

5 REAKSI KIMIA DALAM LARUTAN AIR

- 5.1. Larutan Air**
- 5.2. Reaksi Pengendapan**
- 5.3. Reaksi Asam Basa**
- 5.4. Reaksi Oksidasi Reduksi**
- 5.5. Menyetimbangkan Persamaan Reaksi Redoks**
- 5.6. Oksidator dan Reduktor**
- 5.7. Stoikiometri dalam Reaksi Redoks**

Salah satu cara untuk memperoleh hasil reaksi dalam bentuk murni adalah dengan cara pengendapan. **Reaksi pengendapan** seringkali dilakukan di laboratorium untuk memperoleh endapan murni dari suatu larutan. Sebagai contoh, padatan $\text{Mg}(\text{OH})_2$ diperoleh dari pengendapan air laut, sebagai langkah pertama dalam pembuatan logam magnesium. Kadang-kadang, pembentukan endapan digunakan sebagai tes kualitatif untuk menentukan adanya ion tertentu dalam larutan. Kalau penambahan $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ pada suatu larutan menghasilkan endapan putih, maka mungkin ada ion Ag^+ dalam larutan. Reaksi pengendapan adalah reaksi pertama dari tiga tipe reaksi yang dibahas pada bab ini. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dalam air (disebut susu magnesia) menetralkan asam lambung, pada reaksi dengan $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ bertindak sebagai basa. Reaksi ini disebut **reaksi asam basa**. Salah satu perhatian utama dalam mempelajari jenis reaksi kedua ini adalah untuk melihat bagaimana reaksi asam-basa digunakan dalam analisis kimia dengan metoda yang disebut titrasi. Jenis reaksi yang ketiga yang akan dipelajari adalah **reaksi oksidasi-reduksi**. Pada reaksi oksidasi-reduksi terjadi perpindahan elektron dan sebagai akibatnya bilangan oksidasi berubah. Perubahan bilangan oksidasi merupakan karakteristik dalam pengembangan metoda penyetimbangan persamaan reaksi oksidasi-reduksi. Reaksi oksidasi-reduksi juga digunakan dalam analisis kimia dengan metoda yang disebut titrasi.

5-1 Larutan Air

Meskipun beberapa reaksi kimia penting dapat dilakukan dalam tiga wujud zat (padat, cair, dan gas), akan tetapi banyak reaksi dilakukan dalam larutan air, karena air dapat melarutkan sejumlah besar senyawa dan dalam larutan air, senyawa akan terurai menjadi ion, sehingga dapat berpartisipasi dalam reaksi kimia tertentu. Secara alamiah, ada tiga jenis larutan air, yaitu nonelektrolit, elektrolit kuat, dan elektrolit lemah.

- **Larutan nonelektrolit** adalah larutan dimana **tidak ada ion**, walaupun ada konsentrasinya sangat kecil. Senyawa dalam larutan (zat terlarut) disebut nonelektrolit.
- **Larutan elektrolit kuat** adalah larutan dimana **konsentrasi ion** dalam larutan **tinggi**, meskipun jumlah zat terlarutnya mungkin kecil. Larutan ini merupakan konduktivitas (penghantar) listrik tinggi. Senyawa dalam larutan (zat terlarut) disebut elektrolit kuat.
- **Larutan elektrolit lemah** adalah larutan dimana **konsentrasi ion** dalam larutan **rendah**, meskipun jumlah zat terlarutnya mungkin besar. Larutan ini merupakan konduktivitas (penghantar) listrik rendah. Senyawa dalam larutan (zat terlarut) disebut elektrolit lemah.

Tabel 5-1 di bawah ini adalah daftar dari sifat-sifat elektrolit dari beberapa senyawa dalam larutan air, dan perhatikan bahwa

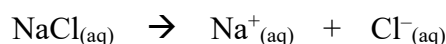
- Pada intinya, semua **senyawa ionik** yang larut dalam air dan sedikit senyawa kovalen adalah **elektrolit kuat**.
- Hampir semua **senyawa kovalen** adalah **nonelektrolit** atau **elektrolit lemah**.

Tabel 5-1

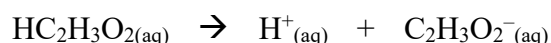
Sifat-sifat Elektrolitik dari Larutan Air.

Elektrolit kuat		Elektrolit lemah	Nonelektrolit
Senyawa ionik	Senyawa kovalen		
NaCl	HCl	HCHO ₂	H ₂ O (air)
MgCl ₂	HBr	HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₅ OH (etil alkohol)
NaOH	HI	HOCl	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glukosa)
KBr	HNO ₃	HNO ₂	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sukrosa)
KClO ₄	H ₂ SO ₄ ^a	H ₂ SO ₃	CO(NH ₂) ₂ (urea)
Al ₂ (SO ₄) ₃	HClO ₄	NH ₃ (amonia)	C ₂ H ₆ O ₂ (etilen glikol)
CuSO ₄		C ₆ H ₅ NH ₂ (anilin)	C ₃ H ₈ O ₃ (gliserol)
LiNO ₃	dan sejumlah kecil		
dan banyak lainnya	lainnya	dan banyak lainnya	dan banyak lainnya

Bagaimana cara membedakan ketiga jenis larutan ini. Cara yang paling baik untuk membedakannya adalah melalui cara penulisannya dalam persamaan kimia. Pada Bab 4 telah dipelajari tentang cara penulisan senyawa ionik dalam suatu larutan air. Senyawa elektrolit **kuat** NaCl dalam larutan air akan **terurai menjadi ion-ion** yang terpisah yaitu Na⁺ dan Cl⁻, dan cara terbaik menyatakan NaCl_(aq) adalah sebagai Na⁺_(aq) + Cl⁻_(aq).



Pada **elektrolit lemah**, misal HC₂H₃O_{2(aq)}, dapat dituliskan dengan cara yang sama



Akan tetapi, karena pada elektrolit lemah hanya **sedikit** molekul yang **terurai**, maka cara yang terbaik adalah digambarkan dengan **tanda bolak balik (reversible)**, seperti



Tanda bolak balik (\rightleftharpoons) menunjukkan bahwa hanya sedikit molekul yang terurai. Spesies terbanyak dalam larutan adalah HC₂H₃O₂, dan larutan paling baik dinyatakan sebagai

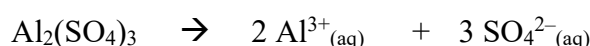
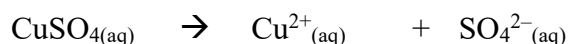
HC₂H₃O_{2(aq)}. Untuk senyawa yang **nonelektrolit, ionisasi** yang terjadi sangat sedikit sehingga **dapat diabaikan**, dan dalam persamaan kimia tetap digunakan rumus molekul, bukan ion.

Contoh 5-1

Suatu larutan dengan volume 2 liter mengandung CuSO₄ 0,64 M dan Al₂(SO₄)₃ 0,27 M.

- Hitung molaritas SO₄²⁻ dalam larutan.
- Nyatakan konsentrasi SO₄²⁻ dalam mg/L (ppm). M_r SO₄²⁻ = 96

- Pertama, tuliskan reaksi penguraian dari kedua senyawa tersebut:



Sesudah itu, tentukan jumlah mol SO₄²⁻ dari masing-masing sumbernya (ada dua sumber)

$$\text{mol SO}_4^{2-} \text{ dari CuSO}_4 = 2 \text{ L} \times \frac{0,64 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L CuSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 1,28 \text{ mol SO}_4^{2-}$$

$$\text{mol SO}_4^{2-} \text{ dari Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \text{ L} \times \frac{0,27 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ L Al}_2(\text{SO}_4)_3} \times \frac{3 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 1,62 \text{ mol SO}_4^{2-}$$

$$\text{mol SO}_4^{2-} \text{ total} = 1,28 \text{ mol} + 1,62 \text{ mol} = 2,9 \text{ mol SO}_4^{2-}$$

$$\text{molaritas SO}_4^{2-} = \frac{2,9 \text{ mol SO}_4^{2-}}{2 \text{ L}} = 1,45 \text{ M}$$

- Ubah molaritas (mol/L) menjadi g/L kemudian menjadi mg/L

$$\text{SO}_4^{2-} = \frac{1,45 \text{ mol SO}_4^{2-}}{\text{L}} \times \frac{96 \text{ g SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol SO}_4^{2-}} \times \frac{1000 \text{ mg SO}_4^{2-}}{1 \text{ g SO}_4^{2-}} = 1,39 \times 10^5 \text{ mg/L}$$

$$\text{mol/L} \rightarrow \text{g/L} \rightarrow \text{mg/L}$$

Latihan 5-1

- Hitung molaritas ion Na⁺ dalam NaNO₃ 0,52 M.
- Hitung molaritas ion Al³⁺ dalam AlCl₃ 0,36 M.
- Suatu larutan dibuat dengan melarutkan 0,112 g senyawa Ba(OH)₂ dalam 345 mL larutan air. Hitung molaritas ion OH⁻ dalam larutan. M_r Ba(OH)₂ = 171.

5-2 Reaksi Pengendapan

Reaksi pengendapan adalah reaksi antar senyawa ionik dalam larutan air yang menghasilkan senyawa yang **tidak larut** dalam air. Reaksi jenis ini banyak terjadi karena kombinasi kation dan anion tertentu akan menghasilkan endapan. Beberapa contoh reaksi pengendapan penting dalam analisis kimia kuantitatif dan kimia industri dapat dilihat pada Tabel 5-2 di bawah ini.

Tabel 5-2
Beberapa Contoh Penerapan dari Reaksi Pengendapan.

Reaksi dalam larutan air	Penerapan
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$	<p>Kimia Analitis</p> <p>Digunakan untuk menganalisis Ag^+ atau Cl^-. Sampel yang biasa digunakan untuk analisis: air buangan dari proses fotografi</p> <p>Digunakan untuk menganalisis Ca^{2+}. Dengan pemanasan CaC_2O_4 terurai, dan hasil akhir yang ditimbang adalah CaCO_3 atau CaO.</p> <p>Sampel yang biasa digunakan untuk analisis: batu kapur. Digunakan untuk menganalisis Mg^{2+} atau fosfor. MgNH_4PO_4 diubah menjadi $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ dengan pemanasan yang intensif.</p> <p>Sampel yang biasa digunakan untuk analisis: batu kapur (untuk Mg); air buangan perkotaan (untuk P).</p> <p>Digunakan untuk menganalisis SO_4^{2-}. Spesies lain yang mengandung sulfur, misal: S^{2-} atau $\text{SO}_{2(g)}$ dapat diubah menjadi SO_4^{2-} dan kemudian diendapkan.</p> <p>Sampel yang biasa digunakan untuk analisis: $\text{SO}_{2(g)}$ dalam cerobong gas dari instalasi peleburan atau pembangkit tenaga.</p>
$\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_{4(s)}$	
$\text{Mg}^{2+} + \text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_{4(s)}$	
$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)}$	
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$	<p>Kimia Industri</p> <p>Reaksi tahap pertama pada ekstraksi logam magnesium dari air laut.</p> <p>$\text{AgCl}_{(p)}$ and $\text{AgBr}_{(p)}$, diendapkan dari $\text{AgNO}_{3(aq)}$, digunakan dalam pembuatan film fotografi.</p> <p>Campuran endapan, yang disebut lithopone, adalah pigmen putih cerah yang digunakan dalam cat, kertas, dan peralatan karet putih.</p> <p>NaHCO_3 adalah senyawa yang paling sedikit larut dari kemungkinan kombinasi ion dalam air dingin. Na_2CO_3 didapat dari pemanasan NaHCO_3. Penggunaan utama adalah dalam industri makanan (NaHCO_3) dan manufaktur gelas (Na_2CO_3).</p>
$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NO}_3^-$	
$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}_{(s)} + \text{NO}_3^-$	
$\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}_{(s)} + \text{BaSO}_{4(s)}$	
$\text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaHCO}_{3(s)} + \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	

Meramalkan Reaksi Pengendapan. Untuk dapat menentukan apakah suatu reaksi pengendapan akan terjadi atau tidak, terlebih dahulu perlu dipelajari tentang beberapa aturan umum untuk reaksi senyawa ionik seperti pada Tabel 5.3 di bawah ini.

Tabel 5-3

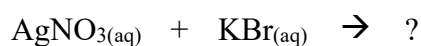
Beberapa Aturan Umum untuk Senyawa Ionik.

1. Semua senyawa logam alkali (golongan 1A) dan ion amonium (NH_4^+) **larut**.
Contoh: NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 , LiOH , NH_4Cl
2. Semua nitrat (NO_3^-), klorat (ClO_3^-), perklorat (ClO_4^-), dan asetat ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) **larut**. Perak asetat ($\text{Ag C}_2\text{H}_3\text{O}_2$) hanya **sedikit larut**.
Contoh: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KClO_4 , $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
3. Klorida (Cl^-), bromida (Br^-) dan yodida (I^-) dari hampir semua logam **larut**. **Kecuali** untuk logam Pb^{2+} , Ag^+ , dan Hg_2^{2+} .
Senyawa-senyawa ini larut atau mengendap: MgCl_2 , AgBr , NaI , KCl , PbCl_2
4. Semua sulfat (SO_4^{2-}) **larut**, **kecuali** untuk logam Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , dan Hg_2^{2+} . Sulfat dari Ca^{2+} dan Ag^+ hanya **sedikit larut**.
Senyawa-senyawa ini larut atau mengendap: MgSO_4 , Na_2SO_4 , K_2SO_4 , PbSO_4 , CaSO_4 , BaSO_4
5. Semua karbonat (CO_3^{2-}), khromat (CrO_4^{2-}), dan fosfat (PO_4^{3-}) **tidak larut**, **kecuali** untuk logam-logam alkali (golongan 1A) dan ion amonium (NH_4^+).
Senyawa-senyawa ini larut atau mengendap: CaCO_3 , MgCrO_4 , K_2CO_3 , Na_3PO_4 , PbCrO_4 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, SrSO_3
6. Senyawa logam alkali (golongan 1A) dengan hidroksida (OH^-) **larut**. Hidroksida dari Ca^{2+} , Sr^{2+} , dan Ba^{2+} hanya **sedikit larut**. Sedangkan hidroksida lainnya **tidak larut**.
Senyawa-senyawa ini larut atau mengendap: NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$
7. Senyawa logam dengan sulfida (S^{2-}) **tidak larut**, **kecuali** untuk logam-logam alkali (golongan 1A), alkali tanah (golongan 2A), dan ion ammonium (NH_4^+).
Senyawa-senyawa ini larut atau mengendap: Ag_2S , PbS , K_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, BaS , Al_2S_3

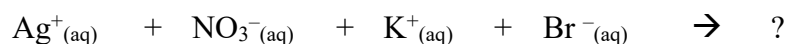
Logam-logam alkali (golongan 1 A) : Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

Logam-logam alkali tanah (golongan 2 A) : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

Seandainya diminta meramalkan apa yang terjadi kalau larutan air ini dicampur



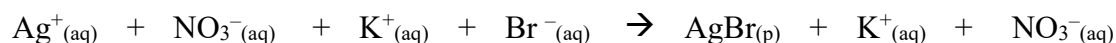
Langkah tepat yang pertama adalah menuliskan kembali persamaan di atas dalam bentuk ion yang menunjukkan spesies yang benar-benar ada dalam larutan.



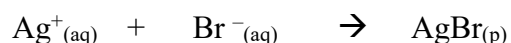
Kemudian pertimbangkan **empat** kemungkinan kombinasi kation dan anion.

1. Tidak terjadi reaksi
2. Terjadi $\text{AgBr}_{(\text{p})} + \text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$
3. Terjadi $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})} + \text{KNO}_3_{(\text{p})}$
4. Terjadi $\text{AgBr}_{(\text{p})} + \text{KNO}_3_{(\text{p})}$

Dari Tabel 5.3 diketahui bahwa kombinasi ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) dan ($\text{K}^+ + \text{Br}^-$) adalah larut, ini adalah reaktan awal. Kemungkinan **pertama** adalah bahwa semua kombinasi kation dan anion menghasilkan senyawa yang larut dalam air, sehingga **tidak ada reaksi**. Kemungkinan **kedua** adalah bahwa hanya $\text{AgBr}_{(\text{p})}$ yang **mengendap**. Kemungkinan **ketiga** adalah bahwa hanya $\text{KNO}_3_{(\text{p})}$ yang **mengendap**. Kemungkinan **keempat** adalah bahwa $\text{AgBr}_{(\text{p})}$ dan $\text{KNO}_3_{(\text{p})}$ keduanya **mengendap**. Pada **kenyataannya**, hasil yang teramati adalah seperti pada kemungkinan **kedua**, dan apabila dituliskan sebagai persamaan ionik adalah sebagai berikut



dan persamaan ionik totalnya adalah



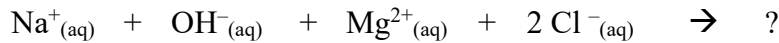
Untuk memilih diantara empat kemungkinan yang ada dapat dilakukan percobaan dan hasilnya dianalisis, atau lebih baik meramalkan hasil akhirnya berdasarkan aturan umum tentang kelarutan senyawa-senyawa ion yang larut dalam air seperti pada Tabel 5.3.

Contoh 5-2

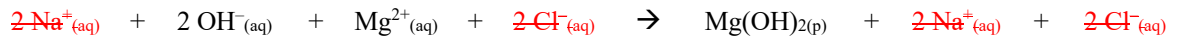
Ramalkan apakah reaksi di bawah ini akan terjadi, kalau terjadi, tuliskan persamaan ionik totalnya.

1. $\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{MgCl}_2_{(\text{aq})} \rightarrow ?$
2. $\text{BaS}_{(\text{aq})} + \text{CuSO}_4_{(\text{aq})} \rightarrow ?$
3. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4_{(\text{q})} + \text{ZnCl}_2_{(\text{aq})} \rightarrow ?$

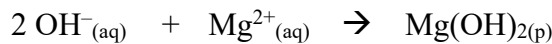
1. Persamaan reaksi ion dari reaksi tersebut adalah:



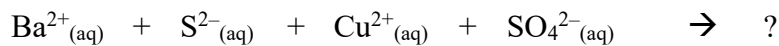
Karena semua senyawa Na larut dalam air, maka Na^+ akan tinggal di larutan. Gabungan Mg^{2+} dan OH^- akan menghasilkan $\text{Mg}(\text{OH})_2$ yang tidak larut. Dengan informasi ini, dapat dituliskan



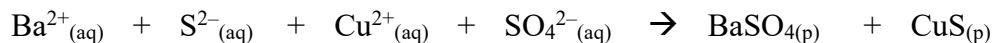
Semua spesies yang ada sebelum dan sesudah reaksi yaitu $2 \text{Na}^+_{(\text{aq})}$ dan $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ dapat dihilangkan, sehingga persamaan ionik total menjadi:



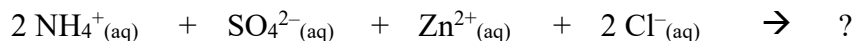
2. Persamaan reaksi ion dari reaksi tersebut adalah:



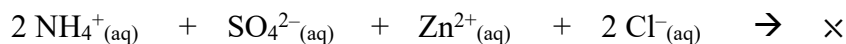
Aturan kelarutan untuk sulfida adalah bahwa hanya logam alkali (golongan 1A) dan logam alkali tanah (golongan 2A) yang larut. Maka CuS pasti tidak larut. Meskipun pada umumnya sulfat larut dalam air, akan tetapi BaSO_4 adalah salah satu yang tidak larut. Maka campuran $\text{BaS}_{(\text{aq})}$ dan $\text{CuSO}_4_{(\text{aq})}$ menghasilkan campuran endapan.



3. Persamaan reaksi ion dari reaksi tersebut adalah:



Tabel 5-2 menunjukkan bahwa semua kombinasi ion yang mungkin, menghasilkan senyawa yang larut dalam air, maka tidak terjadi reaksi.



Latihan 5-2

Ramalkan apakah reaksi ini akan terjadi, kalau terjadi, tuliskan persamaan ionik totalnya.



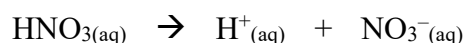
5-3 Reaksi Asam – Basa

Asam, basa, dan reaksi yang melibatkan asam dan basa sangat penting dalam kimia, oleh karena itu asam-basa akan dipelajari secara lebih rinci pada bagian yang lain. Pada Bab ini hanya akan dibahas asam-basa sebagai pendahuluan.

Asam. Asam adalah senyawa yang dalam larutan air akan menghasilkan ion H^+ . Jadi, kalau gas hidrogen klorida (HCl) sebagai elektrolit kuat dilarutkan dalam air, maka akan terjadi ionisasi (penguraian) sempurna.

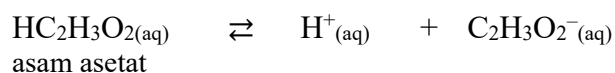


Larutan air asam nitrat, juga elektrolit kuat, sehingga dapat dinyatakan sebagai

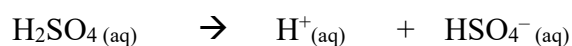


Karena dalam larutan air terurai sempurna, maka HCl dan HNO_3 disebut **asam kuat**. Beberapa contoh asam kuat diantaranya HCl, HBr, HI, $HClO_4$, HNO_3 , dan H_2SO_4 .

Pada kenyataannya sebagian besar asam adalah elektrolit lemah, dalam larutan air hanya sebagian saja yang terurai. Meskipun terjadi ionisasi (penguraian) akan tetapi tidak sempurna dan ionisasinya adalah bolak balik (*reversible*). Asam yang terurai sebagian (tidak terurai sempurna) disebut **asam lemah**, sebagai contoh adalah asam asetat.

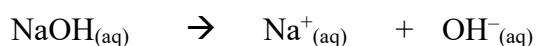


Asam sulfat merupakan kasus yang berbeda. Dari setiap molekul $H_2SO_{4(aq)}$, diperoleh **dua** ion H^+ , akan tetapi secara bertahap, tidak sekaligus.

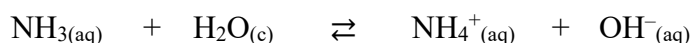


Pada reaksi di atas dapat dilihat bahwa pada ionisasi **pertama** $H_2SO_{4(aq)}$ adalah **asam kuat**, akan tetapi pada ionisasi **kedua** $HSO_{4^-}_{(aq)}$ adalah **asam lemah**.

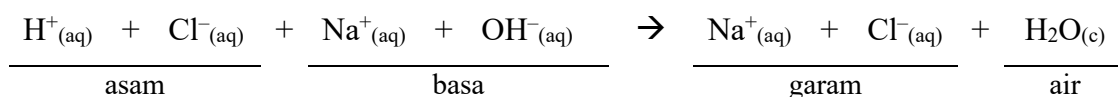
Basa. Basa adalah senyawa yang dalam larutan air mampu menghasilkan ion hidroksida (OH^-). Sebagai contoh, NaOH merupakan senyawa ionik hidroksida yang larut dalam air. Pada wujud padat, senyawa ini terdiri atas ion Na^+ dan ion OH^- . Kalau padatan ini dilarutkan dalam air, maka ion akan terdisosiasi satu sama lain secara sempurna. Maka NaOH adalah **elektrolit kuat**, dengan demikian NaOH adalah **basa kuat**.



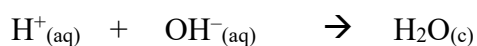
Beberapa contoh basa kuat diantaranya LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, dan Ba(OH)₂. Kalau reaksi basa dengan air tidak mengurai dengan sempurna, maka senyawa basa disebut **basa lemah**. Sebagai contoh, dalam larutan air sebagian besar molekul NH₃ tidak terionisasi, maka NH₃ disebut basa lemah. Seperti halnya asam lemah, maka basa lemah juga dinyatakan sebagai reaksi *reversible*.



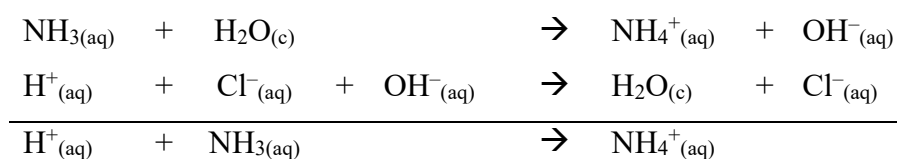
Netralisasi. Asam dan basa mempunyai beberapa sifat yang menjadi ciri khas masing-masing. Asam mempunyai rasa asam, dapat melarutkan logam tertentu dan mineral karbonat, dan menyebabkan perubahan warna pada indikator asam-basa. Sedangkan basa mempunyai rasa pahit, licin, dan juga menyebabkan perubahan warna pada indikator asam-basa. Meskipun demikian, sifat yang paling berarti dari keduanya adalah **kemampuan** untuk **menetralisasi** satu sama lain. Dalam reaksi **netralisasi**, asam dan basa dirubah menjadi larutan air dari senyawa ionik yang disebut **garam**. Jadi reaksi ionik nya adalah



Dengan menghilangkan ion yang sama di kedua sisi, maka diperoleh reaksi dasar yang secara alamiah terjadi dalam reaksi netralisasi, yaitu ion H⁺ dari asam dan ion OH⁻ dari basa yang bergabung membentuk air.



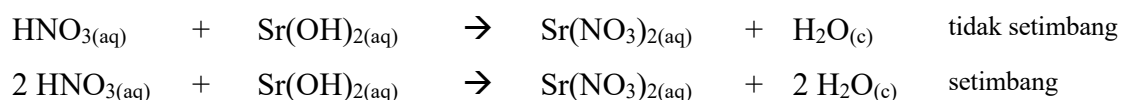
Apabila dilihat secara sekilas, reaksi H⁺ ditambah dengan OH⁻ menjadi H₂O tampaknya tidak dapat diterapkan pada netralisasi basa lemah NH_{3(aq)}. Ion hidroksida, OH⁻, tidak muncul pada persamaan ionik, karena NH₃ tidak mengandung ion OH⁻. Akan tetapi, kalau dilihat dari proses yang bertahap, dapat dilihat peran dari pelarut yaitu air (H₂O). Reaksi netralisasi NH_{3(aq)} oleh HCl_(aq) dapat digambarkan sebagai berikut



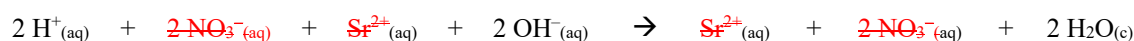
Contoh 5-3

Strontium nitrat mempunyai warna merah terang yang digunakan pada pembuatan kembang api. Salah satu cara pembuatan strontium nitrat adalah dengan reaksi netralisasi antara strontium hidroksida dan asam nitrat. Tuliskan (a) persamaan reaksi molekul, (b) persamaan reaksi ionik, dan (c) persamaan reaksi ionik total.

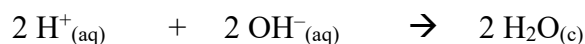
(a) Tuliskan rumus kimia dari senyawa yang terlibat dalam reaksi dan setimbangkan persamaan reaksi tersebut



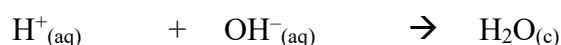
(b) Tuliskan rumus kimia pada (a) dalam bentuk ionik untuk elektrolit kuat dan dalam bentuk molekul untuk nonelektrolit (air)



(c) Hilangkan ion yang sama di kedua sisi yaitu $\text{Sr}^{2+}(\text{aq})$ dan $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, hasil akhir adalah



atau



Latihan 5-3

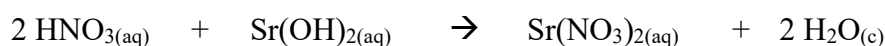
Tuliskan persamaan reaksi molekul, persamaan reaksi ionik, dan persamaan reaksi ionik total dari asam asetat ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) dan barium hidroksida, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Dalam melakukan perhitungan pada reaksi netralisasi harus hati-hati. Pada reaksi netralisasi antara asam dan basa, yang secara nyata bereaksi adalah ion H^+ dari asam dan ion OH^- dari basa.

Oleh karena itu dalam melakukan perhitungan reaksi netralisasi harus diperhatikan bahwa mol yang dihitung adalah mol dari H^+ dari asam dan mol OH^- dari basa, bukan mol dari senyawa awalnya.

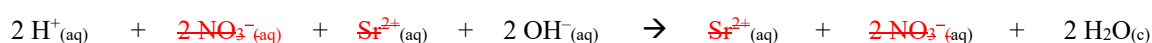
Contoh 5-4

Hitung berapa mL $\text{HNO}_3(\text{aq})$ 0,025 M yang diperlukan untuk menetralsasi 25 mL $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{aq})$ 0,018 M.



Untuk menyelesaikan soal di atas dapat digunakan stoikiometri. Hitung mol dari $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{aq})$, kemudian dengan stoikiometri hitung mol dari OH^- . Dari hasil perhitungan tersebut, dengan stoikiometri dapat dihitung mol H^+ yang diperlukan, dan akhirnya dapat dihitung mol $\text{HNO}_3(\text{aq})$ yang diperlukan. Dari molaritas dapat dihitung mL $\text{HNO}_3(\text{aq})$.

1. Tuliskan persamaan ionik total



2. Hitung mol $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{aq})$

$$\text{mol Sr}(\text{OH})_2 = 25 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0,018 \text{ mol Sr}(\text{OH})_2}{1 \text{ L}} = 4 \times 10^{-4} \text{ mol Sr}(\text{OH})_2$$

3. Hitung mol $\text{OH}^-(\text{aq})$ dengan menggunakan reaksi penguraian $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{aq})$



$$\text{mol OH}^- = \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Sr}(\text{OH})_2} \times 4 \times 10^{-4} \text{ mol Sr}(\text{OH})_2 = 8 \times 10^{-4} \text{ mol OH}^-$$

4. Hitung mol H^+ dari hasil mol OH^-

$$\text{mol H}^+ = \frac{2 \text{ mol OH}^-}{2 \text{ mol H}^+} \times 8 \times 10^{-4} \text{ mol OH}^- = 8 \times 10^{-4} \text{ mol H}^+$$

5. Hitung mol HNO_3 dengan menggunakan reaksi penguraian HNO_3



$$\text{mol HNO}_3 = \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol H}^+} \times 8 \times 10^{-4} \text{ mol H}^+ = 8 \times 10^{-4} \text{ mol HNO}_3$$

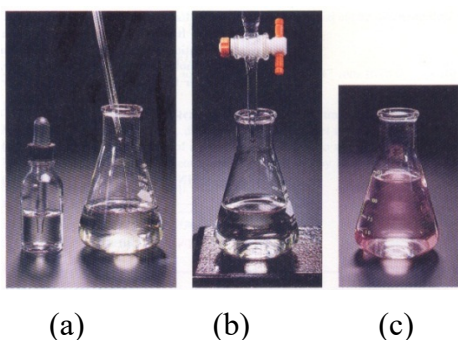
6. Hitung volume HNO_3 dengan menggunakan molaritas

$$M \text{ HNO}_3 = \frac{\text{mol HNO}_3}{L \text{ larutan}} \rightarrow L \text{ larutan HNO}_3 = \frac{\text{mol HNO}_3}{M \text{ HNO}_3} = \frac{8 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,019 \text{ mol/L}} = 0,0421 \text{ L} = 42,1 \text{ mL}$$

Latihan 5-4

Untuk menetralkan 10 mL $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ 0,068 M diperlukan 22,19 mL $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$. Hitung molaritas dari $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$.

Titration. Pada reaksi netralisasi, titik dimana asam atau basa habis digunakan dan tidak ada sisanya, disebut **titik ekuivalensi** dari netralisasi. Untuk menentukan titik ekuivalensi pada reaksi netralisasi diperlukan pengontrolan yang hati-hati pada penambahan asam/basa. Selain itu harus ada tanda bahwa titik ekuivalensi telah tercapai, yaitu keadaan dimana campuran reaksi berubah dari asam menjadi basa atau sebaliknya dari basa menjadi asam. Penambahan asam/basa dapat dikontrol dengan hati-hati dengan menggunakan semacam pipa tetes besar yang disebut buret. Sedangkan tercapainya titik ekuivalensi dapat dilihat dengan menggunakan **indikator asam-basa**, suatu senyawa yang apabila dipilih dengan benar akan mengalami perubahan warna ketika titik ekuivalensi tercapai. Teknik analitik ini disebut **titration**, dapat dilihat pada Gambar 5-1 di bawah ini.



Gambar 5-1
Teknik Titration.

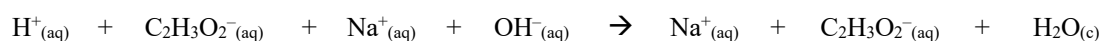
- 5 mL contoh cuka sebagai asam, sedikit air, dan beberapa tetes indikator fenolftalen.
- NaOH 1 M sebagai basa dari buret ditambahkan secara perlahan-lahan pada (a).
- Ketika asam masih berlebih, larutan tidak berwarna. Ketika asam tepat dinetralkan, penambahan tetesan $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ membuat larutan menjadi sedikit basa, dan indikator berubah warna menjadi merah muda. Ini adalah titik ekuivalensi dari titration.

Contoh 5-5

Cuka adalah larutan air encer dari asam asetat ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) hasil fermentasi bakteri pada sari apel, anggur, atau karbohidrat lainnya. Kandungan maksimum asam asetat dalam cuka yang diperbolehkan adalah 4% (% massa). 5 mL contoh cuka dititration dengan 38,08 mL $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ 0,1 M. Apakah cuka ini memenuhi persyaratan yang diperbolehkan? (densitas cuka = 1,01 g/mL, $M_r \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = 60$).



Pertama harus dituliskan persamaan ionik total dari reaksi netralisasi ini.



$$\text{mol OH}^- = 38,08 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0,1 \text{ mol NaOH}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 3,808 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^-$$

$$\text{mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = 3,808 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^- \times \frac{1 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1 \text{ mol OH}^-} = 3,808 \times 10^{-3} \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

$$\text{molaritas HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = \frac{3,808 \times 10^{-3} \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{5 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,762 \text{ M HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Sekarang gunakan definisi molaritas, massa molar $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, dan densitas cuka untuk menentukan persen massa $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

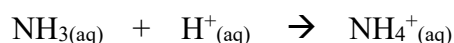
$$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = \frac{0,762 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1000 \text{ mL cuka}} \times \frac{1 \text{ mL cuka}}{1,01 \text{ g cuka}} \times \frac{60 \text{ g HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2} \times 100\% = 4,53\%$$

Konsentrasi contoh cuka di atas melebihi batas maksimum yang diperbolehkan (4%).

Latihan 5-5

Pembersih lantai dan kaca adalah larutan yang mengandung amonia, NH_3 .

31,08 mL $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ 0,99 M diperlukan untuk menetralkan NH_3 dalam 5 mL contoh larutan pembersih. Apabila reaksi ionik total dari netralisasi ini adalah

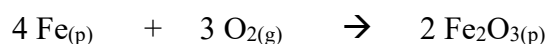


1. Hitung molaritas NH_3 dalam contoh larutan pembersih di atas.
2. Densitas $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$ adalah 0,96 g/mL, hitung persen NH_3 (% massa).

5-4 Reaksi Oksidasi – Reduksi

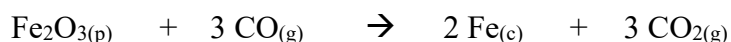
Ketika sebuah paku besi dibiarkan di udara terbuka, maka paku tersebut akan berkarat.

Persamaan yang sederhana untuk reaksi ini adalah

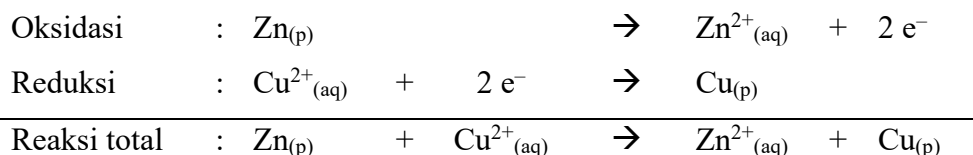


Pada mulanya, definisi "oksidasi" diterapkan untuk reaksi dimana suatu senyawa **bereaksi dengan oksigen**, dan "reduksi" adalah reaksi dimana suatu senyawa **kehilangan oksigen**.

Contoh pembentukan karat di atas adalah reaksi oksidasi karena besi bereaksi dengan oksigen membentuk karat. Karat adalah oksida dari besi. Pengambilan besi dari biji besi dapat digambarkan dengan reaksi sebagai berikut



Reaksi ini melibatkan oksidasi dari $\text{CO}_{(\text{g})}$ menjadi $\text{CO}_{2(\text{g})}$. Atom oksigen yang diperlukan untuk oksidasi ini berasal dari Fe_2O_3 , maka disebut Fe_2O_3 mengalami reduksi karena kehilangan oksigen. Jadi Fe_2O_3 teroksidasi dan CO tereduksi. Maka gabungan kedua reaksi oksidasi dan reduksi yang terjadi disebut reaksi **oksidasi-reduksi** yang sering disingkat dengan reaksi **redoks**. Masing-masing reaksi, yaitu reaksi oksidasi dan reaksi reduksi, disebut **setengah reaksi**. Akan tetapi definisi ini sangat terbatas karena harus ada keterlibatan oksigen, oleh karena itu kedua definisi ini perlu diperluas karena ada reaksi-reaksi yang tidak melibatkan oksigen tetapi dapat dimasukkan dalam kategori reaksi oksidasi-reduksi. Sebagai contoh adalah reaksi penggantian $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ oleh logam Zn. Akan lebih mudah dipahami apabila reaksi secara keseluruhan dipisahkan menjadi dua **setengah reaksi**. Setengah reaksi yang melibatkan Zn disebut **oksidasi**, sedangkan setengah reaksi yang melibatkan Cu disebut **reduksi**.



Pada setengah reaksi oksidasi, bilangan oksidasi Zn bertambah dari 0 menjadi +2 (dua elektron hilang untuk setiap atom seng), maka $\text{Zn}_{(\text{p})}$ **teroksidasi**. Pada setengah reaksi reduksi, bilangan oksidasi Cu berkurang dari +2 menjadi 0 (penambahan elektron oleh masing-masing ion Cu^{2+}), maka $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ **tereduksi**. Jadi

1. **Oksidasi** adalah proses dimana **bilangan oksidasi** dari beberapa unsur **bertambah**, dan **elektron** berada pada **sisi kanan** dari setengah reaksi.
2. **Reduksi** adalah proses dimana **bilangan oksidasi** dari beberapa unsur **berkurang**, dan **elektron** berada pada **sisi kiri** dari setengah reaksi.
3. Setengah reaksi oksidasi dan setengah reaksi reduksi harus selalu terjadi pada saat yang bersamaan, dan **jumlah elektron total** yang terlibat pada reaksi oksidasi **harus sama** dengan jumlah elektron total yang terlibat pada reaksi reduksi.

Definisi yang digunakan sampai sekarang adalah: **reaksi oksidasi reduksi (redoks)** adalah reaksi kimia dimana terjadi **perpindahan elektron** yang mengakibatkan **perubahan bilangan**

oksidasi dari masing-masing atom yang terlibat. (Pelajari kembali tentang bagaimana menentukan bilangan oksidasi dari suatu atom)

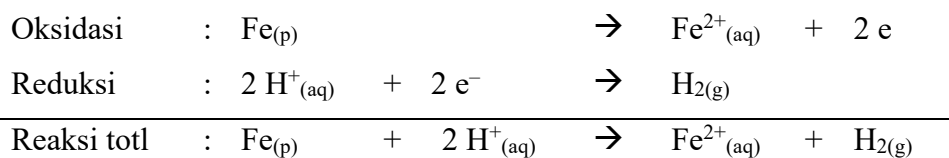
Latihan 5-6

Dengan ketentuan bahwa pada reaksi redoks terjadi perubahan bilangan oksidasi, apakah reaksi-reaksi di bawah ini termasuk redoks atau bukan.

1. $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{p}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{p})$
2. $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{K}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{p}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$
3. $\text{KClO}_3(\text{p}) \rightarrow \text{KCl}(\text{p}) + \text{O}_2(\text{g})$
4. $\text{FeBr}_3(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{c})$
5. $\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{c}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Contoh 5-6

Tuliskan setengah reaksi oksidasi, setengah reaksi reduksi, dan reaksi total dari penggantian $\text{H}^+(\text{aq})$ oleh besi II (Fe).



Latihan 5-7

Tuliskan setengah reaksi oksidasi, setengah reaksi reduksi, dan reaksi total dari:

1. $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{p}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{p})$
2. $\text{FeBr}_3(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{c})$

5-5 Menyetimbangkan Persamaan Reaksi Redoks

Pada Bab 4 telah dipelajari cara menyetimbangkan suatu persamaan reaksi, yaitu dengan cara coba-coba. Untuk reaksi redoks, akan sulit disetimbangkan dengan cara coba-coba, karena selain jumlah atom sebelum dan sesudah reaksi harus sama, jumlah muatan sebelum dan

sesudah reaksi juga harus sama. Ada dua metoda untuk menyetimbangkan reaksi redoks, yaitu metoda **setengah reaksi** dan metoda **perubahan bilangan oksidasi**.

Metoda Setengah Reaksi. Karena reaksi oksidasi terjadi pada saat yang bersamaan dengan reaksi reduksi, maka dalam menyetimbangkan reaksi redoks

1. Tuliskan dan setimbangkan setengah reaksi oksidasi dan setengah reaksi reduksi secara terpisah.
2. Sesuaikan koefisien reaksi pada kedua setengah reaksi sehingga jumlah elektron di kedua setengah reaksi tersebut sama.
3. Jumlahkan kedua setengah reaksi, dengan menghilangkan elektron, sehingga diperoleh persamaan yang setimbang.

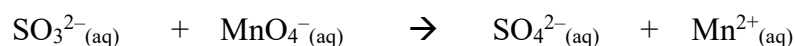
Pada metoda setengah reaksi ada dua macam suasana larutan, yaitu **suasana asam** dan **suasana basa**.

Suasana asam. Tahapan untuk menyetimbangkan persamaan reaksi redoks dengan cara setengah reaksi dalam suasana asam adalah sebagai berikut

1. Tuliskan masing-masing setengah reaksi secara terpisah (oksidasi dan reduksi).
2. Setimbangkan atom-atom **selain H dan O** pada masing-masing setengah reaksi.
3. Setimbangkan atom-atom H dan O dengan cara sebagai berikut:
 - a. kekurangan atom **O**, tambahkan **H₂O** pada **sisi yang kekurangan** atom O
 - b. kekurangan atom **H**, tambahkan **H⁺** pada **sisi yang kekurangan** atom H
4. Setimbangkan muatan pada masing-masing setengah reaksi, dengan menambahkan elektron pada sisi yang kekurangan (ingat bahwa elektron muatannya adalah negatif).
5. Samakan jumlah elektron pada kedua setengah reaksi.
6. Jumlahkan kedua setengah reaksi.
7. Sederhanakan persamaan dengan mengurangi senyawa-senyawa yang sama di kedua sisi.
8. Periksa jumlah atom dan muatan sebelum dan sesudah reaksi harus sama.

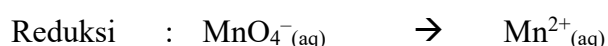
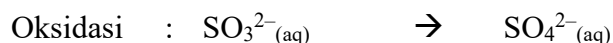
Contoh 5-7

Setimbangkan persamaan redoks ini dengan metoda setengah reaksi pada suasana asam.



Tahap 1. Tentukan mana yang oksidasi dan mana yang reduksi dan tuliskan masing-masing setengah reaksi tersebut secara terpisah.

Untuk menentukan mana yang oksidasi dan mana yang reduksi dilihat dari perubahan bilangan oksidasinya. Bilangan oksidasi S pada SO_3^{2-} adalah +4, sedangkan pada SO_4^{2-} adalah +6, jadi ini adalah reaksi oksidasi karena bilangan oksidasinya bertambah dari +4 menjadi +6. Bilangan oksidasi Mn pada MnO_4^- adalah +7, sedangkan pada Mn^{2+} adalah +2, jadi ini adalah reaksi reduksi karena bilangan oksidasinya berkurang dari +7 menjadi +2.



Tahap 2. Setimbangkan atom-atom selain H dan O pada masing-masing setengah reaksi.

Atom lain selain O dan H adalah S dan Mn. Jumlah atom S pada oksidasi di ruas kiri reaksi adalah sama dengan di ruas kanan yaitu 1, maka tidak perlu disetimbangkan lagi. Demikian juga dengan jumlah atom Mn pada reduksi sudah sama di kiri dan kanan yaitu 1, maka tidak perlu disetimbangkan. Apabila jumlah atom-atom selain H dan O di ruas kiri dan ruas kanan reaksi tidak sama, maka perlu disetimbangkan.

Tahap 3. Setimbangkan atom-atom H dan O.

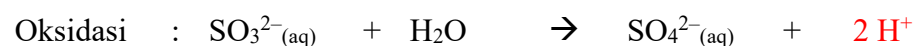
1. kekurangan atom O, tambahkan H_2O pada sisi yang kekurangan O

- pada oksidasi, jumlah atom O di ruas kiri 3 sedangkan di ruas kanan 4, jadi di ruas kiri kekurangan 1 atom O, maka tambahkan 1 H_2O pada ruas kiri.
- pada reduksi, jumlah atom O di ruas kiri 4 sedangkan di ruas kanan tidak ada, jadi di ruas kanan kekurangan 4 atom O, maka tambahkan 4 H_2O pada ruas kanan.



2. kekurangan atom H, tambahkan H^+ pada ruas yang kekurangan H

- pada oksidasi, jumlah atom H di ruas kiri 2 sedangkan di ruas kanan tidak ada, jadi di ruas kanan kekurangan 2 atom H, maka tambahkan 2 H^+ pada ruas kanan.
- pada reduksi, jumlah atom H di ruas kiri tidak ada sedangkan di ruas kanan ada 8 H, jadi di ruas kiri kekurangan 8 atom H, maka tambahkan 8 H^+ pada ruas kiri.

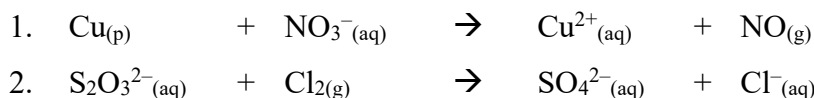


Tahap 8. Periksa jumlah atom dan muatan sebelum dan sesudah reaksi harus sama

Jumlah		di ruas kiri		di ruas kanan
atom S	5	dari 5 $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$	5	dari 5 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
atom Mn	2	dari 2 $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$	2	dari 2 $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$
atom O	23	15 dari 5 $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$ dan 8 dari 2 $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$	23	20 dari 5 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ dan 3 dari 3 H_2O
atom H	6	dari 6 H^+	6	dari 3 H_2O
muatan	-6	-10 dari 5 $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$ ditambah -2 dari 2 $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$ ditambah +6 dari 6 H^+	-6	-10 dari 5 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ditambah +4 dari 2 $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$.

Latihan 5-8

Setimbangkan persamaan redoks ini dengan cara setengah reaksi pada suasana asam.



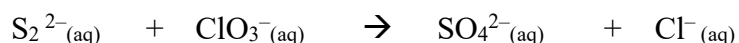
Suasana basa. Tahap-tahap penyetimbangan reaksi redoks pada suasana basa sama dengan tahap-tahap penyetimbangan reaksi redoks pada suasana asam, **kecuali pada tahap 3** yaitu menyetimbangkan atom-atom H dan O.

Pada suasana basa, menyetimbangkan atom-atom H dan O adalah sebagai berikut:

- kekurangan atom O, tambahkan H_2O pada sisi yang **kelebihan** atom O
- kekurangan atom H, tambahkan OH^{-} pada sisi yang **kekurangan** atom H

Contoh 5-8

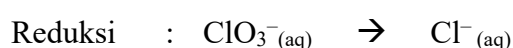
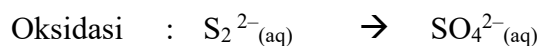
Setimbangkan persamaan redoks ini dengan cara setengah reaksi pada suasana basa.



Untuk menyetimbangkan persamaan redoks ini gunakan tahap-tahap seperti di atas.

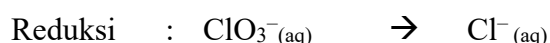
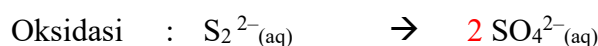
Tahap 1. Tentukan mana yang oksidasi dan mana yang reduksi dan tuliskan masing-masing setengah reaksi tersebut secara terpisah.

Untuk menentukan mana yang oksidasi dan mana yang reduksi dengan dilihat dari perubahan bilangan oksidasinya. Bilangan oksidasi S pada S_2^{2-} adalah -1 , sedangkan pada SO_4^{2-} adalah $+6$, jadi ini adalah reaksi oksidasi karena bilangan oksidasinya bertambah dari -1 menjadi $+6$. Bilangan oksidasi Cl pada ClO_3^- adalah $+5$, sedangkan pada Mn^{2+} adalah $+2$, jadi ini adalah reaksi reduksi karena bilangan oksidasinya berkurang dari $+5$ menjadi $+2$.



Tahap 2. Setimbangkan atom-atom **selain H dan O** pada masing-masing setengah reaksi.

Atom lain selain H dan O adalah S dan Cl. Jumlah atom S pada oksidasi di ruas kiri reaksi adalah 2 sedangkan di ruas kanan adalah 1, maka $SO_4^{2-}(\text{aq})$ harus dikalikan dengan 2. Jumlah atom Cl pada reduksi sudah sama di ruas kiri dan ruas kanan yaitu 1, maka tidak perlu disetimbangkan.

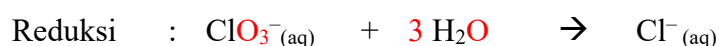


Tahap 3. Setimbangkan atom-atom H dan O.

1. kekurangan atom O, tambahkan H_2O pada sisi yang kelebihan atom O

a. pada oksidasi, jumlah atom O di ruas kiri tidak ada sedangkan di ruas kanan 8, jadi disebelah kanan kelebihan 8 atom O, maka tambahkan 8 H_2O pada ruas kanan.

b. pada reduksi, jumlah atom O di ruas kiri 3 sedangkan di ruas kanan tidak ada, jadi di ruas kiri kelebihan 3 atom O, maka tambahkan 3 H_2O pada ruas kiri.



2. kekurangan atom H, tambahkan OH^- pada sisi yang kekurangan atom H

a. pada oksidasi, jumlah atom H di ruas kiri tidak ada, sedangkan di ruas kanan ada 16, jadi di ruas kiri kekurangan 16 atom H, maka tambahkan 16 OH^- pada ruas kiri.

b. pada reduksi, jumlah atom H di ruas kiri adalah 6 sedangkan di ruas kanan tidak ada, jadi di ruas kanan kekurangan 6 atom H, maka tambahkan 6 OH^- pada ruas kanan.

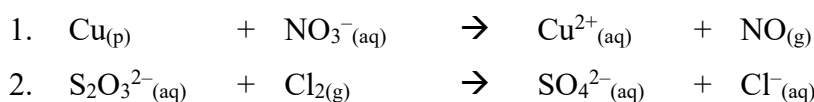


Tahap 8. Periksa jumlah atom dan muatan sebelum dan sesudah reaksi harus sama

Jumlah	di ruas kiri	di ruas kanan
atom S	6 dari 3 $\text{S}_2^{2-}(\text{aq})$	6 dari 6 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
atom Cl	7 dari 7 $\text{ClO}_3^-(\text{aq})$	7 dari 7 $\text{Cl}^-(\text{aq})$
atom O	27 21 dari 7 $\text{ClO}_3^-(\text{aq})$ dan 6 dari 6 $\text{OH}^-(\text{aq})$	27 24 dari 6 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ dan 3 dari 3 H_2O
atom H	6 dari 6 OH^-	6 dari 3 H_2O
muatan	-6 dari 3 $\text{S}_2^{2-}(\text{aq})$ ditambah -7 dari 7 19 $\text{ClO}_3^-(\text{aq})$ ditambah -6 dari 6 OH^-	-12 dari 6 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ditambah -7 19 dari 7 $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

Latihan 5-9

Setimbangkan persamaan redoks ini dengan cara setengah reaksi pada suasana basa.



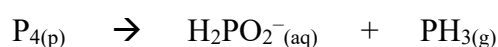
Reaksi Disproporsionasi (Auto Redoks). Reaksi disproporsionasi adalah reaksi redoks dimana senyawa yang teroksidasi sama dengan senyawa yang tereduksi.



Reaksi disproporsionasi dapat disetimbangkan baik dengan metoda setengah reaksi ataupun dengan metoda perubahan bilangan oksidasi. Caranya adalah dengan menuliskan senyawa yang mengalami reaksi redoks tersebut dua kali, satu untuk reaksi oksidasi dan satu lagi untuk reaksi reduksi. Pada akhir reaksi, kedua senyawa tersebut dapat digabungkan kembali.

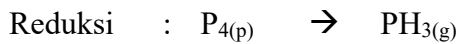
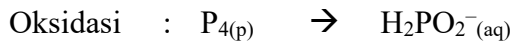
Contoh 5-9

Setimbangkan persamaan redoks disproporsionasi ini dengan metoda setengah reaksi pada suasana asam.



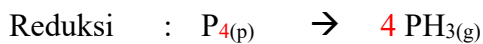
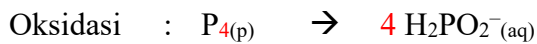
Tahap 1. Tentukan mana yang oksidasi dan mana yang reduksi dan tuliskan masing-masing setengah reaksi tersebut secara terpisah.

Untuk menentukan mana yang oksidasi dan mana yang reduksi dengan dilihat dari perubahan bilangan oksidasinya. Bilangan oksidasi P pada P_4 adalah 0, sedangkan pada $H_2PO_2^-$ adalah +1, jadi ini adalah reaksi oksidasi karena bilangan oksidasinya bertambah dari 0 menjadi +1. Bilangan oksidasi P pada PH_3 adalah -3, jadi ini adalah reaksi reduksi karena bilangan oksidasinya berkurang dari 0 menjadi -3.



Tahap 2. Setimbangkan atom-atom **selain H dan O** pada masing-masing setengah reaksi.

Selain atom O dan H hanya ada atom P saja. Pada oksidasi, jumlah atom P di ruas kiri reaksi adalah 4 dari $P_{4(p)}$ dan di ruas kanan adalah 1 dari $H_2PO_2^-(aq)$, maka $H_2PO_2^-(aq)$ di ruas kanan harus dikalikan 4. Pada reduksi, jumlah atom P di ruas kiri reaksi adalah 4 dari $P_{4(p)}$ dan di ruas kanan adalah 1 dari $PH_{3(g)}$, maka $PH_{3(g)}$ di ruas kanan harus dikalikan 4



Tahap 3. Setimbangkan atom-atom H dan O dengan cara sebagai berikut:

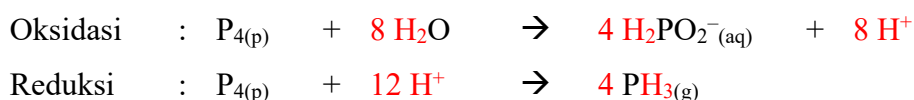
1. kekurangan atom O, tambahkan H_2O pada sisi yang kekurangan O

- pada oksidasi, jumlah atom O di ruas kiri tidak ada, sedangkan di ruas kanan 8 dari 4 $H_2PO_2^-(aq)$, jadi di ruas kiri kekurangan 8 atom O, maka tambahkan 8 H_2O pada ruas kiri.
- pada reduksi, jumlah atom O di ruas kiri tidak ada, sedangkan di ruas kanan juga tidak ada, jadi tidak perlu ada penambahan H_2O di kedua ruas.



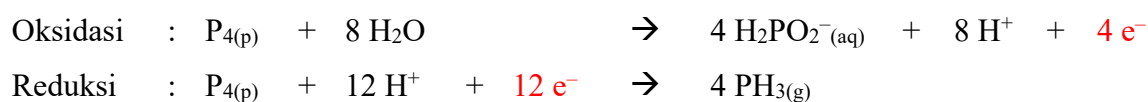
2. kekurangan atom H, tambahkan H^+ pada ruas yang kekurangan H

- pada oksidasi, jumlah atom H di ruas kiri adalah 16 dari 8 H_2O sedangkan di ruas kanan adalah 8 dari 4 $H_2PO_2^-(aq)$, jadi di ruas kanan kekurangan 8 atom H, maka tambahkan 8 H^+ pada ruas kanan.
- pada reduksi, jumlah atom H di ruas kiri tidak ada sedangkan di ruas kanan ada 12 H dari 4 $PH_{3(g)}$, jadi di ruas kiri kekurangan 12 atom H, maka tambahkan 12 H^+ pada ruas kiri.



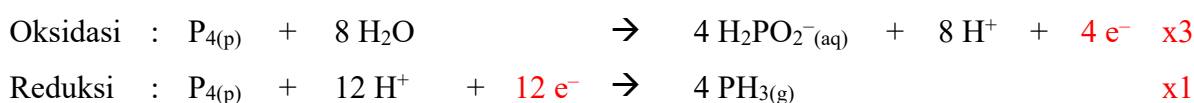
Tahap 4. Setimbangkan muatan listrik pada masing-masing setengah reaksi, dengan menambahkan elektron pada ruas yang kekurangan (Ingat: elektron bermuatan negatif).

1. pada oksidasi, muatan di ruas kiri adalah 0 sedangkan di ruas kanan adalah -4 dari $4 \text{H}_2\text{PO}_2^-(\text{aq})$ dan $+8$ dari 8H^+ , jadi total adalah $+4$. Artinya muatan di ruas kiri adalah 0 dan di ruas kanan adalah $+4$, maka ruas yang harus ditambah elektron adalah ruas kanan sebanyak $4 e^-$ supaya muatan di kedua ruas sama yaitu 0.
2. pada reduksi, muatan di ruas kiri adalah $+12$ dari 12H^+ , sedangkan muatan di ruas kanan adalah 0. Artinya muatan di ruas kiri adalah $+12$ dan di ruas kanan adalah 0, maka ruas yang harus ditambah elektron adalah ruas kiri sebanyak $12e^-$ supaya muatan di kedua ruas sama yaitu 0.

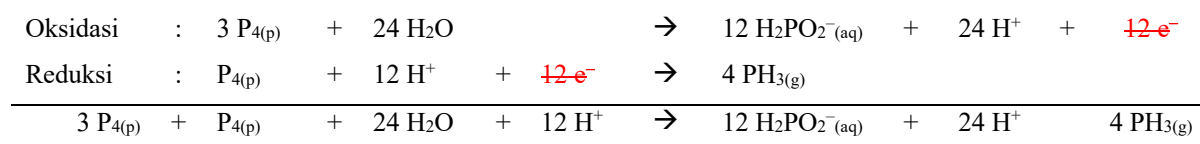


Tahap 5. Samakan jumlah elektron pada kedua setengah reaksi.

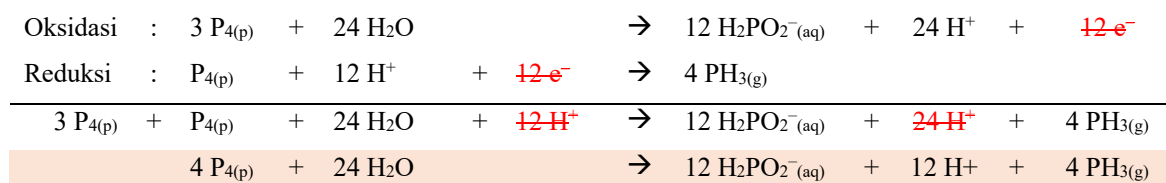
Pada oksidasi ada $4 e^-$ di ruas kanan sedangkan pada reduksi ada $12 e^-$ di ruas kiri, maka supaya sama keduanya dijadikan $12 e^-$. Jadi pada oksidasi dikalikan dengan faktor 3 sedangkan pada reduksi dikalikan dengan faktor 1.



Tahap 6. Jumlahkan kedua setengah reaksi.



Tahap 7. Sederhanakan persamaan dengan menggabungkan senyawa yang sama dan mengurangi senyawa-senyawa yang sama di kedua sisi.



Tahap 8. Periksa jumlah atom dan muatan sebelum dan sesudah reaksi harus sama

Jumlah	di ruas kiri		di ruas kanan	
atom P	16	dari 4 P _{4(p)}	16	dari 12 H ₂ PO ₂ ⁻ (aq) dan 4 PH _{3(aq)}
atom O	24	dari 24 H ₂ O	24	dari 12 H ₂ PO ₂ ⁻ (aq)
atom H	48	dari 24 H ₂ O	48	dari 12 H ₂ PO ₂ ⁻ (aq), 12 H ⁺ , dan 4 PH _{3(g)}
muatan	0	tidak ada senyawa yang bermuatan	0	dari -12 dari 12 H ₂ PO ₂ ⁻ (aq) dan +12 dari 12 H ⁺ .

Latihan 5-10

Setimbangkan persamaan redoks ini dengan metoda setengah reaksi pada suasana basa:



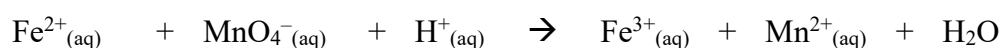
Metoda Perubahan Bilangan Oksidasi.

Pada metoda perubahan bilangan oksidasi, tahapan penyetimbangan reaksi redoks agak berbeda dengan pada metoda setengah reaksi. Tahapan penyetimbangan adalah sebagai berikut:

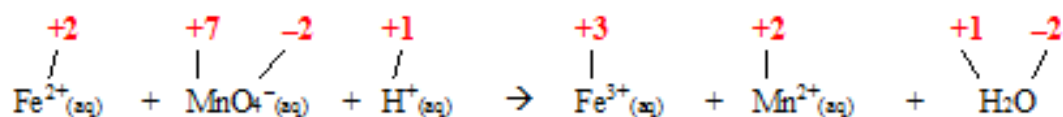
1. Tentukan bilangan oksidasi dari semua unsur yang terlibat.
2. Samakan jumlah atom di kiri dan di kanan, selain H dan O.
3. Cari unsur-unsur yang bilangan oksidasinya berubah, dan tentukan berapa unit perubahannya.
4. Sesuaikan koefisien reaksinya, sehingga perubahan bilangan oksidasi pada reaksi oksidasi sama dengan perubahan bilangan oksidasi pada reaksi reduksi.
5. Samakan jumlah H dan O.
6. Periksa jumlah atom **dan** muatan sebelum dan sesudah reaksi harus sama.

Contoh 5-10

Setimbangkan persamaan reaksi redoks ini dengan metoda perubahan bilangan oksidasi.



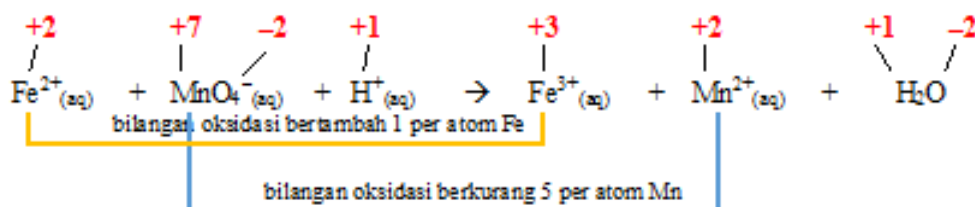
Tahap 1. Tentukan bilangan oksidasi dari semua unsur yang terlibat dalam reaksi.



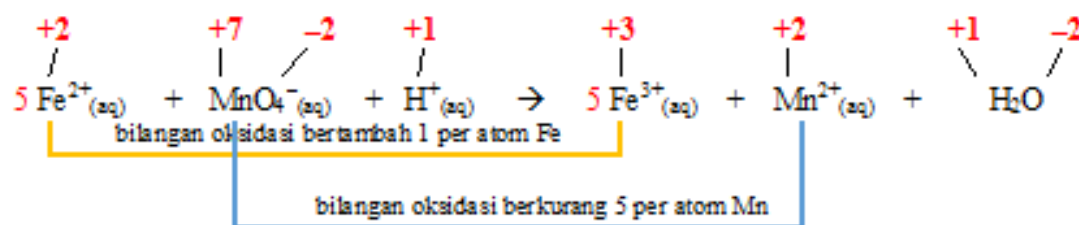
Tahap 2. Samakan jumlah atom di ruas kiri dan di ruas kanan, **selain H dan O.**

Selain H dan O ada atom Fe dan Mn, akan tetapi apabila dicermati jumlah kedua atom tersebut sudah sama di kedua ruas, yaitu masing-masing adalah 1, sehingga tidak perlu disamakan. Apabila jumlah atom selain H dan O di ruas kiri tidak sama dengan di ruas kanan, maka harus disamakan.

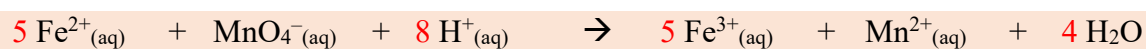
Tahap 3. Cari unsur yang bilangan oksidasinya berubah dan tentukan unit perubahannya per atom



Tahap 4. Sesuaikan koefisien reaksi sehingga pertambahan bilangan oksidasi total untuk reaksi oksidasi sama dengan pengurangan bilangan oksidasi total untuk reaksi reduksi.



Tahap 5. Sesuaikan koefisien reaksi sisanya melalui coba-coba.

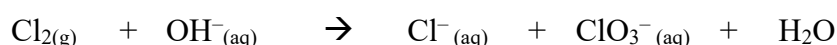


Tahap 6. Periksa jumlah atom dan muatan di ruas kiri harus sama dengan di ruas kanan.

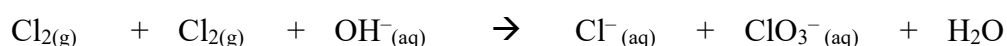
Jumlah	di ruas kiri		di ruas kanan	
atom Fe	5	dari 5 Fe ²⁺ _(aq)	5	dari 5 Fe ³⁺ _(aq)
atom Mn	1	dari MnO ₄ ⁻ _(aq)	1	dari Mn ²⁺ _(aq)
atom O	4	dari MnO ₄ ⁻ _(aq)	4	dari 4 H ₂ O
atom H	8	dari 8 H ⁺	8	dari 4 H ₂ O
muatan	+17	+10 dari 5 Fe ²⁺ _(aq) ditambah -1 dari MnO ₄ ⁻ _(aq) ditambah +8 dari 8 H ⁺	+17	+10 dari 5 Fe ³⁺ _(aq) ditambah +2 dari Mn ²⁺ _(aq)

Contoh 5-11

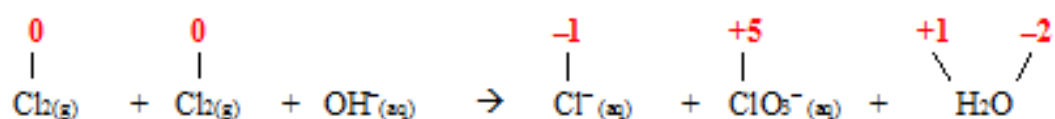
Setimbangkan persamaan ionik untuk pembentukan ion khlorat.



Dari persamaan reaksi dapat dilihat bahwa ini adalah reaksi auto redoks, dan hanya atom Cl yang mengalami perubahan bilangan oksidasi. Untuk menyederhanakan penyetimbangan persamaan, Cl₂ ditulis dua kali, satu untuk oksidasi dan yang satu lagi untuk reduksi.



Tahap 1. Tentukan bilangan oksidasi dari semua unsur yang terlibat dalam reaksi.

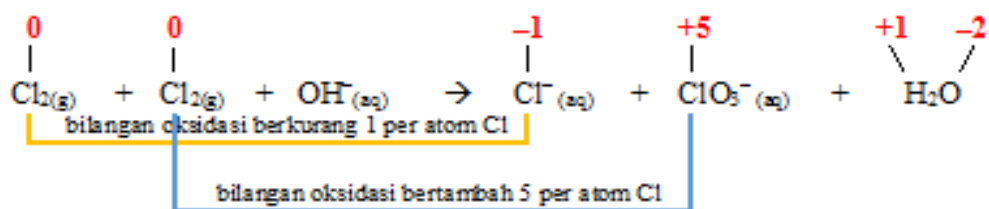


Tahap 2. Samakan jumlah atom di ruas kiri dan di ruas kanan, selain H dan O.

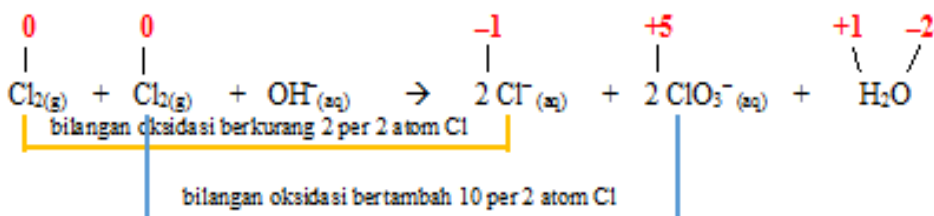
Selain H dan O hanya ada atom Cl. Di ruas kiri ada 2 senyawa Cl_{2(g)} dengan jumlah atom Cl masing-masing adalah 2. Sedangkan di ruas kanan ada senyawa Cl⁻_(g) dan ClO₃⁻_(aq) dengan jumlah atom masing-masing adalah 1. Maka Cl⁻_(g) dan ClO₃⁻_(aq) masing-masing harus dikalikan dengan 2.



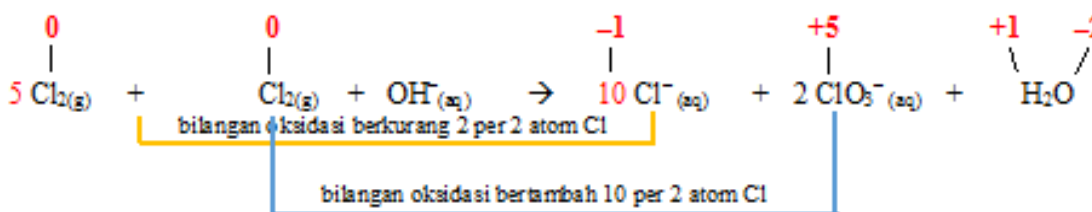
Tahap 3. Cari unsur yang bilangan oksidasinya berubah dan tentukan unit perubahannya per atom.



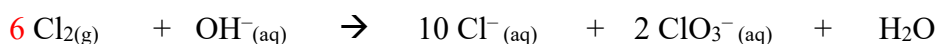
Untuk menetapkan perubahan bilangan oksidasi total, maka bilangan oksidasi Cl untuk $\text{Cl}^{-}_{(g)}$ dan $\text{ClO}_{3}^{-}_{(aq)}$ harus dikalikan 2 karena jumlah atom Cl di ruas kanan masing-masing adalah 2.



Tahap 4. Sesuaikan koefisien reaksi sehingga pertambahan bilangan oksidasi total untuk reaksi oksidasi sama dengan pengurangan bilangan oksidasi total untuk reaksi reduksi.

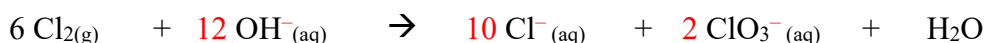


Supaya bentuk persamaan reaksi lebih sederhana, gabungkan dua $\text{Cl}_{2(g)}$ di sebelah kiri.

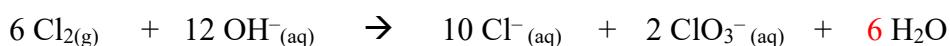


Tahap 5. Setimbangkan muatan listrik.

Hal ini dapat dilakukan dengan menambahkan 12 OH^{-} pada sisi kiri, karena muatan total di sebelah kanan adalah -12 (10 dari Cl^{-} dan 2 dari ClO_{3}^{-}).



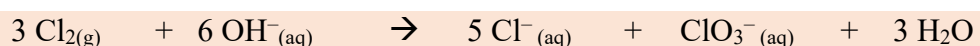
Tahap 6. Sesuaikan koefisien reaksi sisanya melalui coba-coba.



Tahap 7. Periksa jumlah atom dan muatan di ruas kiri harus sama dengan di ruas kanan.

Jumlah	di ruas kiri		di ruas kanan	
atom Fe	5	dari 5 Fe ²⁺ _(aq)	5	5, dari 5 Fe ³⁺ _(aq)
atom Mn	1	dari MnO ₄ ⁻ _(aq)	1	1, dari Mn ²⁺ _(aq)
atom O	4	dari MnO ₄ ⁻ _(aq)	4	4, dari 4 H ₂ O
atom H	8	dari 8 H ⁺	8	8, dari 4 H ₂ O
muatan	+17	10 dari 5 Fe ²⁺ _(aq) ditambah -1 dari MnO ₄ ⁻ _(aq) ditambah +8 dari 8 H ⁺	+17	+17, 10 dari 5 Fe ³⁺ _(aq) ditambah +2 dari Mn ²⁺ _(aq)

Tahap 8. Sederhanakan persamaan, dengan membagi semua koefisien dengan 2.



Latihan 5-11

Setimbangkan persamaan reaksi redoks ini dengan metoda perubahan bilangan oksidasi.

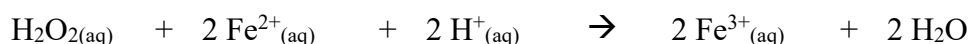


5-6 Oksidator dan Reduktor

Oksidator atau zat pengoksidasi adalah zat yang **mengalami reduksi**, sedangkan **reduktor** atau zat pereduksi adalah zat yang **mengalami oksidasi**.

Contoh 5-12

Untuk reaksi ini tentukan mana yang oksidator dan mana yang reduktor.

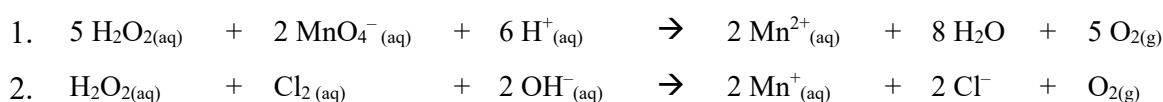


Pertama-tama harus ditetapkan terlebih dahulu atom mana yang mengalami oksidasi dan mana yang mengalami reduksi. Untuk itu perlu dicari bilangan oksidasi dari masing-masing atom. Dengan menggunakan aturan tentang bilangan oksidasi, dapat ditentukan bahwa bilangan oksidasi oksigen dalam H₂O₂ adalah -1 dan dalam H₂O adalah -2, sedangkan bilangan oksidasi Fe pada Fe²⁺ adalah +2, dan pada Fe³⁺ adalah +3. Dapat dilihat bahwa bilangan oksidasi oksigen berkurang, dari -1 menjadi -2, maka oksigen mengalami reaksi reduksi, dengan demikian

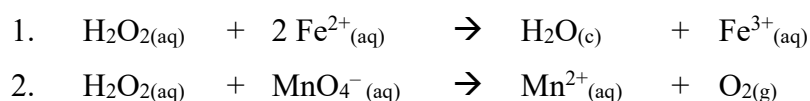
maka **oksigen adalah oksidator**. Sebaliknya bilangan oksidasi Fe bertambah, dari +2 menjadi +3, maka Fe^{2+} mengalami oksidasi, dengan demikian maka Fe^{2+} **adalah reduktor**.

Latihan 5-12

Untuk reaksi ini tentukan mana yang oksidator dan mana yang reduktor.



Tergantung pada reaksinya, suatu senyawa dapat menjadi oksidator atau reduktor. Sebagai contoh perhatikan kedua reaksi di bawah ini.



Pada reaksi nomor 1, H_2O_2 mengalami reduksi, artinya H_2O_2 adalah oksidator. Sedangkan pada reaksi nomor 2, H_2O_2 mengalami oksidasi, artinya H_2O_2 adalah reduktor.

5-7 Stoikiometri dalam Reaksi Redoks

Sekali persamaan redoks disetimbangkan, maka dapat dilakukan perhitungan stoikiometri seperti pada Bab 4. Reaksi oksidasi-reduksi seringkali dilakukan dengan titrasi.

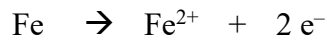
Contoh 5-13

Untuk merubah 0,18 g besi (Fe) menjadi $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ diperlukan 36 ml $\text{KMnO}_4(\text{aq})$. Hitung molaritas $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ ($M_r \text{ Fe} = 56$).



Pertama, tentukan jumlah mol Fe^{2+} dengan terlebih dahulu menghitung jumlah mol Fe.

$$\text{mol Fe} = \frac{0,18 \text{ g Fe}}{56 \text{ g/mol Fe}} = 3,21 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}$$



$$\text{mol Fe}^{2+} = \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}} \times 3,21 \times 10^{-3} \text{ mol Fe} = 3,21 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

Kemudian tentukan jumlah mol $\text{KMnO}_{4(\text{aq})}$ yang digunakan dengan terlebih dahulu menghitung jumlah mol MnO_4^- .

$$\text{mol MnO}_4^- = \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{5 \text{ mol Fe}^{2+}} \times 3,21 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+} = 6,42 \times 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-$$



$$\text{mol KMnO}_4 = \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \times 6,42 \times 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^- = 6,42 \times 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4$$

Volume $\text{KMnO}_4 = 36 \text{ mL} = 0,036 \text{ L}$, maka

$$\text{Molaritas KMnO}_4 = \frac{\text{mol KMnO}_4}{\text{L larutan}} = \frac{6,42 \times 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4}{0,036 \text{ L}} = 0,0178 \text{ M}$$

Latihan 5-13

Berapa gram $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ diperlukan untuk mereduksi 100 L larutan ion CrO_4^{2-} 0,015 M.

$M_r \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 = 174$

