

# Kimia

Kelas XII Semester I

## Sifat Koligatif Larutan

**Sifat koligatif larutan** adalah sifat-sifat yang hanya bergantung pada jumlah (kuantitas) partikel zat terlarut dalam larutan dan tidak bergantung pada jenis atau identitas partikel zat terlarut – tidak peduli dalam bentuk atom, ion, ataupun molekul. Sifat koligatif merupakan sifat yang hanya memandang “kuantitas”, bukan “kualitas”.

Sifat larutan seperti rasa, warna, dan viskositas (kekentalan) merupakan sifat-sifat yang bergantung pada jenis zat terlarut. Sebagai contoh, larutan NaCl (garam dapur) terasa asin, namun larutan CH<sub>3</sub>COOH (asam cuka) terasa asam.

Apa saja sifat-sifat koligatif larutan tersebut? Ada 4 (empat) sifat, yaitu **Penurunan Tekanan Uap, Kenaikan Titik Didih, Penurunan Titik Beku, dan Tekanan Osmosis.**

### I. Penurunan Tekanan Uap

Jika zat terlarut bersifat nonvolatil (tidak mudah menguap; tekanan uapnya tidak dapat terukur), tekanan uap dari larutan akan selalu lebih rendah dari tekanan uap pelarut murni yang volatil. Secara ideal, tekanan uap dari pelarut volatil di atas larutan yang mengandung zat terlarut nonvolatil berbanding lurus terhadap konsentrasi pelarut dalam larutan. Hubungan dalam sifat koligatif larutan ini dinyatakan secara kuantitatif dalam hukum Raoult: tekanan uap dari pelarut di atas larutan ( $P_{\text{larutan}}$ ) sama dengan hasil kali fraksi mol dari pelarut ( $X_{\text{pelarut}}$ ) dengan tekanan uap dari pelarut murni ( $P^{\circ}_{\text{pelarut}}$ ). Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ ) yaitu  $P^{\circ}_{\text{pelarut}} - P_{\text{larutan}}$  berbanding lurus terhadap fraksi mol dari  $X_{\text{terlarut}}$ .

$$X_{\text{pelarut}} = \frac{\text{mol pelarut}}{\text{mol pelarut} + \text{mol terlarut}}$$

$$X_{\text{terlarut}} = \frac{\text{mol terlarut}}{\text{mol pelarut} + \text{mol terlarut}}$$

$$X_{\text{pelarut}} + X_{\text{terlarut}} = 1$$

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} \cdot P^{\circ}_{\text{pelarut}}$$

$$P^{\circ}_{\text{pelarut}} - P_{\text{larutan}} = (1 - X_{\text{pelarut}})P^{\circ}_{\text{pelarut}}$$

$$\Delta P = X_{\text{terlarut}} \cdot P^{\circ}_{\text{pelarut}}$$

## 2. Kenaikan Titik Didih

Titik didih dari suatu larutan adalah temperatur ketika tekanan uapnya sama dengan tekanan eksternal. Oleh karena terjadinya penurunan tekanan uap larutan oleh keberadaan zat terlarut nonvolatil, dibutuhkan kenaikan temperatur untuk menaikkan tekanan uap larutan hingga sama dengan tekanan eksternal. Jadi, keberadaan zat terlarut dalam pelarut mengakibatkan terjadinya kenaikan titik didih; titik didih larutan ( $T_b$ ) lebih tinggi dari titik didih pelarut murni ( $T_b^\circ$ ). Kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ ) yaitu  $T_b - T_b^\circ$  berbanding lurus terhadap konsentrasi (molalitas,  $m$ ) larutan, sebagaimana:

$$\text{molalitas } (m) = \frac{\text{mol terlarut}}{\text{kg pelarut}}$$

yang bisa dijelaskan rumusnya lebih lanjut:

$$\text{molalitas } (m) = \frac{\text{gram terlarut}}{A_r} \times \frac{1000}{\text{gram pelarut}}$$

$$\Delta T_b = m \cdot K_b$$

di mana  $K_b$  adalah konstanta kenaikan titik didih molal (dalam satuan  $^\circ\text{C}/m$ , biasanya kita memakai nilai  $0,52^\circ\text{C}/m$ ) dan  $m$  adalah molalitas larutan.

## 3. Penurunan Titik Beku

Pada larutan dengan pelarut volatil dan zat terlarut nonvolatil, hanya partikel-partikel pelarut yang dapat menguap dari larutan sehingga meninggalkan partikel-partikel zat terlarut. Hal serupa juga terjadi dalam banyak kasus di mana hanya partikel-partikel pelarut yang memadat (membeku), meninggalkan partikel-partikel zat terlarut membentuk larutan yang konsentrasinya lebih pekat. Titik beku dari suatu larutan adalah temperatur di mana tekanan uap larutan sama dengan tekanan uap pelarut murni. Pada temperatur ini, dua fase – pelarut padat dan larutan cair – berada dalam kesetimbangan.

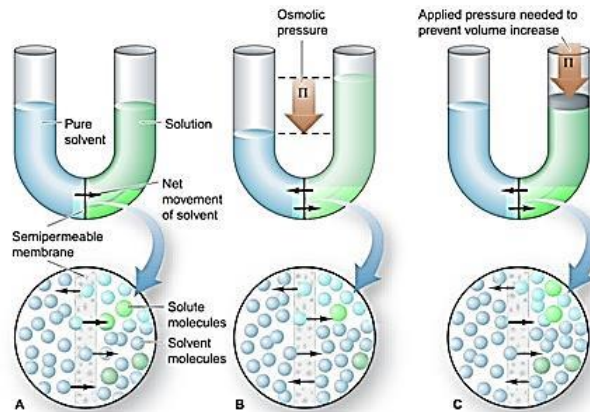
Oleh karena terjadinya penurunan tekanan uap larutan dari tekanan uap pelarut, larutan membeku pada temperature yang lebih rendah dibanding titik beku pelarut murni – titik beku larutan ( $T_f$ ) lebih rendah dari titik beku pelarut murni ( $T_f^\circ$ ). Dengan kata lain, jumlah partikel-partikel pelarut yang keluar dan masuk padatan yang membeku per satuan waktu menjadi sama pada temperature yang lebih rendah. Sifat koligatif larutan berupa penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ ), yaitu  $T_f^\circ - T_f$  berbanding lurus terhadap konsentrasi (molalitas,  $m$ ) larutan, sebagaimana:

$$\Delta T_f = m \cdot K_f$$

di mana  $K_f$  adalah konstanta penurunan titik beku molal (dalam satuan  $^\circ\text{C}/m$ , biasanya kita memakai nilai  $1,86^\circ\text{C}/m$ ) dan  $m$  adalah molalitas larutan.

## 4. Tekanan Osmosis

Ketika dua larutan dengan konsentrasi yang berbeda dipisahkan oleh suatu membrane semipermeable – membrane yang hanya dapat dilewati partikel pelarut namun tidak dapat dilewati partikel zat terlarut – maka terjadilah fenomena osmosis. Osmosis adalah peristiwa perpindahan selektif partikel-partikel pelarut melalui membrane semipermeabel dari larutan dengan konsentrasi zat terlarut yang lebih rendah ke larutan dengan konsentrasi zat terlarut yang lebih tinggi.



Gambar 1. Ilustrasi peristiwa osmosis pada bejana U

(Sumber: Silberberg, Martin S. 2009. Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change (5th edition). New York: McGraw Hill)

Perhatikan Gambar 1. Tekanan osmosis didefinisikan sebagai tekanan yang diberikan untuk menahan perpindahan netto partikel pelarut dari larutan dengan konsentrasi pelarut tinggi menuju larutan dengan konsentrasi pelarut rendah. Bila tekanan eksternal sebesar tekanan osmosis diberikan pada sisi larutan, maka ketinggian pelarut dan larutan akan kembali seperti semula.

Tekanan osmosis ( $\pi$ ) berbanding lurus terhadap jumlah partikel zat terlarut ( $n$ ) dalam suatu volume larutan tertentu ( $V$ ) yang merupakan molaritas ( $M$ ), sebagaimana:

$$\pi = \frac{n_{\text{terlarut}}}{V_{\text{larutan}}} RT = MRT$$

di mana  $R$  adalah konstanta gas ideal (0,0821 L.atm/mol.K) dan  $T$  adalah temperatur (dalam satuan K).

#### \*Catatan: Sifat Koligatif Larutan Elektrolit Kuat

Pendekatan sifat koligatif larutan elektrolit kuat sedikit berbeda dengan sifat koligatif larutan nonelektrolit. Hal ini dikarenakan sifat elektrolit yang dapat terdisosiasi menjadi ion-ion dalam larutan, misalnya satu unit senyawa  $\text{CaCl}_2$  dapat terdisosiasi menjadi 3 partikel ketika dilarutkan, yakni 1 ion  $\text{Ca}^{2+}$  dan 2 ion  $\text{Cl}^-$ . Oleh karena itu, perlu ikut diperhitungkan faktor van't Hoff ( $i$ ) pada perhitungan larutan elektrolit.

$$i = \frac{\text{nilai terukur untuk larutan elektrolit}}{\text{nilai ekspektasi untuk larutan elektrolit}}$$

$$i = 1 + (n - 1)\alpha$$

di mana  $n$  = jumlah ion yang terdisosiasi dari 1 unit formula senyawa;  $\alpha$  = derajat disosiasi senyawa.

$$\Delta T_b = m \cdot K_b \cdot i$$

$$\Delta T_f = m \cdot K_f \cdot i$$

### Penerapan Sifat Koligatif Larutan dalam Kehidupan

Sifat Koligatif Larutan	Contoh penerapan
Penurunan Tekanan Uap	a) Tingginya kadar garam di laut mati b) Pembuatan kolam renang apung c) Mendapatkan benzene murni
Kenaikan Titik Didih	a) Penyulingan minyak bumi b) Penyulingan gula c) Menambahkan bumbu setelah air mendidih saat memasak d) Menambahkan garam saat memasak e) Pengukuran massa molar
Penurunan Titik Beku	a) Penggunaan garam dapur untuk mencairkan salju b) Penambahan etilen glikol pada radiator mobil c) Penggunaan garam dapur dalam pembuatan es putar d) Anti beku pada tubuh hewan e) Pemakaian urea untuk mencairkan salju
Tekanan Osmosis	a) Naiknya air tanah melalui akat ke seluruh bagian tanaman b) Penggunaan garam dapur untuk membunuh lintah c) Penggunaan garam dapur untuk mengawetkan makanan d) Proses yang terjadi di dalam mesin cuci darah e) Penggunaan cairan tetes mata f) Pemisahan zat beracun dalam air limbah g) Desalinasi air laut h) Produksi air tawar dari air laut

## Redoks dan elektrokimia

# Reaksi Redoks

Elektrokimia merupakan cabang dari ilmu kimia yang secara khusus mempelajari hubungan listrik dan reaksi kimia. Proses-proses elektrokimia merupakan reaksi redoks (reduksi-oksidasi) di mana energi yang dihasilkan dari reaksi spontan dikonversi menjadi energi listrik atau di mana energi listrik digunakan untuk mendorong suatu reaksi nonspontan untuk terjadi.

Pada reaksi kimia, atom-atomnya hanya disusun ulang, tidak ada yang diciptakan ataupun dimusnahkan. Kemudian, ada beberapa hal khusus yang perlu diperhatikan. Elektron ditransfer dari satu substansi ke substansi lainnya, sehingga perlu diperhatikan dari mana dan ke mana elektron ditransfer serta besarnya muatan yang dibawa oleh elektron-elektron tersebut. Jadi, ada 3 (tiga) faktor yang perlu diperhatikan dalam menyetarakan persamaan reaksi redoks:

- 1) Jumlah atom
- 2) Jumlah elektron yang ditransfer
- 3) Jumlah muatan reaktan dan produk

## Penyetaraan Reaksi Redoks

Ada 2 (dua) metode dalam menyetarakan persamaan reaksi redoks:

### METODE PERUBAHAN BILOKS

1. Menentukan biloks masing-masing substansi dan mengidentifikasi atom/ion mana yang mengalami perubahan biloks.
2. Menuliskan jumlah elektron yang dilepas pada oksidasi dan jumlah elektron yang diterima pada reduksi berdasarkan jumlah perubahan biloks (bisa dibantu dengan menggambar garis antara atom/ion yang mengalami oksidasi dan yang mengalami reduksi).
3. Menghitung koefisien reaksi reaktan dengan bilangan bulat terkecil yang dapat menyetarakan jumlah elektron yang ditransfer selama oksidasi dan selama reduksi, lalu menyetarakan koefisien reaktan dan produk.
4. Menyetarakan atom O dengan  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , lalu menyetarakan atom H dengan  $\text{H}^+(\text{aq})$ .

\*untuk reaksi redoks dalam larutan suasana basa:

5. Menambahkan  $\text{OH}^-(\text{aq})$  pada reaktan dan produk dengan jumlah sesuai dengan jumlah  $\text{H}^+(\text{aq})$ .
6. Mengkombinasi  $\text{H}^+(\text{aq})$  dan  $\text{OH}^-(\text{aq})$  pada sisi yang sama membentuk  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , dan menghilangkan  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  yang sama pada kedua sisi.

### METODE SETENGAH-REAKSI

1. Membagi persamaan reaksi ke dalam 2 setengah-reaksi: oksidasi dan reduksi.

2. Menyetarakan atom-atom selain H dan O pada masing-masing setengah-reaksi.
3. Menyetarakan atom O dengan  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , lalu menyetarakan atom H dengan  $\text{H}^+(\text{aq})$ .
4. Menyetarakan muatan dengan elektron ( $\text{e}^-$ ).
5. Mengalikan koefisien masing-masing setengah reaksi dengan bilangan bulat tertentu agar jumlah  $\text{e}^-$  yang dilepas dalam setengah-reaksi oksidasi sama dengan jumlah  $\text{e}^-$  yang diterima dalam setengah-reaksi reduksi.
6. Menggabungkan kedua setengah-reaksi yang sudah setara tersebut menjadi satu persamaan reaksi, lalu menghilangkan jumlah spesi-spesi yang sama pada kedua sisi.
7. Menambahkan  $\text{OH}^-(\text{aq})$  pada reaktan dan produk dengan jumlah sesuai dengan jumlah  $\text{H}^+(\text{aq})$ .
8. Mengombinasikan  $\text{H}^+(\text{aq})$  dengan  $\text{OH}^-(\text{aq})$  pada sisi yang sama membentuk  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , dan menghilangkan  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  yang sama pada kedua sisi.

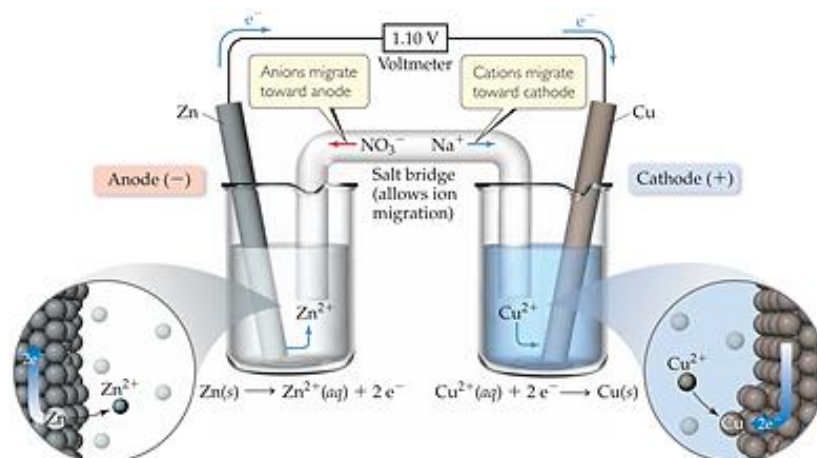
## Sel Volta

Sel volta (sel galvanik) adalah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah menjadi energi listrik. Prinsip kerja sel volta dalam menghasilkan arus listrik adalah aliran transfer elektron dari reaksi oksidasi di anode ke reaksi reduksi di katode melalui rangkaian luar.

### Susunan Sel Volta

Secara umum, sel volta tersusun dari:

- Anode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi oksidasi.
- Katode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi reduksi.
- Elektrolit, yaitu zat yang dapat menghantarkan listrik.
- Rangkaian luar, yaitu kawat konduktor yang menghubungkan anode dengan katode.
- Jembatan garam, yaitu rangkaian dalam yang terdiri dari larutan garam. Jembatan garam memungkinkan adanya aliran ion-ion dari setengah sel anode ke setengah sel katode, dan sebaliknya sehingga terbentuk rangkaian listrik tertutup.



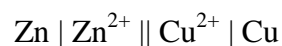
Rangkaian sel volta dengan jembatan garam (Sumber: Brown, Theodore L. et al. 2015. Chemistry: The Central Science (13th edition). New Jersey: Pearson Education, Inc.)

Pada gambar di atas, terlihat rangkaian sel volta dengan 2 (dua) kompartemen. Masing-masing kompartemen merupakan setengah sel. Pada kompartemen kiri, dalam larutan ZnSO<sub>4</sub> terjadi setengah reaksi oksidasi Zn menjadi ion Zn<sup>2+</sup>, sedangkan pada kompartemen kanan, dalam larutan CuSO<sub>4</sub> terjadi setengah reaksi reduksi ion Cu<sup>2+</sup> menjadi Cu. Logam Zn dan Cu yang menjadi kutub-kutub listrik pada sel volta di atas disebut sebagai elektrode. Logam Zn tempat terjadinya oksidasi Zn disebut anoda. Logam Cu tempat terjadinya reduksi ion Cu<sup>2+</sup> disebut katoda. Oleh karena elektron dilepas dari reaksi oksidasi di anoda menuju reaksi reduksi di katoda, maka anoda adalah kutub negatif dan katoda adalah kutub positif.

Kedua kompartemen dihubungkan dengan pipa kaca berbentuk U yang berisi larutan garam seperti NaNO<sub>3</sub> atau KCl dalam medium agar-agar yang disebut jembatan garam. Fungsi jembatan garam adalah untuk menetralkan muatan listrik dari kedua kompartemen setelah reaksi redoks dengan menyuplai anion ke kompartemen anoda dan kation ke kompartemen katoda, serta memungkinkan terjadinya migrasi ion-ion pada kedua kompartemen sehingga membentuk rangkaian listrik tertutup. Pada sel volta di atas, dengan jembatan garam KNO<sub>3</sub>, ion NO<sub>3</sub><sup>-</sup> akan bergerak ke arah anoda untuk menetralkan ion Zn<sup>2+</sup> berlebih dari hasil oksidasi Zn; dan ion K<sup>+</sup> akan bergerak ke arah katoda untuk menetralkan ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> berlebih dari larutan CuSO<sub>4</sub> oleh karena berkurangnya ion Cu<sup>2+</sup> setelah tereduksi menjadi logam Cu.

### Notasi Sel Volta

Susunan sel volta dapat dinyatakan dengan notasi sel volta yang disebut juga diagram sel. Untuk contoh sel volta di atas, notasi selnya dapat dinyatakan sebagai berikut:



atau



### Potensial Sel Standar ( $E^{\circ}$ Sel)

Adanya arus listrik berupa aliran elektron pada sel volta disebabkan oleh adanya beda potensial antara kedua elektrode yang disebut juga dengan potensial sel ( $E^{\circ}_{\text{sel}}$ ) ataupun gaya gerak listrik (ggl) atau electromotive force (emf). Potensial sel yang diukur pada keadaan standar (suhu 25°C dengan konsentrasi setiap produk dan reaktan 1 atm) disebut potensial sel standar ( $E^{\circ}_{\text{sel}}$ ). Nilai potensial sel sama dengan selisih potensial kedua elektrode. Menurut kesepakatan, potensial elektrode standar mengacu pada potensial reaksi reduksi.

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{katode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

Kespontanan reaksi redoks dapat diprediksi dari nilai potensial reaksi redoks tersebut. Nilai potensial reaksi redoks sama dengan nilai potensial sel, yaitu selisih antara potensial reduksi katode (reaksi reduksi) dengan potensial reduksi anode (reaksi oksidasi). Suatu reaksi

redoks akan berlangsung spontan ke arah pembentukan produk bila potensial reaksinya bernilai positif.

$$\text{Reaksi spontan} = E^{\circ}_{\text{redoks}} > 0$$

### Deret Keaktifan Logam (Deret Volta)

Urutan unsur-unsur logam pada tabel potensial elektrode standar disebut juga deret elektrokimia (deret volta). Deret ini memberikan informasi reaktivitas unsur logam dalam suatu reaksi redoks.

Li – K – Ba – Ca – Na – Mg – Al – Mn – Zn – Cr – Fe – Cd – Co – Ni – Sn – Pb – (H) – Cu – Ag – Hg – Pt – Au

- Reaktivitas unsur logam semakin berkurang dari kiri ke kanan.
- Sifat reduktor (daya reduksi) logam semakin berkurang dari kiri ke kanan.
- Kecenderungan logam untuk teroksidasi semakin berkurang dari kiri ke kanan.
- Sifat oksidator (daya oksidasi) logam semakin bertambah dari kiri ke kanan.
- Kecenderungan ion logam untuk tereduksi semakin bertambah dari kiri ke kanan.

## Sel Elektrolisis

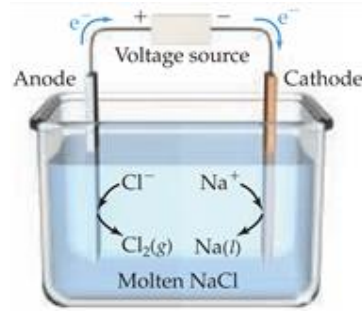
Sel elektrolisis adalah sel elektrokimia di mana energi listrik digunakan untuk menjalankan reaksi redoks tidak spontan. Reaksi elektrolisis dapat didefinisikan sebagai reaksi penguraian zat dengan menggunakan arus listrik. Prinsip kerja sel elektrolisis adalah menghubungkan kutub negatif dari sumber arus searah ke katode dan kutub positif ke anode sehingga terjadi overpotensial yang menyebabkan reaksi reduksi dan oksidasi tidak spontan dapat berlangsung. Elektron akan mengalir dari katode ke anode. Ion-ion positif akan cenderung tertarik ke katode dan tereduksi, sedangkan ion-ion negatif akan cenderung tertarik ke anode dan teroksidasi.

### Susunan Sel Elektrolisis

Secara umum, sel elektrolisis tersusun dari:

- Sumber listrik yang menyuplai arus searah (DC), misalnya baterai.
- Anode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi oksidasi.
- Katode, yaitu elektrode tempat terjadinya reaksi reduksi.
- Elektrolit, yaitu zat yang dapat menghantarkan listrik.





Susunan sel elektrolisis (Sumber: Brown, Theodore L. et al. 2015. Chemistry: The Central Science (13th edition). New Jersey: Pearson Education, Inc.)

Pada gambar di atas, terlihat rangkaian sel elektrolisis lelehan NaCl. Sel elektrolisis tidak memerlukan jembatan garam seperti halnya sel volta. Elektrode yang digunakan dapat berupa elektrode inert seperti platina atau grafit yang tidak teroksidasi ataupun tereduksi dalam sel.

Proses elektrolisis dimulai dengan dialirkan arus listrik searah dari sumber tegangan listrik. Elektron dari kutub negatif akan mengalir menuju ke katode. Akibatnya, ion-ion positif  $\text{Na}^+$  dalam lelehan NaCl akan tertarik ke katode dan menyerap elektron untuk tereduksi menjadi Na yang netral. Sementara itu, ion-ion negatif  $\text{Cl}^-$  akan teroksidasi menjadi gas  $\text{Cl}_2$  yang netral dengan melepas elektron. Elektron tersebut kemudian dialirkan anode dan diteruskan ke kutub positif sumber tegangan listrik. Jadi, reaksi redoks yang terjadi pada sel elektrolisis lelehan NaCl dapat ditulis sebagai berikut:

- Katode (reduksi) :  $\text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{l})$
- Anode (oksidasi) :  $2\text{Cl}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
- Reaksi sel (redoks) :  $2\text{Na}^+(\text{l}) + 2\text{Cl}(\text{l}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

## Reaksi Elektrolisis

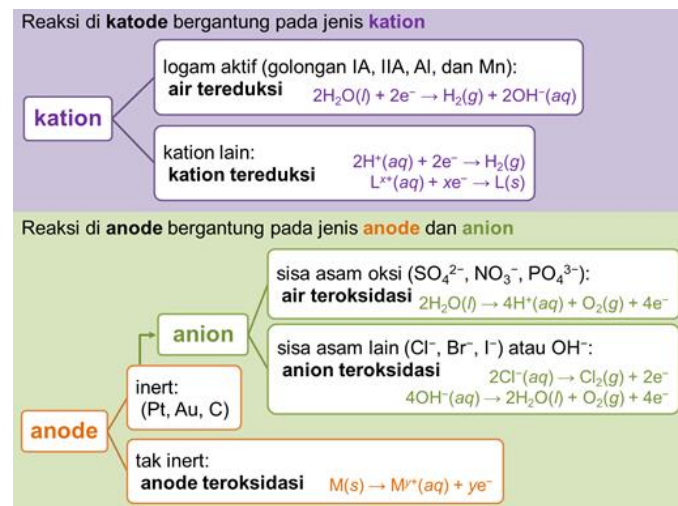
Secara umum, elektrolisis lelehan senyawa ionik melibatkan reaksi redoks yang lebih sederhana. Hal ini dikarenakan tanpa adanya air, kation akan direduksi di katode dan anion akan dioksidasi di anoda. Sebagai contoh, pada elektrolisis lelehan  $\text{MgBr}_2$ , ion  $\text{Mg}^{2+}$  akan tereduksi di katode membentuk logam Mg dan ion  $\text{Br}^-$  akan teroksidasi di anode membentuk gas  $\text{Br}_2$ .

Namun, jika reaksi elektrolisis berlangsung dalam sistem larutan, ada beberapa reaksi redoks yang bersaing sehingga reaksi cenderung agak kompleks. Beberapa faktor yang menentukan reaksi elektrolisis larutan elektrolit antara lain sebagai berikut:

1. Spesi-spesi yang berada di dalam larutan elektrolit.
  - Spesi yang tereduksi adalah spesi dengan potensial reduksi lebih positif.
  - Spesi yang teroksidasi adalah spesi dengan potensial reduksi lebih negatif (potensial oksidasi lebih positif).
2. Sifat bahan elektrode, inert atau aktif.

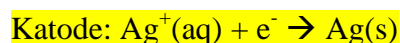
- Elektrode inert adalah elektrode yang tidak terlibat dalam reaksi redoks elektrolisis. Contoh: platina (Pt), emas (Au), dan grafit (C).
  - Elektrode aktif adalah elektrode yang dapat terlibat dalam reaksi redoks elektrolisis. Contoh: tembaga (Cu), krom (Cr), dan nikel (Ni)
3. Potensial tambahan (overpotensial) yang diberikan.
- Overpotensial dibutuhkan untuk melampaui interaksi pada permukaan elektrode yang umumnya sering terjadi ketika elektrolisis menghasilkan gas.

Berdasarkan data potensial elektrode standar, reaksi elektrolisis larutan elektrolit pada keadaan standar dapat diprediksikan mengikuti ketentuan berikut:

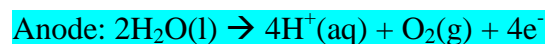


Sebagai contoh, perhatikan perbedaan elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  dengan elektrode grafit dan elektrode perak berikut:

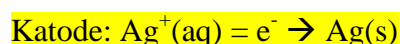
- a) Elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  dengan elektrode grafit (C)
- Pada katode, spesi yang mengalami reduksi adalah  $\text{Ag}^+$ . Hal ini dikarenakan Ag tidak termasuk logam aktif yang potensial reduksinya lebih negatif dari potensial reduksi air.



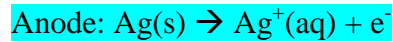
Pada anode, elektrode grafit termasuk elektrode inert sehingga tidak teroksidasi. Spesi  $\text{NO}_3^-$  merupakan sisa asam oksida yang sukar teroksidasi, akibatnya air yang akan teroksidasi.



- b) Elektrolisis larutan  $\text{AgNO}_3$  dengan elektrode perak (Ag)
- Pada katode, spesi yang mengalami reduksi adalah  $\text{Ag}^+$ . Spesi yang tereduksi di katode tidak bergantung pada elektrode yang digunakan, namun hanya bergantung pada jenis kation larutan elektrolit.



Pada anode, elektrode Ag tidak termasuk elektrode inert sehingga akan teroksidasi.



# KOROSI

## Faktor Penyebab Korosi pada Besi (Faktor-Faktor yang Memengaruhi)

1. Konsentrasi H<sub>2</sub>O dan O<sub>2</sub>  
Dalam kondisi kelembaban yang lebih tinggi, besi akan lebih cepat berkarat. Selain itu, dalam air yang kadar oksigen terlarutnya lebih tinggi, perkaratan juga akan lebih cepat. Hal ini sebagaimana air dan oksigen masing-masing berperan sebagai medium terjadinya korosi dan agen pengoksidasi besi.
2. pH  
Pada suasana yang lebih asam, pH < 7, reaksi korosi besi akan lebih cepat, sebagaimana reaksi reduksi oksigen dalam suasana asam lebih spontan yang ditandai dengan potensial reduksinya lebih besar dibanding dalam suasana netral ataupun basa.
3. Keberadaan elektrolit  
Keberadaan elektrolit seperti garam NaCl pada medium korosi akan mempercepat terjadinya korosi, sebagaimana ion-ion elektrolit membantu menghantarkan elektron-elektron bebas yang terlepas dari reaksi oksidasi di daerah anode kepada reaksi reduksi pada daerah katode.
4. Suhu  
Semakin tinggi suhu, semakin cepat korosi terjadi. Hal ini sebagaimana laju reaksi kimia meningkat seiring bertambahnya suhu.
5. Galvanic coupling  
Bila besi terhubung atau menempel pada logam lain yang kurang reaktif (tidak mudah teroksidasi, potensial reduksi lebih positif), maka akan timbul beda potensial yang menyebabkan terjadinya aliran elektron dari besi (anode) ke logam kurang reaktif (katode). Hal ini menyebabkan besi akan lebih cepat mengalami korosi dibandingkan tanpa keberadaan logam kurang reaktif. Efek ini disebut juga dengan efek galvanic coupling.

## Cara Mencegah Korosi pada Besi

1. Menggunakan lapisan pelindung untuk mencegah kontak langsung dengan H<sub>2</sub>O dan O<sub>2</sub>.  
Contoh lapisan pelindung yang dapat digunakan, antara lain lapisan cat, lapisan oli dan gemuk, lapisan plastik, dan pelapisan logam lain, seperti Sn, Zn, dan Cr.
2. Menggunakan perlindungan katode
  - a) Menggunakan logam lain yang lebih reaktif sebagai anode korban.  
Logam lain yang lebih reaktif dari besi, seperti Zn, Cr, Al, dan Mg, akan berfungsi sebagai anode korban yang menyuplai elektron yang digunakan untuk mereduksi oksigen pada katode besi.

b) Menyuplai listrik dari luar.

Untuk melindungi tangki besi bawah tanah juga dapat digunakan anode inert seperti grafit yang dihubungkan dengan sumber listrik. Elektron dari sumber listrik akan mengalir ke anode, lalu oksidasi yang terjadi di anode akan melepas elektron yang akan mengalir menuju katode tangki besi melalui elektrolit tanah.

## Kimia Unsur

Lebih dari 100 unsur kimia telah dikenal dan diidentifikasi. Masing-masing unsur memiliki karakteristik tersendiri. Oleh karena banyaknya kimia unsur yang ada di alam, unsur-unsur tersebut dikelompokkan berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat dalam sistem periodik unsur. Sebagai contoh, helium, neon, argon, kripton, xenon, dan radon dikelompokkan sebagai unsur-unsur gas mulia (golongan VIIIA) yang semuanya berwujud gas pada suhu ruang.

Sifat-sifat unsur dibedakan menjadi sifat atomik, sifat fisis dan sifat kimia. Sifat atomik meliputi konfigurasi elektron, jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron, keelektronegatifan, dan tingkat oksidasi. Sifat fisis meliputi wujud, warna, bau, kerapatan, kekerasan, titik leleh, titik didih, daya hantar panas, dan daya hantar listrik. Sifat kimia meliputi kereaktifan, daya reduksi dan oksidasi, dan sifat keasaman.

Berikut akan dibahas sifat-sifat unsur dalam kelompok-kelompok unsur:

### Gas Mulia

Unsur-unsur golongan VIIIA yang terdiri dari helium (He), neon (Ne), argon (Ar), krypton (Kr), xenon (Xe), dan radon (Rn) disebut gas mulia. Disebut demikian karena pada suhu ruang, wujudnya gas dan sifatnya sangat stabil (sukar bereaksi). Oleh karena sifatnya yang stabil, di alam gas mulia ditemukan dalam bentuk monoatomic (atom tunggal). Unsur-unsur gas mulia memiliki titik leleh dan titik didih yang sangat rendah. Titik didihnya hanya beberapa derajat Celcius di atas titik lelehnya. Titik leleh dan titik didih meningkat dari He ke Rn. Semua unsur gas mulia, kecuali radon, dapat ditemukan di udara pada atmosfer.

### Halogen

Halogen adalah unsur-unsur golongan VIIA yang terdiri dari fluorin (F), klorin (Cl), bromin (Br), iodin (I), dan astatin (At). Nama "halogen" berasal dari bahasa Yunani yang artinya pembentuk garam karena unsur-unsur halogen dapat bereaksi dengan unsur-unsur logam membentuk senyawa-senyawa garam. Di alam, unsur-unsur halogen ditemukan dalam bentuk molekul unsur diatomik  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ , dan  $I_2$ .

Titik leleh dan titik didih halogen meningkat seiring dengan kenaikan nomor atomnya. Pada suhu kamar, fluorin dan klorin berwujud gas, bromin berwujud zat cair yang mudah menguap, sedangkan iodin berwujud padatan yang mudah menyublim. Fluorin

berwarna kuning muda, klorin berwarna kuning kehijauan, bromin berwarna merah kecokelatan, iodin padat berwarna hitam, sedangkan uap iodin berwarna ungu. Semua halogen berbau menusuk dan bersifat racun.

Halogen merupakan kelompok unsur nonlogam yang paling reaktif. Daya oksidasi halogen dari  $F_2$  ke  $I_2$  semakin berkurang. Sebaliknya, daya reduksi ion halida dari  $F^-$  ke  $I^-$  semakin bertambah. Oleh karena itu, halogen yang berada lebih atas dalam sistem periodic dapat mengoksidasi halida yang di bawahnya, namun tidak berlaku sebaliknya.

## Alkali

Logam alkali adalah unsur-unsur golongan IA kecuali hidrogen (H), antara lain litium (Li), natrium (Na), kalium (K), rubidium (Rb), cesium (Cs), dan francium (Fr). Disebut alkali karena dapat bereaksi dengan air membentuk senyawa hidroksida yang bersifat alkali atau basa. Logam alkali merupakan golongan logam yang paling reaktif, sehingga selalu ditemukan di alam dalam bentuk senyawanya. Kereaktifannya meningkat dari Li ke Fr. Senyawa-senyawa alkali umumnya mudah larut dalam air.

Logam-logam alkali bersifat lunak, ringan, dan mempunyai titik leleh dan titik didih yang relatif rendah. Unsur logam alkali dapat diidentifikasi dengan uji nyala di mana masing-masing unsur akan memberikan warna yang khas: Li merah, Na kuning, K ungu muda, Rb ungu, dan Cs biru.

## Alkali Tanah

Logam alkali tanah adalah unsur-unsur golongan IIA yang terdiri dari berilium (Be), magnesium (Mg), kalsium (Ca), stronsium (Sr), barium (Ba), dan radium (Ra). Logam alkali tanah juga dapat bereaksi dengan air membentuk basa, tetapi lebih lemah dari logam alkali. Logam alkali tanah juga tergolong logam reaktif, namun kereaktifannya kurang jika dibanding dengan logam alkali seperiode. Selain itu, senyawa dari logam alkali tanah umumnya sukar larut dalam air dan banyak ditemukan di bawah tanah atau dalam bebatuan di kerak bumi. Identifikasi unsur logam alkali tanah dengan uji nyala akan memberikan warna khas: Be putih, Mg putih, kalsium jingga, Sr merah, dan Ba hijau.

## Periode Ketiga

Unsur-unsur periode ketiga terdiri dari logam (natrium, magnesium, dan aluminium), metalloid (silicon), dan nonlogam (fosfor, sulfur, klorin, dan argon). Kecenderungan sifat unsur-unsur periode ketiga dari kiri ke kanan, yaitu:

- Jari-jari atom berkurang.
- Energi ionisasi cenderung bertambah.
- Keelektronegatifan bertambah, di mana unsur paling elektronegatif terletak pada golongan VIIA.
- Sifat logam berkurang dan sifat nonlogam bertambah.

- Daya oksidasi bertambah dan daya reduksi berkurang, di mana oksidator terkuat adalah  $F_2$  dan reduktor terkuat adalah Na.
- Titik leleh naik secara bertahap dari Na sampai Si (tertinggi), kemudian turun secara drastis.
- Struktur molekul Na, Mg, dan Al adalah kristal logam, Si adalah molekul kovalen raksasa,  $P_4$ ,  $S_8$  molekul poliatomik,  $Cl_2$  molekul diatomik, dan Ar monoatomik.
- Sifat asam bertambah dan sifat basa berkurang.

## Unsur Transisi Periode Keempat

Unsur-unsur transisi periode keempat terdiri dari scandium (Sc), titanium (Ti), vanadium (V), kromium (Cr), mangan (Mn), besi (Fe), kobalt (Co), nikel (Ni), tembaga (Cu), dan seng (Zn). Semua unsur tersebut merupakan unsur logam yang bersifat reduktor dengan titik leleh dan titik didih yang umumnya relative tinggi. Selain itu, unsur-unsur transisi umumnya memiliki beberapa bilangan oksidasi dan dapat membentuk ion kompleks dan senyawa kompleks.

Pada umumnya, unsur-unsur transisi periode keempat di alam terdapat dalam bentuk senyawanya, kecuali tembaga yang terdapat dalam bentuk unsur bebas maupun senyawanya. Unsur-unsur transisi maupun senyawanya umumnya dapat berfungsi sebagai katalis reaksi-reaksi kimia dalam tubuh makhluk hidup ataupun dalam industry. Senyawa-senyawa unsur-unsur transisi tersebut umumnya berwarna, kecuali senyawa dari  $Sc^{3+}$ ,  $Ti^{4+}$ , dan  $Zn^{2+}$ .

Dari penjelasan tersebut, kita dapat membuat kesimpulan sifat-sifat kimia unsur sebagai berikut:

- ✚ Semakin ke KIRI-BAWAH, yang meningkat/bertambah adalah:
  - Jari-jari atom
  - Jari-jari ion
  - Sifat logam
  - Sifat basa
  - Reduktor
- ✚ Semakin ke KANAN-ATAS, yang meningkat/bertambah adalah:
  - Afinitas elektron
  - Energi ionisasi
  - Keelektronegatifan
  - Sifat nonlogam
  - Sifat asam
  - Oksidator

Rasulullah shallallahu 'alaihi wasallam bersabda:



"Semangatlal dalam hal yang bermanfaat untukmu,  
minta tolonglah pada Allah,  
dan jangan malas (patah semangat)."

-HR. Muslim No. 2664-