atau basa organik lemah yang dapat berubah warna pada rentang harga pH tertentu (James E. Brady, 1990). Harga pH suatu larutan dapat diperkirakan dengan menggunakan trayek pH indikator. Indikator memiliki trayek perubahan warna yang berbeda-beda. Dengan demikian dari uji larutan dengan beberapa indikator akan diperoleh daerah irisan pH larutan.

Contoh, suatu larutan dengan brom timol biru (6,0 – 7,6) berwarna biru dan dengan fenolftalein (8,3–10,0) tidak berwarna, maka pH larutan itu adalah 7,6 – 8,3. Hal ini disebabkan jika brom timol biru berwarna biru, berarti pH larutan lebih besar dari 7,6 dan jika dengan fenolftalein tidak berwarna, berarti pH larutan kurang dari 8,3.



2. Menggunakan Indikator Universal

pH suatu larutan juga dapat ditentukan dengan menggunakan *indikator universal*, yaitu campuran berbagai indikator yang dapat menunjukkan pH suatu larutan dari perubahan warnanya.

Warna indikator universal larutan dapat dilihat pada tabel 5.4.

Tabel 5.4. Warna Indikator Universal pada Berbagai pH

pH	Warna Indikator Universal	pH	Warna Indikator Universal
1	merah	8	biru
2	merah lebih muda	9	biru muda
3	merah muda	10	ungu sangat muda
4	merah jingga	11	ungu muda
5	jingga	12	ungu tua
6	kuning	13	ungu tua
7	hijau	14	ungu tua

3. Menggunakan pH-meter

pH-meter adalah alat pengukur pH dengan ketelitian yang sangat tinggi.



Gambar 5.4 pH-meter. Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

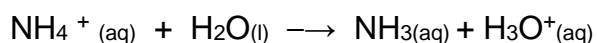
Konsep Asam Basa Bronsted dan Lowry

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

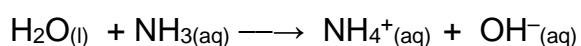


Asam Bronsted-Lowry = donor proton (H^+)
Basa Bronsted-Lowry = akseptor proton (H^+)

Perhatikan contoh berikut.



asam basa



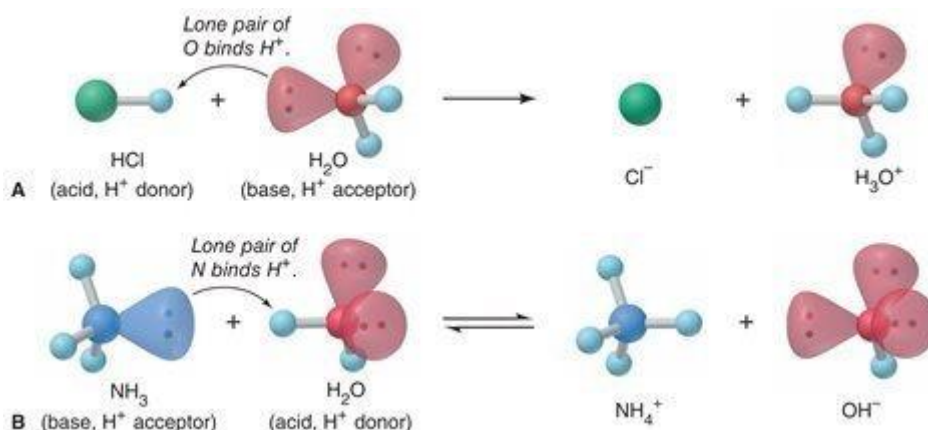
asam basa

Pada contoh di atas terlihat bahwa air dapat bersifat sebagai asam (donor proton) dan sebagai basa (akseptor proton). Zat seperti itu bersifat amfiprotik (amfoter).

Konsep asam-basa dari Bronsted-Lowry ini lebih luas daripada konsep asam-basa Arrhenius karena hal-hal berikut :

1. Konsep asam-basa Bronsted-Lowry tidak terbatas dalam pelarut air, tetapi juga menjelaskan reaksi asam-basa dalam pelarut lain atau bahkan reaksi tanpa pelarut.
2. Asam-basa Bronsted-Lowry tidak hanya berupa molekul, tetapi juga dapat berupa kation atau anion. Konsep asam-basa Bronsted-Lowry dapat

menjelaskan sifat asam dari NH_4Cl . Dalam NH_4Cl , yang bersifat asam adalah ion NH_4^+ karena dalam air dapat melepas proton.



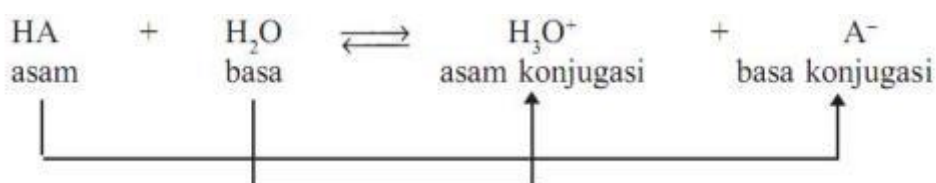
Asam dan Basa Konjugasi

Suatu asam setelah melepas satu proton akan membentuk spesi yang disebut basa konjugasi dari asam tersebut. Sedangkan basa yang telah menerima proton menjadi asam konjugasi.

Perhatikan tabel berikut.

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-}
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^-

Pasangan asam-basa setelah terjadi serah-terima proton dinamakan asam-basa konjugasi.



Konsep Asam Basa Lewis

Asam menurut Lewis adalah zat yang dapat menerima pasangan elektron (akseptor pasangan elektron). Basa menurut Lewis adalah zat yang dapat memberikan pasangan elektron (donor pasangan elektron).

Lewis mengamati bahwa molekul BF_3 juga dapat berperilaku seperti halnya asam (H^+) sewaktu bereaksi dengan NH_3 . Molekul BF_3 dapat menerima sepasang elektron dari molekul NH_3 untuk membentuk ikatan kovalen antara B dan H.

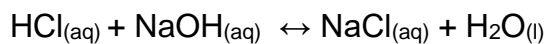
Teori asam basa Lewis lebih luas dibandingkan Arrhenius dan Bronsted Lowry, karena :

- Teori Lewis dapat menjelaskan reaksi asam basa yang berlangsung dalam pelarut air, pelarut bukan air, dan tanpa pelarut sama sekali.
- Teori Lewis dapat menjelaskan reaksi asam basa yang tidak melibatkan transfer proton (H^+), seperti reaksi antara BF_3 dan NH_3 .

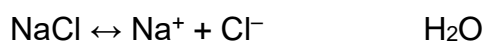
Contoh :

Tunjukkan bagaimana reaksi asam basa antara larutan HCl dan NaOH menurut teori Arrhenius dapat dijelaskan dengan menggunakan teori Lewis

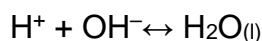
Reaksi antara larutan HCl dan NaOH ;



Untuk menjelaskan reaksi ini menggunakan teori Lewis, nyatakan reaksi sebagai reaksi ion:



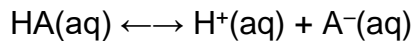
Reaksi ion bersihnya adalah :



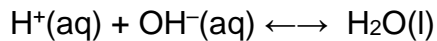
Ikatan kovalen koordinasi antara H dan O yang terbentuk akibat transfer sepasang elektron dari OH^- ke H^+

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 ikatan logam.

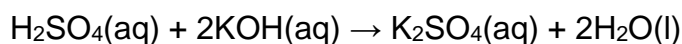
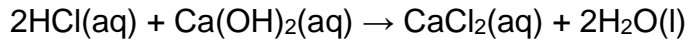
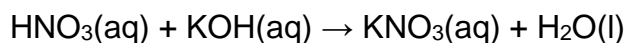
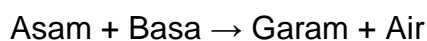


Oleh karena nilai tetapan ionisasi air (K_w) relatif sangat kecil, maka sudah dapat dipastikan bahwa ion H^+ dari asam akan bereaksi dengan ion OH^- dari basa membentuk air.



Karenanya, reaksi asam dengan basa disebut reaksi penetralan, pembawa sifat asam (H^+) bereaksi dengan pembawa sifat basa (OH^-) membentuk air yang bersifat netral.

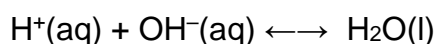
Ion negative sisa asam dan ion positif sisa basa akan bergabung membentuk senyawa ion yang disebut garam. Jika garam yang terbentuk itu mudah larut dalam air, maka ion-ion akan tetap dalam larutan. Namun, jika garam tersebut sukar larut, maka senyawa itu akan membentuk endapan. Jadi, reaksi asam dengan basa menghasilkan garam dan air. Oleh karena itu, reaksi asam dengan basa disebut reaksi penggaraman.



Campuran Asam dengan Basa

Reaksi asam dengan basa disebut reaksi penetralan. Namun demikian, campuran ekuivalen asam dengan basa belum tentu bersifat netral, kecuali antara asam kuat dengan basa kuat.

Reaksi antara asam kuat dengan basa kuat dapat dituliskan sebagai reaksi antara ion H^+ dengan ion OH^- . Dalam hal ini, ion H^+ mewakili asam, sedangkan ion OH^- mewakili basa.



Jika $\text{mol H}^+ = \text{OH}^-$, maka campuran akan bersifat netral.

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

Jika $\text{mol H}^+ < \text{OH}^-$, maka campuran akan bersifat basa; dan konsentrasi ion OH^- dalam campuran ditentukan oleh jumlah ion OH^- yang tersisa.

Pengertian Air Bersih

Apabila kandungan air tidak mengganggu kesehatan manusia, maka air dianggap bersih. Air dinyatakan tercemar apabila terdapat gangguan terhadap kualitas air, sehingga air tidak dapat digunakan untuk tujuan penggunaannya. Air tercemar akibat masuknya makhluk hidup, zat, atau energy ke dalam air, sehingga kualitas air turun sampai ke tingkat tertentu yang menyebabkan air tidak berfungsi lagi sesuai dengan peruntukannya.

Suber utama pencemar air antara lain:

- Kotoran rumah tangga (Sewage)
- Limbah pupuk
- Limbah pestisida
- Limbah industry
- Limbah detergen
- Tumpahan minyak

Parameter Kualitas Air

a. Kandungan Zat Padat

Limbah padatan dalam air dapat dibedakan atas padatan tersuspensi dan padatan terlarut. Padatan tersuspensi adalah padatan yang tidak dapat melewati kertas saring, sedangkan padatan terlarut dapat melewati kertas saring. Padatan tersuspensi dapat dibedakan atas padatan yang dapat mengalami sedimentasi dan padatan yang tidak mengalami sedimentasi.

b. Oksigen Terlarut (Dissolved Oxygen, DO)

Oksigen terlarut diperlukan oleh makhluk hidup di dalam air, misalnya ikan, udang, dll. Agar ikan dapat hidup, air harus mengandung sedikitnya 5 ppm oksigen. Bakteri aerob membutuhkan DO untuk mengoksidasi sampel organik, yaitu unsur nitrogen menjadi nitrat, unsur belerang menjadi sulfat, serta unsur fosforus menjadi fosfat. Selanjutnya, proses peruraian akan diambil alih oleh bakteri anaerob. Bakteri anaerob mereduksi karbon, nitrogen, dan belerang dari bahan organik menjadi gas-gas metana, ammonia, dan hydrogen sulfida.

c. Biochemical Oxygen Demand (BOD) dan Chemical Oxygen Demand (COD)

Jumlah oksigen yang diperlukan untuk proses oksidasi oleh bakteri aerob dinyatakan sebagai BOD. BOD adalah banyaknya oksigen yang digunakan oleh mikroorganisme dalam lima hari untuk menguraikan sampah yang terdapat dalam air limbah. Peruraian sampah organik dalam air dapat juga dilakukan secara kimiawi, yaitu dengan memasak (merefluks) contoh air dengan suatu pengoksidasi, seperti kalium dikromat ($K_2Cr_2O_7$). Jumlah oksigen yang diperlukan untuk proses oksidasi kimiawi ini disebut COD. BOD dan COD dinyatakan dalam mg/liter (ppm).

Nilai COD umumnya lebih besar daripada nilai BOD. Hal itu terjadi karena berbagai senyawa karbon organik tidak dapat didegradasi oleh mikroorganisme, tetap dapat dioksidasi secara kimiawi. Jika nilai COD berbeda nyata dari nilai BOD, dapat memberi indikasi bahwa air mengandung zat beracun yang menghambat pertumbuhan mikroorganisme.

d. pH

Air murni mempunyai pH = 7 Air dapat dianggap bersih jika pH nya berada di antara 6,5 – 8,5. Akan tetapi, air yang mempunyai pH antara 6,5 – 8,5 belum tentu bersih, bergantung pada parameter lainnya.

Sumber Pencemaran Air

a. Limbah Industri

Jenis limbah industri bergantung pada jenis industrinya, misalnya zat warna dari pabrik tekstil, sampah organik dari pabrik pulp/kertas, dan logam merkuri dari industri kimia tertentu. Salah satu jenis limbah industri yang sangat berbahaya yaitu logam berat, seperti merkuri, timbel, dan damium. Limbah merkuri dapat berasal dari industri obat, batu baterai, kimiam plastik, pertambangan emas, atau pengolahan logam, dimana merkuri digunakan dalam proses produksinya.

Merkuri dapat masuk ke dalam tubuh manusia melalui dua jalur:

1. Senyawa merkuri yang terlarut dalam air masuk melalui rantai makanan mikroorganisme ke ikan, kemudian ke manusia yang mengonsumsinya.
2. Senyawa merkuri dari fungisida masuk ke tumbuhan, kemudian melalui hewan pemakan rumput, atau langsung sampai kepada manusia.

b. Limbah Pertanian

Pupuk dan pestisida yang digunakan dalam pertanian dapat tercuci oleh air, sehingga mencemari sungai atau danau. Limbah pupuk akan menyuburkan tumbuhan air, seperti ganggang dan eceng gondok, sehingga menutupi permukaan air. Hal itu menghambat masuknya sinar matahari ke dalam air, dan seterusnya akan mematikan fitoplankton maupun tanaman dalam air, sehingga menurunkan kadar oksigen dalam air dengan drastis. Akibat lebih lanjut, sampah organik dari ganggang dan eceng gondok itu akan menghabiskan oksigen terlarut, sehingga ikan tidak dapat hidup. Limbah pestisida dapat membunuh ikan atau dapat diserap oleh mikroorganisme lalu masuk ke dalam rantai makanan.

c. Air Kotor (Sewage)

Air kotor yang dibuang langsung ke sungai atau danau dapat membahayakan kesehatan karena menyebarkan penyakit, misalnya kolera. Jika limbah organik dalam air relative sedikit, bakteri aerob akan menguraikannya menjadi senyawa-senyawa yang tidak berbahaya. Namun, jika limbah terlalu banyak, sehingga bakteri menghabiskan oksigen terlarut, maka ikan dan binatang air lainnya, termasuk bakteri itu sendiri akan mati.

Untuk mencegah pulusi karena air kotor, air limbah seharusnya diolah terlebih dulu sebelum dibuang ke sungai atau danau. Air kotor tersebut dikumpulkan dalam instalasi pengolah limbah. Di sana, air kotor dicampur dengan udara (aerasi) sehingga peruraian bahan organik oleh bakteri dapat berlangsung lebih cepat.

d. Limbah Detergen

Limbah detergen ada yang sukar diuraikan oleh mikroorganisme, sehingga tetap utuh untuk jangka waktu yang lama, bahkan sampai tahunan. Oleh karena itu, buih detergen sering menutupi permukaan air sungai atau danau. Selain itu, detergen juga mengandung senyawa fosfat yang menyuburkan pertumbuhan ganggang dan eceng gondok. Pertumbuhan yang tidak terkendali dari tumbuhan air ini dapat mengganggu ekosistem air.