

# PTS<sup>2021</sup>

## KIMIA ELEKTROLISIS KIMIA

# RANGKUMAN KILAT

## PRIVACY AND TERMS

### 1. All summaries in Rangkuman Kilat are made from student, not from teachers

*Rangkuman Kilat* is our medium to be able to share lesson summaries to *Kilaters* who do not understand the material at school. This is why *Rangkuman Kilat* are made by students and not from the teacher, even though some of our summaries take references from the teacher's summary or power point. Therefore, we highly recommend using *Rangkuman Kilat* as a supporting summary for the *Kilaters* learning process and not being the only source for *Kilaters* learning considering that it is the students who make it and can be wrong.

### 2. Rangkuman Kilat as cheating media

Our goal in making *Rangkuman Kilat* is to be able to share summaries, not to facilitate *Kilaters* to cheat on exams. Any form of misuse of the *Rangkuman Kilat* is the responsibility of *Kilaters* concerned and *Team Kilat* will not be responsible in any form.

### 3. Summaries Copyright Issue

All the summaries that we make are the result of our own hands in making them. To avoid misuse and alteration of the content in the summary, we will publish our summary in pdf form. Considering that in the online world everything can be tricked by using technology, we really hope that you don't change the content in each of our summaries as a form of your appreciation for us. If there is any issue in the summary, either in the form of material or fatal writing, you can contact us by filling out the feedback form in the feedback section on the website.

---

## TEAM KILAT

---

Coloid

Centrino

xnyaa

Biola\*-\*

Kak Harto

Jane

# ELEKTROKIMIA

## Detail PTS Kimia

- 20 PG (70 poin) → 10 soal sel volta, 10 soal elektrolisis (korosi tidak ikut) → 50% teori + 50% hitungan
- 1 Uraian (30 poin) → elektrolisis dalam susunan seri → seperti BKS hlm. 29 no. 9
- Teknis pengerjaan uraian: Token jadi satu dengan pilgan, kerjakan di kertas bebas, foto dan kumpulkan di SLC tepat waktu.
- Waktu pengerjaan = 60 menit

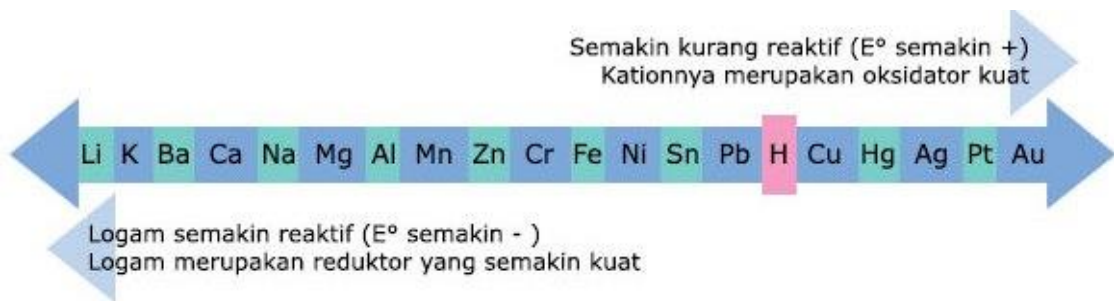
## SEL VOLTA

### A. Prinsip kerja Sel Volta

Sel volta/sel galvanik adalah sel dalam elektrokimia yang mengubah **energi kimia menjadi energi listrik**.

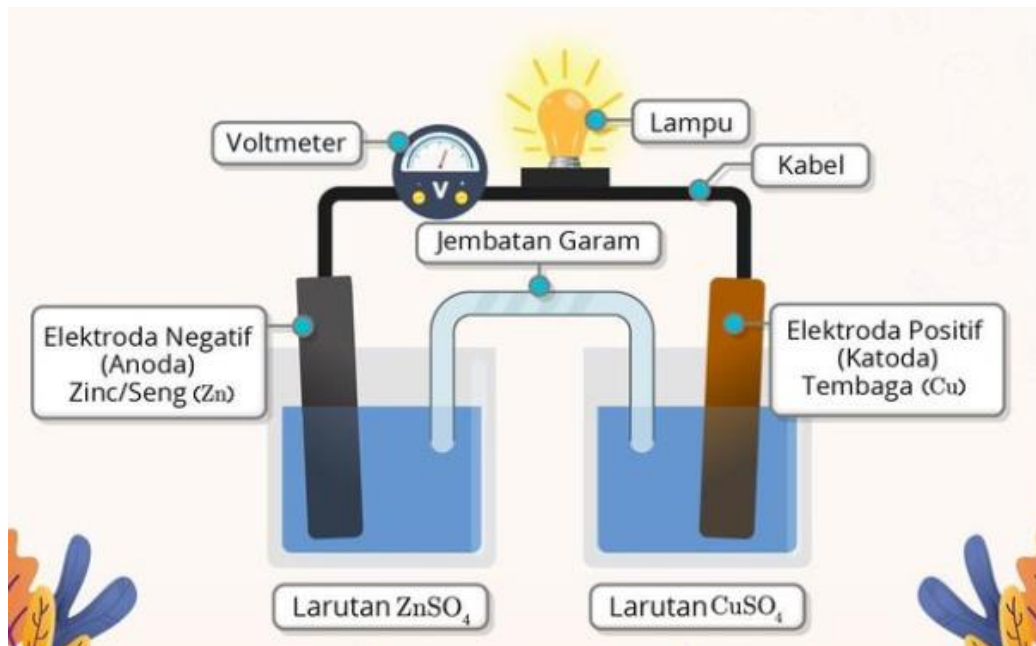
Prinsip dasar:

1. Semua logam dalam air (larutan) akan melepaskan elektron (teroksidasi)
2. Kemampuan setiap logam untuk melepas elektron tidak sama karena potensial setiap logam tidak sama, sesuai dengan **Deret Volta**



3. Cara menghafal: (bebas boleh dipakai or no)  
**L**ihat **K**alau **B**apak **C**amat **N**anti **M**eninggoy, **A**lam **M**ana **Z**aman **C**ritis **F**eraun  
**N**ikah **S**antai, **P**emberantas **H**ukum **C**urang **H**ingga **A**gama **P**atuh, **A**uh My GOD!
4. Reaksi redoks akan spontan apabila  $E^{\circ}$  sel bernilai **positif**.
5. Dalam deret volta logam yang berada lebih kiri ( $E^{\circ}$  lebih kecil) mengalami oksidasi, dan logam yang lebih kanan ( $E^{\circ}$  lebih besar) mengalami reduksi.

## B. Mekanisme Reaksi



Gambar 1.1 Rangkaian Sel Volta

Pada rangkaian sel volta, terdapat mekanisme sebagai berikut:

Anoda (-) : tempat terjadinya oksidasi ( $E^0$  lebih kecil)

Katoda (+) : tempat terjadinya reduksi ( $E^0$  lebih besar)

**(KPRANO: Katoda Positif Reduksi, Anoda Negatif Oksidasi)**

Elektron bergerak dari anoda ke katoda yang akan menyebabkan ketidakseimbangan pada larutan elektrolitnya, sehingga memerlukan jembatan garam untuk menetralkan kembali muatan larutan elektrolitnya.

Berdasarkan rangkaian sel volta pada gambar 1.1, larutan elektrolit yang digunakan adalah  $ZnSO_4$  dan  $CuSO_4$ .

Sehingga dapat ditemukan reaksi sebagai berikut:

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

Dan untuk mencari notasi selnya dapat digunakan formula berikut:  
Oksidasi // Reduksi

**Anoda / ion anoda // ion katoda / katoda**

Contoh:  $Zn / Zn^{2+}_{(aq)} // Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$

### C. Potensial Elektroda ( $E$ )

Merupakan **perbedaan potensial** elektroda suatu logam terhadap elektroda hidrogen. Potensial elektroda hidrogen adalah 0,00 volt.


Potensial elektroda standart ( $E^0$ ) merupakan perbedaan potensial elektroda suatu logam terhadap elektroda hidrogen yang diukur pada suhu  $25^\circ\text{C}$ , tekanan 1 atm dan pada larutan 1 M.

Potensial sel standart:

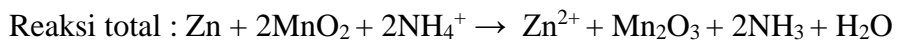
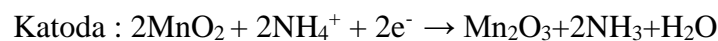
- $E^0_{sel} = E^0_{katoda} - E^0_{anoda}$  (walaupun reaksinya dibalik,  $E^0$  tdk perlu dibalik tandanya)
- $E^0_{sel} = E^0_{red} + E^0_{oks}$  (kalau persamaan reaksinya dibalik,  $E^0$  yang dihitung yang sudah dibalik tandanya)

### D. Penerapan sel volta

#### a. Baterai/sel kering

Elektrolit dalam *battery* merupakan serbuk basah yang mengandung anionium klorida dan seng klorida (pasta) 

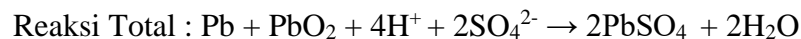
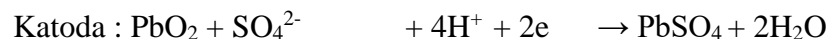
Reaksi yang terjadi pada baterai adalah:



#### b. Aku adalah mula THOR (Akumulator/aki)

Aki juga disebut sel sekunder dan dapat diisi ulang energi listriknya

Reaksi yang terjadi pada Akumulator adalah:



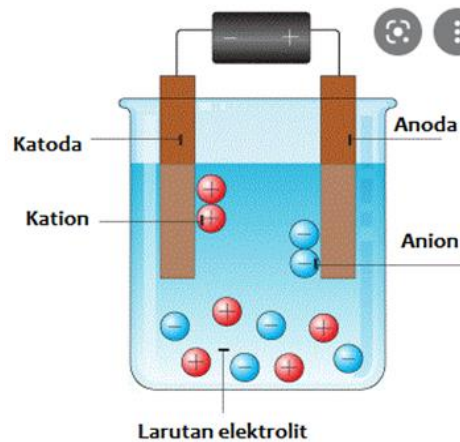
## ELEKTROLISIS

### A. Pengertian Elektrolisis

Proses dimana arus listrik bisa menguraikan suatu zat elektrolit (baik larutan atau leburan/lelehan). Artinya, pada proses elektrolisis terjadi perubahan **energi listrik menjadi energi kimia** (*reaksi redoks*).

Sel Elektrolisis merupakan sel yang **tidak spontan**.

~ Reaksi redoks pada kedua elektroda hanya akan berlangsung apabila **ada energi listrik** dari luar yang dihubungkan pada kedua elektroda.



Prinsip kerja sel elektrolisis:

Menghubungkan kutub negatif dari sumber arus searah ke katoda dan kutub positif ke anoda sehingga terjadi overpotensial yang menyebabkan reaksi reduksi dan oksidasi tidak spontan dapat berlangsung. Elektron akan mengalir dari katoda ke anoda. Ion-ion positif akan cenderung tertarik ke katode dan tereduksi, sedangkan ion-ion negatif akan cenderung tertarik ke anode dan teroksidasi. Sel elektrolisis tidak memerlukan jembatan garam

Singkatnya:

- Kation (Ion +) → Katoda → Elektroda (-) → Reduksi
- Anion (Ion -) → Anoda → Elektroda (+) → Oksidasi

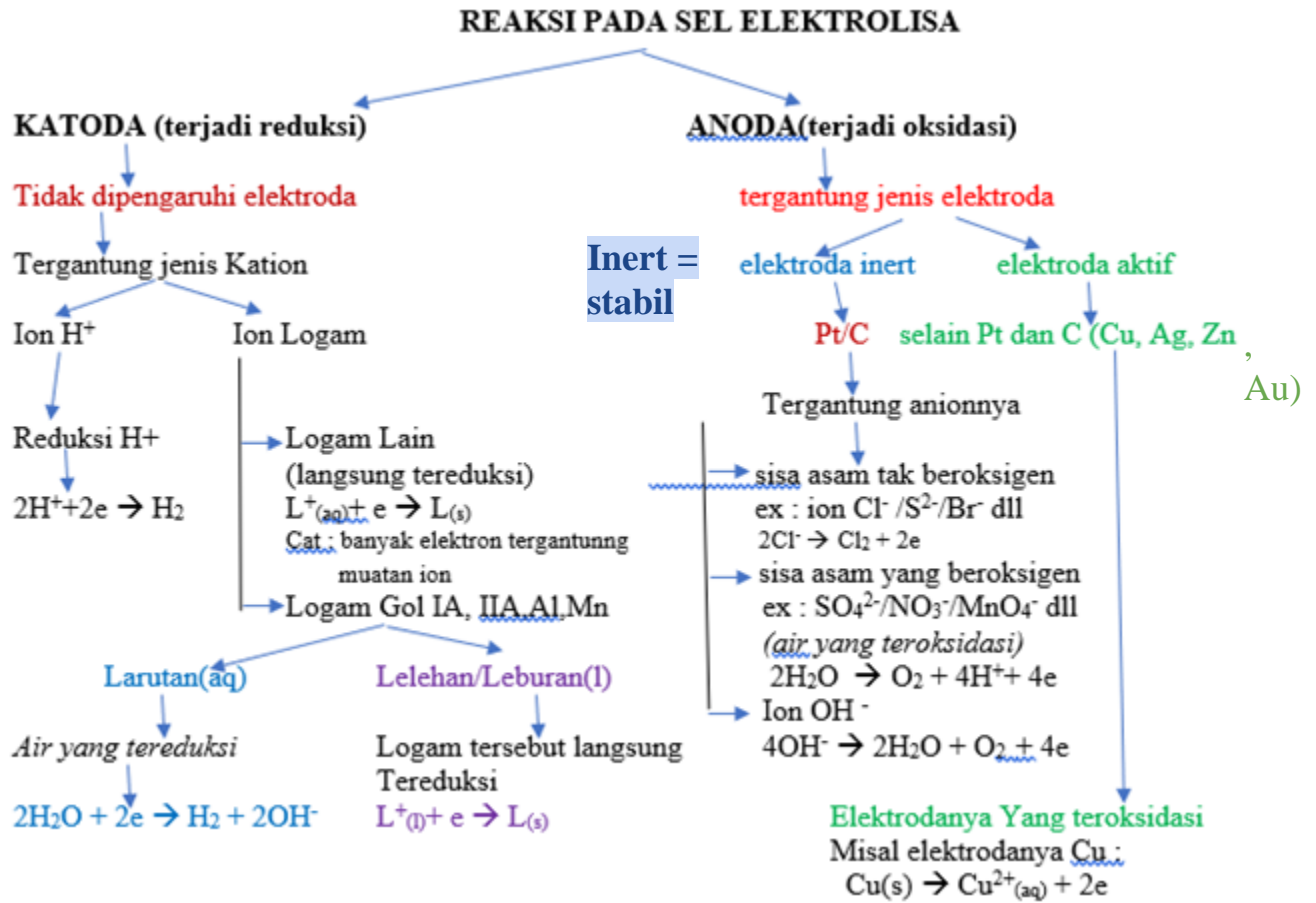
Cara hafal: **KoNRAPO (Katoda Negatif Reduksi, Anoda Positif Oksidasi)**

### B. Sifat Sel Elektrolisis

1. Ada larutan elektrolit yang mengandung ion bebas. Ion-ion ini dapat memberikan atau menerima elektron sehingga elektron dapat mengalir melalui larutan (menghantarkan listrik).

2. Ada sumber arus listrik dari luar, seperti baterai yang mengalirkan arus listrik searah (DC).
3. Ada 2 elektrode dalam sel elektrolisis, yaitu katoda dan anoda.

### C. Bagan reaksi Elektrolisis



\*Kalau tidak ada keterangan elektroda → dianggap menggunakan elektroda inert

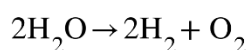
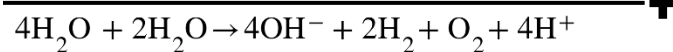
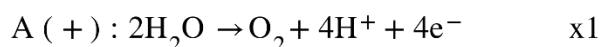
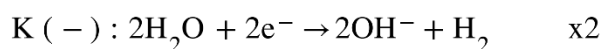
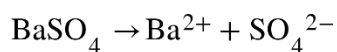
Katoda	Anoda
<ul style="list-style-type: none"> <li>● <b>Penambahan</b> massa logam</li> <li>● Timbul gas maka gas yang terjadi gas hidrogen (H<sub>2</sub>)</li> <li>● pH larutan yang terjadi di katoda pasti <b>basa</b></li> <li>● Yang mengalami reaksi reduksi adalah <b>ion positif atau air</b>, <u>tidak dipengaruhi</u> elektrodanya.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● <b>Pengurangan</b> massa logam</li> <li>● Timbul gas maka gas yang terjadi gas oksigen, gas halogen(Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>)</li> <li>● pH larutan yang terjadi di anoda pasti <b>asam</b></li> <li>● Reaksi yang terjadi <u>tergantung</u> elektrodanya.</li> </ul>

Langkah-langkah menentukan reaksi elektrolisis:

1. Mengionkan larutan atau lelehan
2. Lihat ionnya. Kation (+) jadi Katoda (-), Anion (-) jadi Anoda (+).
3. Dari katoda dan anoda tersebut, ikuti bagannya dan tulis reaksi masing-masing.
4. Lihat keseluruhan reaksi katoda dan anoda.  
Kalau kation dan anionnya ada dalam salah satu atau kedua reaksi, maka reaksi pengionan awal harus diikuti dalam perhitungan.
5. Samakan elektron dari reaksi katoda dan anoda, samakan juga koefisien ion (bisa dicoret ^-^).
6. Jumlahkan dan coret yang bisa dicoret :>
7. Setelah perhitungan jika di reaksinya masih ada ion, gabungkan dengan ion lain yang muatannya berlawanan dan memiliki koefisien yang sama menjadi senyawa

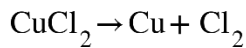
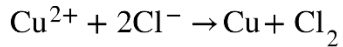
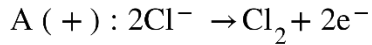
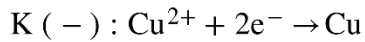
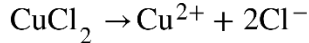
Contoh:

- Larutan BaSO<sub>4</sub> dengan elektroda C





- Larutan  $\text{CuCl}_2$  dengan elektroda Pt



#### D. Penerapan Elektrolisis (untuk dibaca aja, siapa tau keluar :>)

1. Metode untuk membuat unsur atau senyawa seperti gas oksigen, hidrogen, atau gas klorin di laboratorium.
  - Contoh: proses klor-alkali, dimana  $\text{Cl}_2$  dan  $\text{NaOH}$  dibuat dari elektrolisis larutan  $\text{NaCl}$ .
2. Proses penyepuhan logam (*electroplating*) menggunakan logam mulia, seperti emas, perak, atau nikel.
  - Penyepuhan  $\rightarrow$  Proses perlindungan logam terhadap korosi dengan logam lain atau untuk memperbaiki penampilan logam dengan komponen sel:
    - Katoda: Logam yang akan disepuh
    - Anoda : Logam penyepuh
    - Elektrolit : Larutan garam logam penyepuh
  - Hal ini menyebabkan pada katoda terjadi pengendapan, dan pada anoda terjadi pelarutan.
  - Contoh: penyepuhan besi (Fe) dengan perak (Ag). Jadi, Fe dijadikan katoda, Ag dijadikan anoda, dan larutan garam Ag (misalnya  $\text{AgNO}_3$ ) dijadikan elektrolitnya.
3. Proses pemurnian logam kotor
  - Logam dapat dimurnikan dengan elektrolisis dengan komponen sel:
    - Katoda: Logam murni
    - Anoda : Logam kotor
    - Elektrolit : Larutan garam logam
  - Contoh: pemurnian logam tembaga (Cu). Jadi, Cu murni dijadikan katoda, Cu kotor dijadikan anoda, dan larutan  $\text{CuSO}_4$  dijadikan elektrolitnya. Pengotor-pengotor Cu biasanya adalah Ag, Au, Pt, Fe dan Zn. Selama elektrolisis, logam pengotor tidak akan larut, tetapi membentuk lumpur anoda, sehingga tembaga menjadi murni kembali.

## HUKUM FARADAY

### A. Teori

Hasil elektrolisis yang terjadi pada katoda dan anoda erat kaitannya dengan :

1. jumlah arus listrik yang dipakai
2. lamanya waktu elektrolisis
3. jumlah zat hasil elektrolisis

Satu Faraday = besarnya arus listrik yang digunakan untuk mereduksi 1 mol ekivalen zat pada katoda atau mengoksidasi 1 mol ekivalen zat di anoda.

**Arus 1 faraday » 1 mol elektron » 1 mol ekivalen zat**

### Hukum Faraday I:

*Jumlah zat yang dioksidasi atau direduksi pada masing-masing elektroda selama proses elektrolisis sebanding dengan jumlah listrik yang dialirkan ke dalam sel.*

### Hukum Faraday II:

*Jika arus listrik dialirkan kedalam beberapa sel elektrolisis yang dihubungkan seri, maka jumlah massa zat-zat yang dihasilkan pada tiap-tiap elektroda sebanding dengan massa ekivalen masing-masing zat tersebut*

### B. Rumus

$$W = e F \qquad W = \frac{Ar I t}{e^- 96500} \qquad e = \frac{Ar}{e^-} \qquad \frac{W_1}{e_1} = \frac{W_2}{e_2}$$

W = berat endapan (gram)

F = Arus (faraday)

e = berat ekivalen zat hasil elektrolisis

e<sup>-</sup> = jumlah elektron / perubahan biloks / valensi

I = kuat arus (ampere)

t = waktu (detik)

Q = muatan (coulomb) → 1 faraday = 96.500 coulomb

$$F = n e^- \qquad F = \frac{I t}{96500} \qquad Q = I t$$

Tambahan

$$[H^+] = \frac{nH^+}{V}$$

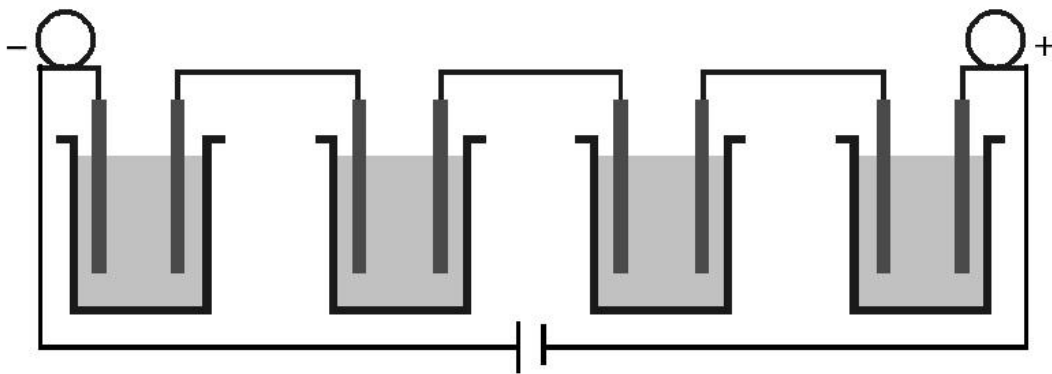
STP → 22,4

$$[OH^-] = \frac{nOH^-}{V}$$

RTP → 24

### C. Sel Elektrolisis Seri

Bahan ini untuk yang di uraian, menggunakan konsep reaksi elektrolisis dan hukum Faraday + beberapa pengembangan seperti asam basa, konsep mol (RTP,STP), dsb.



tergantung soal. Pelajari contoh-contohnya terutama seperti BKS hlm. 29 no.9

- Dalam rangkaian seri, arus listrik (F) semua zat sama semua ( $F_{zat}$  sama semua)
- Koefisien suatu unsur/senyawa pada reaksi jika:
  - Dalam reaksi yang berbeda maka tidak akan berpengaruh terhadap molnya.
  - Dalam reaksi yang sama maka akan berpengaruh pada besar mol.

Langkah-langkah penyelesaian untuk bagian awal

- a. Tentukan katoda dan anodanya pada gambar sesuai simbol arus listrik yang diketahui di soal. (beri tanda K dan A di setiap elektroda)
- b. Buat daftar apa saja yang diketahui dari soal
- c. Kerjakan :>



Dibuat oleh  
Kak Harto & Samwan :)