

RENCANA PELAKSANAAN PEMBELAJARAN(RPP)

Sekolah : SMA Negeri 1 Batujajar
 Mata Pelajaran : Kimia
 Kelas/Semester : XI/Genap
 Materi Pokok : Asam dan Basa
 Alokasi Waktu : 4 JP (4 x Pertemuan @ 60 menit)
 Silabus : KI 3/KD.3.9

KOMPETENSI DASAR	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPETENSI
3.9 Menjelaskan konsep asam dan basa serta kekuatannya dan kesetimbangan pengionannya dalam larutan	<ul style="list-style-type: none"> • Mengidentifikasi zat-zat yang bersifat asam atau basa dalam kehidupan sehari-hari. • Memahami penjelasan tentang berbagai konsep asam basa. • Membandingkan konsep asam basa menurut Arrhenius, Brønsted-Lowry dan Lewis serta menyimpulkannya. • Menghitung pH larutan asam dan larutan basa.

TUJUAN PEMBELAJARAN

Melalui kegiatan belajar dalam jaringan serta bantuan bahan ajar, peserta didik mampu mencari dan menyelidiki serta menganalisis berbagai asam basa menurut beberapa konsep asam basa, secara sistematis, kritis, dan logis. Peserta didik mampu menganalisis hasil penelusuran informasi mengenai konsep asam basa serta menentukan pH larutan asam dan basa.

KEGIATAN PEMBELAJARAN : pertemuan ke – 1 s.d ke – 4 (@ 60 menit)

No	Tahap	Kegiatan	Nilai-Nilai Karakter	Waktu
1	Kegiatan Pendahuluan PPK	a).Peserta didik memberi salam, berdoa, absensi, bersama-sama dengan guru. b).Peserta didik menerima motivasi dari guru sebelum pelajaran dimulai.	Relegius Gotong Royong	10'
2	Kegiatan Inti Reading -Literasi	Tahapan a). Peserta didik membaca perintah yang diberikan oleh guru.. Serta membaca dari bahan ajar. Informasi tujuan pembelajaran, metoda pembelajaran dan teknik penilaian yang akan digunakan b). Peserta didik mengidentifikasi dari bahan ajar dan sumber belajar lainnya (buku paket dan internet) c). Peserta didik menyelesaikan pekerjaan dalam bahan ajar serta menyimpulkan hasil pembelajarannya.	Kemandirian (berfikir kritis, kreatif)	45'
3	Kegiatan Penutup	a).Peserta didik mereview pembelajaran yang telah dilaksanakan. b).Peserta didik mengucapkan salam saat guru menyelesaikan pembelajaran , dan mengakhiri pembelajaran.	Kemandirian (berfikir kritis, kreatif)	5'
		Total Alokasi waktu 1 x Pertemuan		60'

SUMBER BELAJAR

Bahan ajar Asam Basa
 Buku Paket Erlangga Kelas XI
 Internet

PENILAIAN

Penilaian Sikap : Observasi / Pengamatan/ Jurnal
 Penilaian Kognitif : Latihan soal dalam bahan ajar
 Penilaian Keterampilan : Unjuk Kerja

Bahan Ajar Pertemuan ke 1 dan 2

Dalam kehidupan sehari-hari, Anda tentu pernah menyantap buah-buahan, seperti jeruk, lemon, atau mangga. Bagaimana rasanya? Kemudian, jika secara tidak sengaja Anda terminum air sabun, bagaimana rasanya? Apakah yang menyebabkan perbedaan rasa tersebut?

Apakah asam dan basa itu? Bagaimana cara mengenal dan membedakan asam dan basa? Jawaban dari pertanyaan – pertanyaan tersebut akan Anda temukan dalam pembahasan ini.

1. Konsep Asam Basa

a. Asam – Basa Arrhenius

Asam-basa Arrhenius mendasari perhitungan kekuatan asam-basa. Konsep ini dikemukakan oleh ilmuan Swedia, Svante Arrhenius pada 1807. Menurut Arrhenius senyawa asam adalah senyawa yang jika dilarutkan dalam air menghasilkan ion H^+ .

Contoh :

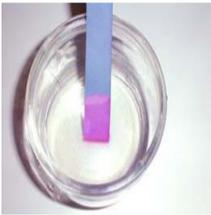


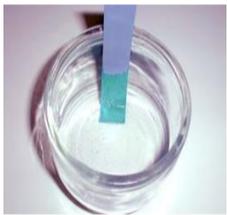
Menurut Arrhenius senyawa basa adalah senyawa yang jika dilarutkan dalam air menghasilkan ion OH^- .

Contoh:



Jika menggunakan indikator lakmus merah atau biru, maka tanda asam atau basa akan tampak sebagai berikut :

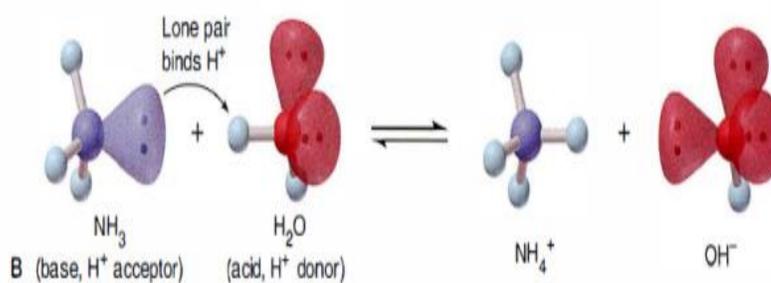
- Asam (contoh HCl) diidentifikasi menggunakan lakmus menghasilkan warna merah
 Kertas lakmus merah merupakan asam lemah (HIn). Dalam air asam lemah dari kertas lakmus akan terionisasi sebagian menghasilkan ion H^+ dan In^- , sehingga jika kertas lakmus merah dimasukkan ke dalam larutan HCl maka ion H^+ dalam larutan akan bertambah, sehingga kesetimbangan akan bergeser ke arah pembentukan HIn, menyebabkan warna kertas lakmus menjadi merah. Warna merah yang ditimbulkan kertas lakmus berasal dari asam lemah (HIn).

- Basa (contoh NaOH) diidentifikasi menggunakan lakmus menghasilkan warna biru
 NaOH dalam larutan terionisasi menjadi ion Na^+ dan OH^- , ion OH^- dari basa akan berinteraksi dengan ion H^+ dari lakmus ketika dicelupkan sehingga, kesetimbangan ion H^+ akan berkurang dan menyebabkan pergeseran ke arah ion In^- , maka lakmus akan berubah menjadi biru. Warna biru yang ditimbulkan kertas lakmus berasal dari ion In^- .

b. Asam – Basa Bronsted Lowry

Menurut Bronsted dan Lowry, asam adalah suatu zat yang dapat memberi proton (donor ion H^+), sedangkan basa adalah suatu zat yang dapat menerima proton (akseptor ion H^+).

Contoh:



Reaksi ke kanan:

Senyawa H_2O memberikan ion H^+ pada NH_3 , berarti H_2O bersifat asam.

Senyawa NH_3 menerima ion H^+ dari H_2O , berarti NH_3 bersifat basa.

Reaksi ke kiri:

Ion OH^- menerima ion H^+ dari NH_4^+ , berarti OH^- bersifat basa.

Ion NH_4^+ memberikan ion H^+ pada OH^- , berarti NH_4^+ bersifat asam.

Atau jika ditentukan pasangan asam dan basa Bronstead Lowry berdasarkan reaksi tersebut adalah :

Pasangan asam – basa konjugasi : $\text{H}_2\text{O} - \text{OH}^-$

Pasangan basa – asam konjugasi : $\text{NH}_3 - \text{NH}_4^+$

Penjelasan dalam reaksi yang terjadi adalah :

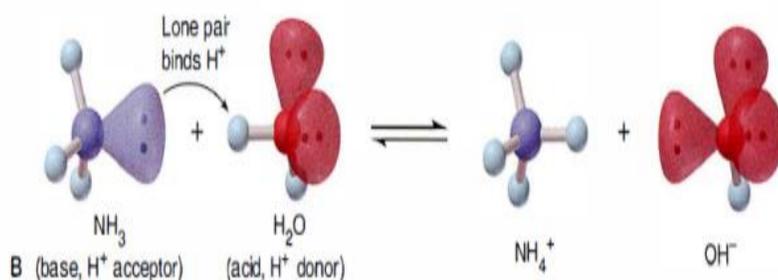
Dalam air amonia terionisasi menghasilkan ion amonium dan ion hidroksida. Pada reaksi tersebut amonia menerima proton dari molekul air sehingga menghasilkan ion amonium dan ion hidroksida.

Molekul air merupakan spesi yang **mendonorkan proton** kepada molekul amonia menghasilkan ion amonium dan ion hidroksida maka air bersifat **asam**, sedangkan molekul amonia disebut **basa** karena **menerima proton** dari molekul air. Reaksi ini bersifat reversibel, sehingga pada reaksi kebalikan ion hidroksida **menerima proton** dari ion amonium menghasilkan molekul amonia dan air. Pada reaksi kebalikan ion amonium **mendonorkan proton** kepada ion hidroksida membentuk molekul air dan molekul amonia, sehingga ion amonium disebut **asam**, sedangkan ion hidroksi disebut **basa** karena bertindak sebagai **akseptor proton** dari ion amonium.

c. Asam-Basa Lewis

Menurut Lewis, asam adalah partikel (ion atau molekul) yang dapat bertindak sebagai penerima (akseptor) pasangan elektron, sedangkan basa adalah partikel (ion atau molekul) yang dapat bertindak sebagai pemberi (donor) pasangan elektron.

Contoh:

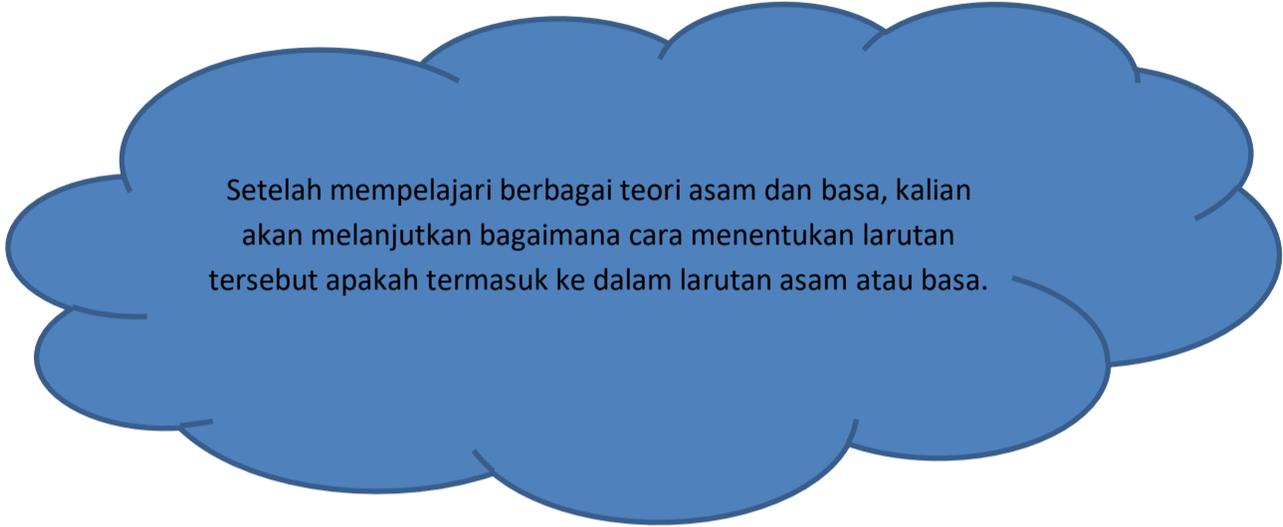


Berdasarkan reaksi tersebut, NH₃ bertindak sebagai **basa** karena **mendonorkan pasangan elektron** pada H₂O dan H₂O bertindak sebagai **asam** karena **menerima pasangan elektron bebas** dari NH₃.

Refleksi :

Berdasarkan paparan teori asam dan basa tersebut, kemukakan kembali pengertian asam basa, serta cari contoh lain dari jenis asam basa menurut Arrhenius, Bronstead Lowry dan Lewis! (Kemukakan kembali dalam bentuk peta konsep dalam buku tulis, kemudian fotokan hasil kerja kalian ke dalam tugas pertama asam dan basa)

Bahan Ajar Pertemuan ke 3 dan 4



Setelah mempelajari berbagai teori asam dan basa, kalian akan melanjutkan bagaimana cara menentukan larutan tersebut apakah termasuk ke dalam larutan asam atau basa.

PENDAHULUAN

Larutan asam dan basa ditentukan melalui tingkat keasaman suatu larutan (derajat keasaman). Dalam penentuan menggunakan angka, maka satuan yang digunakan adalah pH. Ketika ingin mengetahui tingkat keasaman air murni maka dapat dilakukan pengukuran daya hantar air murni dengan konduktometer atau menggunakan alat pH meter. Air merupakan elektrolit lemah yang terionisasi tidak sempurna menghasilkan ion H^+ dan ion OH^- . Perbedaan $[H^+]$ menciptakan perbedaan tegangan melintasi membran, yang diukur dan ditampilkan dalam unit pH. Air murni yang baik untuk dikonsumsi berada pada rentang pH 6,5 – 8,5.

I. Konsentrasi Larutan Asam Basa

Larutan Asam Basa dan Tetapan Kesetimbangan Air (K_w)

Pada air terjadi suatu kesetimbangan : $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$

$$\text{Maka } K = \frac{[H^+] \times [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K [H_2O] = [H^+] [OH^-]$$

$K [H_2O]$ diberi notasi K_w , sehingga :

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

Pada suhu $25^\circ C$ jumlah $[H^+] = 10^{-7} M$ dan $[OH^-] = 10^{-7} M$ maka $K_w = 10^{-14}$.

Berdasarkan jumlah konsentrasi ion H^+ dan konsentrasi ion OH^- , maka terdapat 3 kemungkinan :

- 1) $[H^+] > [OH^-]$ larutan bersifat asam, dibaca konsentrasi ion H^+ lebih besar dari konsentrasi ion OH^- larutan bersifat asam.
- 2) $[H^+] = [OH^-]$ larutan bersifat netral, dibaca konsentrasi ion H^+ sama dengan konsentrasi ion OH^- larutan bersifat netral.
- 3) $[H^+] < [OH^-]$ larutan bersifat basa, dibaca konsentrasi ion H^+ lebih kecil dari konsentrasi ion OH^- larutan bersifat basa.

Contoh :

Diketahui suatu larutan X mempunyai $[H^+] = 10^{-5} M$

1. Hitunglah $[OH^-]$ larutan X itu !
2. Tentukan sifat larutan X itu !

Jawab :

$$1. \quad K_w = [H^+] \times [OH^-]$$

$$10^{-14} = 10^{-5} \times [OH^-] \text{ maka } [OH^-] = 10^{-9} M$$

2. $[H^+] > [OH^-]$ sehingga larutan bersifat asam

Kekuatan Asam Basa

Kekuatan asam ditentukan oleh jumlah $[H^+]$ sedangkan kekuatan basa ditentukan oleh jumlah $[OH^-]$

1) Asam

a) Asam kuat : terionisasi sempurna ($a = 1$), tetapan asam besar, pada umumnya harga K_a pada asam kuat tidak ditulis.

b) Asam lemah : terionisasi sebagian ($0 < a < 1$), tetapan asam kecil ($0 < K_a < 1$).

Contoh :

1. Larutan HCl termasuk asam kuat karena terionisasi sempurna.
2. Larutan CH_3COOH termasuk asam lemah karena terionisasi sebagian.



Maka untuk menentukan konsentrasi ion H^+ adalah :

– **Asam kuat** : $[H^+] = a \cdot M$

– **Asam lemah** : $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$

2) Basa

a) Basa kuat : terionisasi sempurna ($a = 1$), tetapan basa besar, pada umumnya harga K_b pada basa kuat tidak ditulis

b) Basa lemah : terionisasi sebagian ($0 < a < 1$), tetapan asam kecil ($0 < K_b < 1$)

Contoh :

1. Larutan NaOH termasuk basa kuat karena terionisasi sempurna.
2. Larutan NH_4OH termasuk basa kuat karena terionisasi sebagian.



Maka untuk menentukan konsentrasi ion OH^- adalah :

– **Basa kuat** : $[OH^-] = b \cdot M$

– **Basa lemah** : $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M}$

Contoh Soal :

Hitunglah $[H^+]$ pada 250 mL larutan H_2SO_4 0,005 M (5×10^{-3} M)

Jawab :

Reaksi ionisasi asam sulfat : $H_2SO_4(aq) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

Maka besarnya $[H^+] = 2 \times 5 \times 10^{-3} = 10^{-2}$ M

Latihan Soal!

1. Hitunglah $[H^+]$ jika diketahui suatu larutan dengan $[OH^-] = 0,002 \text{ M}$ dan K_w nya = 10^{-14}



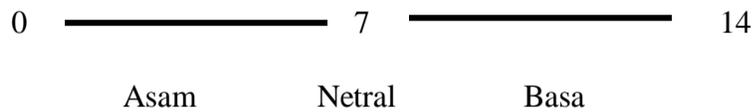
2. Hitunglah $[H^+]$ untuk larutan asam dan $[OH^-]$ untuk larutan basa :

- a. 100 mL larutan H_2SO_4 0,01 M
- b. 200 mL larutan CH_3COOH 0,4 M ($K_a = 10^{-5}$)
- c. 2 L larutan $Ca(OH)_2$ 0,05 M
- d. 750 mL NH_4OH 0,04 M ($K_b = 10^{-5}$)



II. Pengertian PH

- pH = derajat keasaman
- Derajat keasaman ditentukan oleh $[H^+]$
- Mempunyai skala dari 0 sampai dengan 14



pH < 7 maka larutannya bersifat asam

pH = 7 maka larutannya bersifat netral

pH > 7 maka larutannya bersifat basa

- $pH = -\log [H^+]$ dan $pOH = -\log [OH^-]$
- $pH + pOH = 14$

Menentukan pH larutan Asam Basa

- **Asam** : $pH = -\log [H^+]$
- **Basa** : $pOH = -\log [OH^-]$, kemudian menentukan $pH = 14 - pOH$

Contoh Soal :

1. Hitunglah pH pada larutan di bawah ini :
 - a. 200 mL larutan H_2SO_4 0,005 M
 - b. 2 L larutan NH_4OH 0,001 M ($K_b = 10^{-5}$)

Jawab :

a. $[H^+] = 2 \times 5 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ M}$ $pH = -\log 10^{-2} = 2$

b. $[OH^-] = \sqrt{10^{-5} \times 10^{-3}} = 10^{-4} \text{ M}$

$pOH = -\log 10^{-4} = 4$

$pH = 14 - 4 = 10$

2. Tentukan $[H^+]$ untuk larutan dengan $pH = 4,7$ diketahui $\log 2 = 0,3$

Jawab :

$pH = 4,7$ maka $4,7 = -\log [H^+]$

$5 - 0,3 = -\log 2 \times 10^{-5}$ (catatan : $\log 2 = 0,3$)

jadi $[H^+] = 2 \times 10^{-5} \text{ M}$

Latihan Soal !

1. Hitunglah pH dari larutan berikut yang mempunyai :

a. $[H^+] = 0,1 \text{ M}$

b. $[OH^-] = 0,1 \text{ M}$

.....

.....

.....

2. Hitunglah $[H^+]$ pada larutan berikut ini :

a. Larutan A dengan $pH = 2$

b. Larutan B dengan $pH = 5,4$ diketahui $\log 4 = 0,6$

.....

.....

.....

3. Hitunglah pH untuk larutan-larutan berikut ini :

- a. 100 mL larutan H_2SO_4 0,01 M
- b. 200 mL larutan CH_3COOH 0,4 M ($K_a = 10^{-5}$)
- c. 2 L larutan $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,05 M
- d. 750 mL NH_4OH 0,04 M ($K_a = 10^{-5}$)
- e. 300 mL HA 0,1 M dan mempunyai derajat ionisasi 0,1
- f. 500 mL BOH 0,1 M dan mempunyai derajat ionisasi 0,4



Sumber : Unggul Sudarmo (2017), Kimia Kelas XI, Erlangga.