



KIMIA LARUTAN II

PENGANTAR

BBM 7 telah membahas tentang air sebagai medium (pelarut) dan elektrolit serta gejala kimia dan sifat larutan akibat terlarutnya elektrolit. Namun uraian hanya mencakup sebagian dari sifat dan gejala larutan elektrolit termasuk beberapa reaksi sederhana dari larutan elektrolit.

Pada BBM 8 ini, bahasan tentang elektrolit dikembangkan gejala larutan elektrolit bersifat khas sebagai reaksi setimbang larutan. Penjelasan teoretis terhadap gejala setimbang kimia larutan dapat menjelaskan sifat larutan elektrolit kuat dan larutan elektrolit lemah termasuk ukuran keasaman/kebasaan dari larutan elektrolit.

Pengetahuan tentang keasaman atau kebasaan larutan dapat menghantarkan kita kepada pemahaman tentang konsep pH dan hubungannya dengan sifat lingkungan air dalam kehidupan.

Tujuan-tujuan khusus yang hendak dicapai setelah mempelajari BBM-8 ini adalah agar mahasiswa dapat:

- 1) Menjelaskan reaksi setimbang kimia.
- 2) Menuliskan tetapan setimbang kimia larutan.
- 3) Menyebutkan faktor-faktor yang mempengaruhi keadaan setimbang kimia.
- 4) Memperkirakan arah pergeseran setimbang kimia larutan berdasar azas Le Chatelier.
- 5) Menjelaskan konsep pH larutan.
- 6) Memperkirakan pH larutan asam-basa kuat.
- 7) Memperkirakan pH larutan asam-basa lemah.
- 8) Memperkirakan pH larutan garam.
- 9) Menjelaskan sifat dan fungsi larutan bufer.

BBM-8 akan disajikan ke dalam 2 (dua) Kegiatan Belajar seperti berikut.

- (1) Kegiatan Belajar 8.1: Reaksi Setimbang Kimia Larutan.
- (2) Kegiatan Belajar 8.2: pH Larutan Elektrolit.



8.1. REAKSI SETIMBANG KIMIA LARUTAN

Salah satu tipe reaksi adalah *reaksi searah*. Reaksi tipe ini berlangsung ke arah hasil reaksi sampai salah satu pereaksi tidak bersisa (habis beraksi). Contoh reaksi ini adalah reaksi perkaratan logam, reaksi pembakaran, reaksi ledakan mercon, dst. Tipe kedua adalah *reaksi dapat balik*. Sebagai contoh adalah pembentukan batu kapur, CaCO_3 melalui reaksi $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ oleh adanya air. Reaksi ini dapat berlangsung balik sebagai $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ dengan pemanasan.

Tipe reaksi lain yang berbeda dari kedua tipe reaksi di atas adalah *reaksi setimbang kimia*. Tipe reaksi ini akan menjadi pusat bahasan berikut ini.

A. KONSEP SETIMBANG KIMIA

1. Keadaan Setimbang Kimia

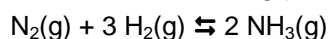
Reaksi klasik yang telah diteliti adalah reaksi yang terlibat pada proses pembuatan amoniak (proses Haber), yaitu:



Reaksi yang berlangsung pada ruang tertutup ini telah diamati dan menunjukkan bahwa sistem reaksi tidak memberikan lagi perubahan walaupun dibiarkan beberapa lama; artinya banyaknya NH_3 yang terbentuk tidak terjadi penambahan lagi padahal kedua zat pereaksi masih bersisa. Pada keadaan ini dikatakan bahwa sistem reaksi berada dalam keadaan setimbang antara zat hasil reaksi dan zat pereaksi. Reaksi seperti inilah yang kemudian disebut **reaksi setimbang** (*equilibrium reaction*).

2. Reaksi Setimbang

Persamaan reaksi setimbang dicirikan dengan menggunakan notasi: \rightleftharpoons . Persamaan reaksi setimbang pembentukan amoniak dapat ditulis menjadi:



Beberapa contoh reaksi setimbang:

- Dalam sistem larutan (fasa gas):
 - (1) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ pada suhu 25°C
 - (2) $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ pada suhu 250°C
 - (3) $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ pada suhu 656°C
- Dalam sistem larutan (fasa cair):
 - (4) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ pada suhu 25°C
 - (5) $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ pada suhu 25°C
 - (6) $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ pada suhu 25°C
- Dalam sistem heterogen:
 - (7) $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ pada suhu 850°C
 - (8) $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - (9) $\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

3. Tetapan Setimbang Kimia

Dari hasil penelitian terhadap sistem setimbang kimia: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ pada suhu konstan (298 K) ditemukan suatu perbandingan matematis yang bersifat konstan (berharga tetap) walaupun konsentrasi awal percobaan dari pereaksi diubah-ubah. Bentuk perbandingan dan harganya untuk reaksi setimbang di atas adalah:

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = 50,2$$

Perbandingan yang berharga tetap (konstan) ini pada suhu tertentu, ternyata merupakan perbandingan antar *konsentrasi produk* dan *konsentrasi pereaksi* dengan masing-masing konsentrasinya dipangkatkan oleh bilangan koefisiennya. Harga inilah yang disebut sebagai **tetapan setimbang kimia** (simbol: **K**).

Dengan demikian untuk reaksi setimbang: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ berlaku: $K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$,

dan harga K (**tetapan setimbang**) adalah 50,2 pada 298 K.

Secara umum untuk reaksi setimbang homogen (satu fasa),

$a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$; berlaku:

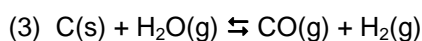
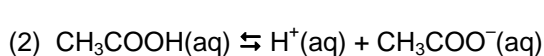
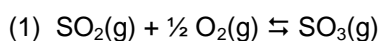
$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

dimana, **K** = tetapan setimbang; **[]** = simbol konsentrasi dalam mol/L; sedangkan **a**, **b**, **c**, dan **d** merupakan koefisien reaksi.

Persamaan tetapan setimbang tersebut merupakan bentuk matematis dari **Hukum Keesetimbangan Kimia**.

Contoh berikut dapat memperjelas hubungan antara tetapan setimbang kimia dengan persamaan reaksi setimbangnya.

Persamaan setimbang kimia:



Tetapan setimbang kimia:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2][\text{O}_2]^{1/2}}$$

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

$$K = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Keterangan:

Zat dengan fasa padat (simbol: s) dan fasa cair (simbol: l) dapat diabaikan. Pada contoh-3, zat C(s) tidak dilibatkan pada persamaan tetapannya.

4. Pergeseran Setimbang Kimia

Henri le Chatelier (Perancis) mempelajari akibat yang ditimbulkan dari pengaruh yang diberikan pada sistem setimbang kimia. Dari 4 macam pengaruh yang diterapkan, yakni konsentrasi, tekanan, suhu, dan katalis maka hanya konsentrasi, tekanan, suhu yang berpengaruh terhadap sistem setimbang kimia; sedangkan katalis tidak mempengaruhi melainkan hanya mempercepat terbentuknya keadaan setimbang.

Pada 1886 ia mengemukakan sebuah kesimpulan penting bahwa,

“sistem reaksi setimbang akan mengurangi (mengatasi) pengaruh luar dengan cara melakukan pergeseran keadaan ke keadaan setimbang baru”.

Kesimpulan ini kemudian dikenal sebagai **azas Le Chatelier**. Azas ini dapat diterapkan untuk meramalkan arah pergeseran setimbang kimia jika mendapat gangguan/pengaruh dari luar. Secara singkat, arah pergeseran sistem setimbang kimia karena pengaruh luar adalah seperti berikut.

Konsentrasi zat $\frac{\text{diperbesar}}{\text{diperkecil}}$, sistem bergeser $\frac{\text{dari}}{\text{ke}}$ zat itu.

Tekanan sistem $\frac{\text{diperbesar}}{\text{diperkecil}}$, sistem bergeser ke arah yang $\frac{\text{sedikit}}{\text{banyak}}$ jumlah molekulnya.

Suhu sistem $\frac{\text{dinaikkan}}{\text{diturunkan}}$, sistem bergeser ke arah yang $\frac{\text{endotermis}}{\text{eksotermis}}$.

Sebagai contoh, untuk reaksi setimbang: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -93 \text{ kJ}$, bila:

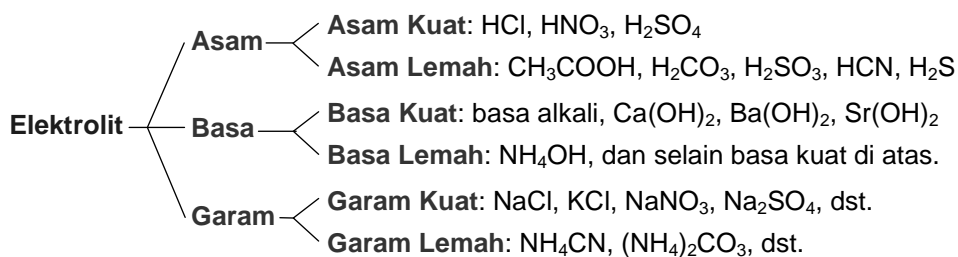
- konsentrasi N_2 diperbesar, maka keadaan sistem akan bergeser ke arah kanan.
- tekanan sistem diperbesar, maka keadaan sistem akan bergeser ke arah kanan.
- suhu diturunkan, maka keadaan sistem akan bergeser ke arah kanan.

Keterangan: $\Delta H = -$ (berarti eksotermis; melepas panas); dan $\Delta H = +$ (berarti endotermis; menyerap panas).

B. REAKSI SETIMBANG ASAM-BASA

1. Kekuatan Asam-Basa

Kekuatan asam dan kekuatan basa merupakan ukuran dari asam atau basa itu terionisasi di dalam larutannya. Karenanya dikenal asam kuat dan asam lemah. Begitu juga, dikenal basa kuat dan basa lemah. (Lihat Gbr 8.1.)



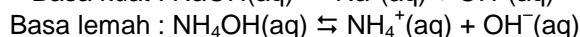
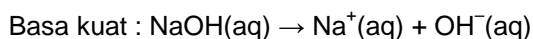
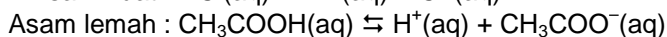
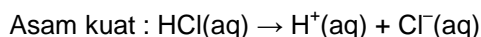
Gbr 8.1 Bagan Skematik Elektrolit Kuat/Lemah

Elektrolit kuat merupakan elektrolit yang terionisasi hampir sempurna dalam larutannya; sedangkan **elektrolit lemah** merupakan elektrolit yang terionisasi sebagian kecil dalam larutannya.

Dengan demikian, asam dicirikan dari kemampuan memberikan ion H^+ di dalam larutannya; sedangkan basa dicirikan dari kemampuan memberikan ion OH^- di dalam larutannya. Asam kuat akan menghasilkan banyak ion H^+ dan sebaliknya asam lemah menghasilkan sedikit ion H^+ . Begitu juga basa dimana basa kuat menghasilkan banyak ion OH^- ; sebaliknya basa lemah menghasilkan sedikit ion OH^- .

2. Larutan Asam-Basa

Asam yang terlarut membentuk larutan asam. Asam kuat akan terionisasi secara kuat di dalam larutannya (simbol: \rightarrow), artinya sebagian besar asam mengurai menjadi ion-ionnya. Sedangkan asam lemah akan terionisasi secara lemah di dalam larutannya (simbol: \rightleftharpoons). Hal serupa juga terjadi untuk basa kuat dan basa lemah. Persamaan ionisasi untuk asam-basa dalam larutannya digambarkan sebagai berikut.

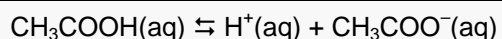


Dengan menggunakan bagan skematik dari Gbr 8.1, kita dapat menuliskan persamaan ionisasi dari berbagai tipe elektrolit.

3. Tetapan Ionisasi Asam-Basa

Berdasar pada persamaan ionisasi asam lemah, kita dapat menuliskan tetapan setimbang asam menurut Hukum Tetapan Setimbang Kimia.

Untuk asam asetat sebagai asam lemah, persamaan ionisasinya adalah:



Tetapan setimbang asamnya adalah:

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

Asam asetat hanya mengion sebagian kecil, oleh karena itu konsentrasinya dianggap tidak berubah atau konstan. Persamaan tetapan di atas dapat ditulis menjadi:

$$K \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]; \text{ atau:}$$

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

Tampak bahwa, K adalah tetapan, dan $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ berharga tetap, jadi juga tetapan. Perkalian antar tetapan akan menghasilkan tetapan lagi. Tetapan baru hasil perkalian inilah yang dikenal sebagai **tetapan ionisasi asam** dengan simbol K_a .

Sedangkan untuk basa lemah, misalnya amonium hidroksida, persamaan ionisasinya adalah:



Serupa dengan asam asetat, terhadap tetapan ionisasi basa lemah dari NH_4OH adalah,

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]$$

K_b = tetapan ionisasi basa.

Dengan demikian nilai K_a menggambarkan kekuatan suatu asam, sedangkan nilai K_b menggambarkan kekuatan suatu basa. Nilai K_a dan nilai K_b dari beberapa asam-basa diberikan menurut Tabel 8.1 dan Tabel 8.2.

Tabel 8.1 Nilai K_a untuk Beberapa Asam Lemah

Asam Lemah	Tahap	Nilai K_a
Asam asetat ; CH_3COOH	-	$1,8 \times 10^{-5}$
Asam format ; HCOOH	-	$1,8 \times 10^{-4}$
Asam karbonat ; H_2CO_3	1	$4,3 \times 10^{-7}$
	2	$5,6 \times 10^{-11}$
Asam sulfida ; H_2S	1	$9,0 \times 10^{-8}$
	2	$1,0 \times 10^{-12}$
Asam oksalat ; $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	1	$6,0 \times 10^{-2}$
Asam fosfat ; H_3PO_4	1	$7,5 \times 10^{-3}$

Tabel 8.2 Nilai K_b untuk Beberapa Basa Lemah

Basa Lemah	Tahap	Nilai K_b
Amonium hidroksida; NH_4OH	-	$1,8 \times 10^{-5}$
Perak hidroksida ; AgOH	-	$1,0 \times 10^{-2}$
Seng hidroksida ; Zn(OH)_2	1	$8,0 \times 10^{-7}$

Keterangan:

Untuk penyederhanaan (memudahkan) perhitungan, yang digunakan hanya nilai K_a dan nilai K_b tahap 1.

Nilai K_a merupakan ukuran keasaman dari suatu asam. Semakin tinggi nilai K_a semakin kuat keasaman dari asam yang bersangkutan. Demikian pula untuk basa, semakin tinggi nilai K_b -nya maka semakin kuat kebasaannya.



LATIHAN 8.1

- Tuliskan tetapan setimbang dari reaksi setimbang berikut:
 - $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ pada suhu 250°C .
 - $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ pada suhu 850°C
- Tuliskan ionisasi dari asam asetat dan asam sulfat.
- Tuliskan juga ionisasi dari barium hidroksida dan ferro hidroksida.
- Tuliskan persamaan ionisasi pertama dan tetapan ionisasi dari asam karbonat, H_2CO_3 .
- Berapa nilai tetapan ionisasi dari asam format dan zinkum hidroksida.

R

RANGKUMAN 8.1

- Reaksi setimbang kimia merupakan sistem reaksi yang berlangsung dua arah antar zat pereaksi dan zat hasil reaksinya. Pada keadaan setimbang, sistem memiliki komposisi dari pereaksi dan zat hasil reaksinya yang konstan (tetap). Sifat khas dari sistem reaksi ini digambarkan oleh suatu tetapan yang disebut tetapan setimbang kimia dengan simbol: **K**.
- Sistem setimbang kimia hanya dipengaruhi oleh faktor-faktor konsentrasi, tekanan, dan suhu. Sedangkan faktor katalis tidak berpengaruh, hanya mempercepat terjadinya keadaan setimbang.
- Azas Le Chatelier berbunyi: "sistem reaksi setimbang akan mengurangi (mengatasi) pengaruh luar dengan cara melakukan pergeseran keadaan ke keadaan setimbang baru". Azas dapat diterapkan untuk meramalkan arah pergeseran keadaan setimbang oleh adanya pengaruh dari luar sistem.
- Nilai **K_a** (tetapan ionisasi asam) merupakan ukuran keasaman dari suatu asam, sementara nilai **K_b** (tetapan ionisasi basa) merupakan ukuran kebasaan dari suatu basa.

TF

TES FORMATIF 8.1

01. Persamaan reaksi yang melibatkan notasi \rightleftharpoons mempunyai arti bahwa, kecuali ...
- A. Reaksi membentuk keadaan setimbang antar pereaksi dan hasil reaksi.
 - B. Jumlah zat terlibat saat keadaan setimbang tercapai sudah tidak berubah lagi.
 - C. Reaksi bersifat dapat bolak-balik setelah reaksi satu arahnya tercapai.
 - D. Sistem dimana zat yang terlibat mempunyai komposisi tertentu dan tetap.
02. Tetapan kesetimbangan dari reaksi: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ adalah,
- A. $K = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3]}$
 - B. $K = \frac{[\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]}$
 - C. $K = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}$
 - D. $K = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$
03. Tetapan kesetimbangan dari reaksi: $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ adalah,
- A. $K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{C}][\text{CO}_2]}$
 - B. $K = \frac{[\text{C}][\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$
 - C. $K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$
 - D. $K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$
04. Faktor-faktor yang mempengaruhi sistem setimbang kimia meliputi:
- A. suhu, tekanan, dan katalis
 - B. suhu, tekanan, dan konsentrasi,
 - C. katalis, tekanan, dan konsentrasi
 - D. konsentrasi, suhu, dan katalis
05. Memberikan katalis pada reaksi: $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$,
- A. menyebabkan sistem bergeser ke arah zat hasil reaksi.
 - B. menyebabkan sistem bergeser ke arah zat pereaksi.
 - C. menyebabkan sistem menjadi homogen berfasa gas.
 - D. tidak mengubah komposisi zat yang terlibat reaksi.

06. Kelompok berikut yang merupakan kelompok asam kuat adalah ...
- $\text{H}_2\text{SO}_4\text{—HCl—CH}_3\text{COOH}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4\text{—HCl—HNO}_3$
 - $\text{H}_3\text{PO}_4\text{—H}_2\text{SO}_4\text{—HNO}_3$
 - $\text{H}_3\text{PO}_4\text{—H}_2\text{SO}_4\text{—CH}_3\text{COOH}$
07. Manakah pasangan berikut yang merupakan pasangan basa lemah?
- NaOH—AgOH
 - $\text{Ba(OH)}_2\text{—Zn(OH)}_2$
 - NaOH—Ba(OH)_2
 - AgOH—Zn(OH)_2
08. Persamaan reaksi ionisasi berikut yang benar adalah ...
- $\text{Ba(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 - $\text{Ba(OH)}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 - $\text{AgOH}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{AgO}^-(\text{aq})$
 - $\text{AgOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
09. Persamaan K_b untuk Zn(OH)_2 adalah ...
- $K_b = [\text{Zn}][\text{OH}]^2$
 - $K_b = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}]$
 - $K_b = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}]$
 - $K_b = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}]^2$
10. Tetapan ionisasi pertama dari asam oksalat, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ adalah
- $K_a = [\text{H}^+][\text{HC}_2\text{O}_4^-]$
 - $K_a = [\text{H}^+][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$
 - $K_a = [\text{H}^+]^2[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$
 - $K_a = [\text{H}^+]^2[\text{HC}_2\text{O}_4^-]$



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 8.1 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 8.1 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: TP} = \frac{\text{JJB}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

- 90% - 100% = Baik sekali
 80% - 89% = Baik
 70% - 79% = Cukup
 < 69% = Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk melaksanakan Kegiatan Belajar 8.2. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 8.1 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



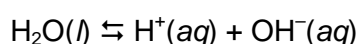


KEGIATAN BELAJAR 8.2

8.2. pH LARUTAN ELEKTROLIT

Air berperan sebagai medium untuk memahami berbagai sifat zat. Perilaku antar zat sering diamati dalam medium air. Adanya zat terlarut dapat mempengaruhi sifat larutan dan sifat perubahan yang akan diamati.

Air tergolong elektrolit sangat lemah dengan membentuk reaksi setimbang kimia:



Tampak bahwa air memberikan jumlah yang sama baik untuk ion H^+ maupun ion OH^- . Berarti sifat keasaman air sama dengan sifat kebasaannya. Adanya zat terlarut yang bersifat asam atau basa akan menentukan sifat keasaman atau kebasaan larutannya.

A. KONSEP pH

1. Tetapan Ionisasi Air

Dari persamaan reaksi ionisasi air, maka tetapan setimbang air sebagai,

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

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

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

K_w disebut tetapan ionisasi air; pada suhu 25°C nilai $K_w = 10^{-14}$. Dapat dinyatakan:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}; \text{ diperoleh harga:}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7}, \text{ dan}$$

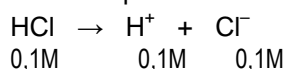
$$[\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

2. Ion H^+ dan OH^- dari Asam-Basa

Dalam pelarut air, penambahan asam akan menaikkan konsentrasi ion H^+ dalam air. Semakin tinggi konsentrasi ion H^+ (dengan simbol: $[\text{H}^+]$) semakin bersifat asam larutannya. Besarnya ion H^+ yang diberikan asam bergantung dari konsentrasi dan kekuatan dari asam yang bersangkutan.

Jika kita melarutkan 0,1 mol HCl ke dalam 1 L air kita akan memperoleh asam klorida dengan konsentrasi 0,1 M. Dengan kata lain, diperoleh 1 L HCl 0,1 M. Bila dengan menggunakan lambang: $[\text{HCl}] = 0,1$ atau $[\text{HCl}] = 10^{-1}$.

HCl merupakan asam kuat dan terionisasi hampir sempurna di dalam air.



Akibatnya di dalam larutan HCl 0,1 M terdapat $[\text{H}^+] = 0,1$ dari asam dan $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ dari air; sehingga total $[\text{H}^+] = 0,1 + 10^{-7} \approx 0,1$.

Secara umum: Untuk larutan asam kuat, **[asam] = y** mengandung **$[\text{H}^+] = y$** .

Berbeda dengan asam lemah. Bila $[\text{asam}] = y$, maka **tidak berlaku** $[\text{H}^+] = y$, tetapi $[\text{H}^+]$ harus dihitung bersama harga K_a -nya. Persamaan yang diterapkan adalah:

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

Terhadap basa pun serupa dengan asam. Hanya bedanya basa akan menaikkan konsentrasi ion OH^- dalam air. Semakin tinggi konsentrasi ion OH^- H^+ (dengan simbol: $[\text{OH}^-]$) semakin bersifat basa larutannya. Besarnya ion OH^- yang diberikan basa bergantung dari konsentrasi dan kekuatan dari basa yang bersangkutan. Perhatikan ikhtisar yang disajikan pada tabel berikut.

Tabel 8.3 Ikhtisar Perhitungan $[\text{H}^+]$ dan $[\text{OH}^-]$ dari air dan Larutan Asam-Basa.

Pelarut	Air	$[\text{H}^+] = 10^{-7}$	$[\text{OH}^-] = 10^{-7}$
Asam kuat	Larutan HCl 0,1M	$[\text{H}^+] = 0,1$	$[\text{OH}^-] = \text{diabaikan}$
Asam lemah	Larutan CH_3COOH 0,1M (nilai $K_a = 2 \times 10^{-8}$)	$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{asam}]}$ $= \sqrt{(2 \times 10^{-8}) \times (0,1)}$ $= 4,5 \times 10^{-5}$	$[\text{OH}^-] = \text{diabaikan}$
Basa kuat	Larutan NaOH 0,01M	$[\text{H}^+] = \text{diabaikan}$	$[\text{OH}^-] = 0,01$
Basa lemah	Larutan NH_4OH 0,01M (nilai $K_b = 2 \times 10^{-8}$)	$[\text{H}^+] = \text{diabaikan}$	$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times [\text{basa}]}$ $= \sqrt{(2 \times 10^{-8}) \times (0,01)}$ $= 1,4 \times 10^{-5}$

3. Gagasan pH

Skala pH telah diperkenalkan pada tahun 1909 oleh *S.P.L. Sorensen* (Denmark) untuk menyatakan **derajat keasaman** suatu larutan. Gagasan *Sorensen* ini bertujuan untuk menyederhanakan bilangan berpangkat jika derajat keasaman dinyatakan dengan bilangan konsentrasi berpangkat negatif.

Dengan maksud itulah, pH didefinisikan sebagai: $\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$.

Bentuk di atas dapat disederhanakan lagi menjadi: **$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$** .

Untuk air murni pada 25°C berlaku:

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}; \text{ dapat diubah menjadi:}$$

$$-\log ([\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]) = -\log (10^{-14})$$

$$(-\log [\text{H}^+]) + (-\log [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

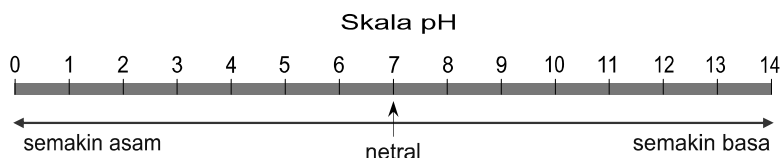
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Jadi untuk air murni berlaku: **$\text{pH} + \text{pOH} = 14$** .

Pada air murni: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$; berarti pada air juga berlaku: **$\text{pH} = \text{pOH} = 7$** (air bersifat **netral**).

Dengan adanya zat terlarut seperti asam atau basa di dalam pelarut air menyebabkan pergeseran konsentrasi H^+ dan OH^- dengan rentang pergeseran antara 10^0 dan 10^{-14} . Atau dengan kata lain, rentang pergeserannya antara 0 – 14.

Atas dasar ini, *Sorensen* mengajukan suatu skala pH dengan rentang dari 0 – 14 untuk menunjukkan derajat keasaman atau derajat kebasaan sebagai berikut:



Derajat keasaman (pH) suatu larutan dapat diketahui/diukur dengan menggunakan indikator atau pH-meter. Beberapa indikator adalah kertas lakmus (merah dan biru) dan indikator universal (skala 1 – 14).

B. pH LARUTAN ASAM-BASA

Kita perhatikan kembali perhitungan nilai $[H^+]$ dan $[OH^-]$ yang diikhtisarkan menurut Tabel 8.3.

Tabel 8.3 Ikhtisar Perhitungan $[H^+]$ dan $[OH^-]$ dari air dan Larutan Asam-Basa.

-	Air	$[H^+] = 10^{-7}$	$[OH^-] = 10^{-7}$
Asam kuat	Larutan HCl 0,1M	$[H^+] = 0,1$	$[OH^-] = \text{diabaikan}$
Asam lemah	Larutan CH_3COOH 0,1M (nilai $K_a = 2 \times 10^{-8}$)	$[H^+] = \sqrt{K_a \times [\text{asam}]}$ $= \sqrt{(2 \times 10^{-8}) \times (0,1)}$ $= 4,5 \times 10^{-5}$	$[OH^-] = \text{diabaikan}$
Basa kuat	Larutan NaOH 0,01 M	$[H^+] = \text{diabaikan}$	$[OH^-] = 0,01$
Basa lemah	Larutan NH_4OH 0,01 M (nilai $K_b = 2 \times 10^{-8}$)	$[H^+] = \text{diabaikan}$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \times [\text{basa}]}$ $= \sqrt{(2 \times 10^{-8}) \times (0,01)}$ $= 1,4 \times 10^{-5}$

Untuk memperkirakan nilai pH larutan basa, dihitung dulu nilai $[H^+]$ lalu substitusikan nilai ini ke rumus $pH = -\log [H^+]$. Hasil perhitungan memberikan nilai pH dari larutan yang dicari. Berikut perhitungan pH air dan pH larutan asam berdasar nilai $[H^+]$ di Tabel 8.3.

pH air	$[H^+] = 10^{-7} \Leftrightarrow pH = -\log 10^{-7}$ pH = 7.
pH HCl 0,1 M	$[H^+] = 0,1 \Leftrightarrow pH = -\log 0,1 = -\log 10^{-1}$ pH = 1.
pH CH_3COOH 0,1 M	$[H^+] = 4,5 \times 10^{-5} \Leftrightarrow pH = -\log \{4,5 \times 10^{-5}\}$ $= 5 - \log 4,5 = 5 - 0,65$ pH = 4,35.

Untuk memperkirakan nilai pH larutan basa, dihitung dulu nilai $[OH^-]$, lalu substitusikan nilai ini ke rumus $pOH = -\log [OH^-]$. kemudian nilai pOH-nya. Terakhir hitung pH dengan menggunakan rumus $pH = 14 - pOH$. Hasil perhitungan memberikan nilai pH larutan basa yang dicari. Berikut perhitungan pH larutan basa berdasar nilai $[H^+]$ di Tabel 8.3.

pH NaOH 0,01 M	$[\text{OH}^-] = 0,01 \Leftrightarrow \text{pOH} = -\log 0,01 = -\log 10^{-2}$ $\text{pOH} = 2.$ pH = 10.
pH NH ₄ OH 0,01 M	$[\text{OH}^-] = 1,4 \times 10^{-5} \Leftrightarrow \text{pOH} = -\log \{1,4 \times 10^{-5}\}$ $= 5 - \log 1,4 = 5 - 0,15$ $\text{pOH} = 4,85.$ pH = 9,15.

C. pH LARUTAN GARAM

Garam terlarut lalu yang kemudian terionisasi hanya menjadi ion-ionnya maka larutan garam ini selalu memiliki pH sama dengan pH pelarut air, yaitu 7. Garam tipe ini selalu merupakan garam yang berasal dari asam-kuat dan basa-kuat. Ciri-cirinya dari nama atau rumus kimianya. Contohnya a.l.: NaCl, NaBr, K₂SO₄, Ca(NO₃)₂, BaBr₂, dst. Mengapa larutan garam tipe ini, pH-nya = 7?

(Garam ini tidak memberikan ion H⁺ ataupun ion OH⁻. Kedua ion ini hanya berasal dari pelarutnya, yakni air. Oleh karena itu pH-nya sama dengan pH air.)

Lain halnya dengan garam tipe lainnya seperti garam ALBK (garam yang berasal dari asam-lemah dan basa-kuat) dan garam AKBL (garam yang berasal dari asam-kuat dan basa-lemah).

Contoh garam ALBK: CH₃COONa; CH₃COOK; Na₂CO₃; Na₂S; K₂S; dst.

Contoh garam AKBL: NH₄Cl; (NH₄)₂SO₄; Fe(NO₃)₂; FeSO₄; dst.

Kedua tipe garam ini, pH larutannya ≠ 7. Tepatnya, pH larutan g-ALBK > 7, dan pH larutan g- AKBL < 7. Mengapa? Berikut ini penjelasan teoretisnya.

Contoh: CH ₃ COONa. (Tipe garam ALBK)	Dalam larutan CH ₃ COONa terjadi: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \cancel{\text{H}^+} + \text{OH}^-$ $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \cancel{\text{H}^+} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$; atau $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$	∴ pH-nya > 7
Contoh: NH ₄ Cl. (Tipe garam AKBL)	Dalam larutan NH ₄ Cl terjadi: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \cancel{\text{OH}^-}$ $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NH}_4^+ + \cancel{\text{OH}^-} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$; atau $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$	∴ pH-nya < 7

Pada penjelasan di atas, tipe garam-ALBK dan tipe garam-AKBL selain terionisasi juga mengalami reaksi dengan air. Peristiwa ini disebut **hidrolisis garam**, yakni bereaksinya garam dengan air.

Jelaslah mengapa larutan NaCl dan berapa pun jumlah yang dilarutkan, jika diukur, pH-nya selalu 7 (larutan bersifat netral). Garam-ALBK dapat terhidrolis menghasilkan asam lemah dan ion OH⁻ sehingga larutannya bersifat basa (pH > 7). Sedangkan Garam-AKBL dapat terhidrolis menghasilkan basa lemah dan ion H⁺ sehingga larutannya bersifat asam (pH < 7).

D. pH LARUTAN BUFER

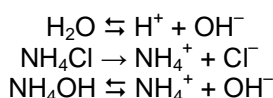
Apa larutan bufer itu? Larutan bufer merupakan:

- o campuran dari asam lemah dengan garam-kuatnya. (Contoh: CH₃COOH dan CH₃COONa.)
- o campuran dari basa lemah dengan garam-kuatnya. (Contoh: NH₄OH dan NH₄Cl)

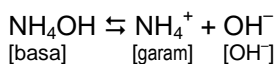
Contoh-1 dinamakan bufer-asetat, dan contoh-2 dinamakan bufer-amonium.

Mengapa larutan bufer itu? Larutan bufer merupakan suatu sistem yang dapat mempertahankan pH lingkungannya dari pengaruh luar. Pengaruh ini dapat berupa penambahan sedikit asam kuat, penambahan sedikit basa kuat, atau oleh pengenceran. Bagaimana kerja bufer itu sehingga dapat mempertahankan pH lingkungannya? Dalam larutan bufer-amonium misalnya, terjadi reaksi sebagai berikut.

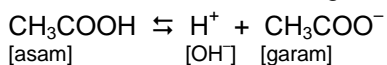
Dalam larutan bufer NH₄OH–NH₄Cl terjadi:



Garam NH₄Cl habis berubah jadi NH₄⁺ dan Cl⁻, sehingga [NH₄⁺] = [NH₄Cl] = [garam]. Peningkatan akan mempengaruhi sistem setimbang basa lemah, B_L. Konsentrasi masing-masing komponen pada sistem ini adalah:



Uraian di atas dapat diterapkan terhadap kerja bufer-asetat. Dalam sistem bufer ini konsentrasi masing-masing komponen adalah:



Penambahan sedikit asam kuat (berarti H⁺) pada bufer-amonium menyebabkan OH⁻ bereaksi dengan H⁺ (membentuk H₂O). Akibatnya, sistem kesetimbangan bergeser ke arah kanan untuk mengurangi pengaruh asam dan konsentrasi OH⁻ kembali seperti semula. (Jika pada bufer-asetat, H⁺ yang masuk, akan bereaksi dengan CH₃COO⁻ membentuk asam lemah sehingga sistem bergeser ke arah kiri, dan konsentrasi H⁺ kembali ke keadaan semula.)

Larutan bufer memiliki peran penting dalam kehidupan. Kehidupan makhluk dipengaruhi oleh derajat keasaman (pH) lingkungannya. Adanya bufer akan menjaga pH lingkungan sehingga makhluk dapat melangsungkan aktivitasnya dengan optimal. Dalam tubuh kita terdapat bufer-fosfat yang mendukung kerja enzim.

Bufer juga diterapkan pada reaksi kimia tertentu, agar diperoleh hasil reaksi tertentu secara optimal. Bufer dengan pH tertentu harus dibuat sesuai dengan pH lingkungannya.

Rumus berikut dapat diterapkan untuk memperkirakan pH bufer yang dibuat.

$$\text{Tetapan ionisasi basa (K}_b\text{) adalah } K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} \Leftrightarrow K_b = \frac{[\text{garam}][\text{OH}^-]}{[\text{basa}]}$$

$$\text{Diperoleh: } [\text{OH}^-] = \frac{[\text{basa}]}{[\text{garam}]} \times K_b$$

$$\text{Analog diperoleh: } [\text{H}^+] = \frac{[\text{asam}]}{[\text{garam}]} \times K_a$$



L**LATIHAN 8.2**

01. Tuliskan persamaan ionisasi air dan tetapan setimbang kimianya.
02. Nyatakanlah rumus pH dan rumus pOH.
03. Berapa konsentrasi H⁺ dalam 2 liter larutan HNO₃ 0,01 M.
04. Perkirakanlah pH larutan NH₄OH 0,005 M.
05. Perkirakanlah pH campuran 50 mL HCl 1,2 M dan 50 mL NaOH 1,0 M.

R**RANGKUMAN 8.2**

- Terhadap pelarut air pada suhu 25 °C berlaku $pH = pOH$ dan $pH + pOH = 14$.
- Derajat keasaman (pH) dari asam kuat ditentukan oleh besarnya konsentrasi asam kuat tersebut.
- Derajat keasaman (pH) dari asam lemah ditentukan oleh besarnya konsentrasi dan tetapan ionisasi asam dari asam lemah yang bersangkutan.
- Derajat kebasaan (pOH) dari basa kuat ditentukan oleh besarnya konsentrasi basa kuat tersebut.
- Derajat kebasaan (pOH) dari basa lemah ditentukan oleh besarnya konsentrasi dan tetapan ionisasi basa dari basa lemah yang bersangkutan.
- Pelarutan dari garam yang berasal dari asam-kuat dan basa kuat menghasilkan larutan yang bersifat netral ($pH=7$).
- Pelarutan dari garam yang berasal dari asam-kuat dan basa lemah menghasilkan larutan yang bersifat asam ($pH<7$).
- Pelarutan dari garam yang berasal dari asam-lemah dan basa kuat menghasilkan larutan yang bersifat basa ($pH>7$).
- Larutan bufer merupakan (1) campuran dari asam lemah dengan garam-kuatnya, atau (2) campuran dari basa lemah dengan garam-kuatnya.
- Larutan bufer bersifat dapat mempertahankan pH lingkungannya dari pengaruh luar, seperti penambahan sedikit asam-basa kuat, atau oleh pengenceran.

TF**TES FORMATIF 8.2**

01. Pada suhu 25 °C, terhadap pelarut air berlaku:

A. $pOH = 7$	C. $pH = 0-7$
B. $pOH = 7-14$	D. $pH + pOH = 10^{-14}$
02. Rumus pH dan pOH berikut yang tepat adalah ...
 - A. $pH = \log [H^+]$ dan $pOH = \log [OH^-]$
 - B. $pH = -\log [H^+]$ dan $pOH = \log [OH^-]$
 - C. $pH = \log [H^+]$ dan $pOH = -\log [OH^-]$
 - D. $pH = -\log [H^+]$ dan $pOH = -\log [OH^-]$

03. Derajat keasaman (pH) dari larutan NaOH 0,1 M adalah ...
 A. 1
 B. 2
 C. 12
 D. 13
04. Ke dalam 500 mL air dituangi 0,05 mol HCl. Larutan ini memiliki pH sebesar ...
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
05. Antara larutan-1 (NaOH 0,001 M) dan larutan-2 (NaOH 0,1 M), berlaku:
 A. pH larutan-1 adalah 13
 B. pOH larutan-1 lebih rendah dari pOH larutan-2
 C. pH larutan-1 lebih rendah dari pH larutan-2
 D. pH larutan-1 lebih tinggi dari pH larutan-2
06. Ke dalam gelas kimia berisi 100 mL HCl 0,2 M dituangi dengan 100 mL KOH 0,2 M. Diperoleh:
 A. Campuran bersifat netral
 B. Campuran bersifat asam
 C. Campuran bersifat basa
 D. Campuran bersifat bufer
07. Hal-hal berikut tidak terjadi dalam larutan NH_4OH , kecuali ...
 A. $\text{NH}_4\text{OH}(aq) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
 B. $\text{NH}_4\text{OH}(aq) \rightarrow \text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
 C. $\text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(aq)$
 D. $\text{H}^+(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(l)$
08. Larutan dari garam berikut akan memiliki pH > 7.
 A. Amonium sulfat
 B. Amonium nitrat
 C. Natrium sulfat
 D. Natrium sulfida
09. Ke dalam gelas kimia berisi 100 mL HCl 0,2 M dituangi dengan 100 mL NH_4OH 0,2 M. Diperoleh:
 A. Campuran bersifat netral
 B. Campuran bersifat asam
 C. Campuran bersifat basa
 D. Campuran bersifat bufer
10. Jika ke dalam 50 mL NH_4OH 1 M ($K_b = 10^{-8}$) ditambahkan 50 mL NH_4Cl 1 M, maka,
 A. terjadi campuran dengan pH = 12
 B. terjadi campuran dengan pH = 8
 C. terjadi campuran dengan pH = 7
 D. terjadi campuran dengan pH = 4



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 8.2 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 8.2 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: } TP = \frac{\text{JJB}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

90% - 100% = Baik sekali

80% - 89% = Baik

70% - 79% = Cukup

< 69% = Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk melaksanakan Kegiatan Belajar 9.1. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 8.2 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



KUNCI JAWABAN TES FORMATIF BBM 8

Tes Formatif 8.1	Tes Formatif 8.2
01. C	01. A
02. D	02. D
03. C	03. D
04. B	04. A
05. D	05. C
06. B	06. A
07. D	07. A
08. A	08. C
09. D	09. B
10. A	10. D



DAFTAR PUSTAKA

- Blank, Emanuel. *Et al.* (1979). *Foundations of Life Science*. New York: Holt, Rinehart and Winston, Inc.
- Brown, Theodore L. and LeMay Jr, H. Eugene. (1977). *Chemistry: The Central Science*. Englewood, New Jersey: Prentice-Hall Inc.
- Chandler, John and Barnes, Dorothy. (1981). *Laboratory Experiments in General Chemistry*. Encino, California: Glencoe Publishing Co., Inc.
- Lippincott, W.T., Garret, A.B., dan Verhoek, F.H. (1980). *Chemistry – A Study of Matter*. Fourth Edition, New York: John Willey & Sons.
- Miller Jr., G.T. (1981). *Living in the Environment*. Edisi III. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company, Inc.
- Miller Jr, G. Tyler. (1982). *Chemistry: A Basic Introduction*. Second Edition. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company.
- Mulyono HAM. (2002a). *Kimia 1 untuk SMU/MA Kelas 1*. Edisi Kedua. Bandung: Penerbit CV. Acarya Media Utama.
- Mulyono HAM. (2002b). *Kimia 2 untuk SMU/MA Kelas 2*. Edisi Kedua. Bandung: Penerbit CV. Acarya Media Utama.
- Mulyono HAM. (2006a). *Kamus Kimia*. Edisi Kedua. Jakarta: Penerbit PT. Bumi Aksara.
- Mulyono HAM. (2006b). *Pembuatan Reagen Kimia di Laboratorium*. Edisi Pertama. Jakarta: Penerbit PT. Bumi Aksara.
- Neidig, H.A. and Spencer, J.N. (1978). *Introduction to the Chemistry Laboratory*. Boston, Massachusetts: Willard Grant Press.
- Pessenden, Ralf J. and Pessenden, Joan S. (1983). *Chemical Principles for The Life Science*. Second Edition. Boston: Allyn and Bacon, Inc.
- Russell, J.B., (1981), *General Chemistry*, Singapore: McGraw-Hill Book, Co.
- Sackheim, G. I., and Schultz, R. M. (1979). *Chemistry for the Health Science*. New York: Macmillan Company.
- Washton, Nathan S. (1974). *Teaching Science In Elementary and Middle Schools*. New York: David McKay Company, Inc.

