

# ELEKTROANALISIS

Metode analisis yang didasarkan pada sifat kelistrikan suatu larutan dalam suatu sel Elektrokimia

Prasarat:

Sel elektrokimia, Sel volta, sel elektrolisis,

Notasi sel, kespontanan reaksi

Hubungan energi bebas Vs Pot

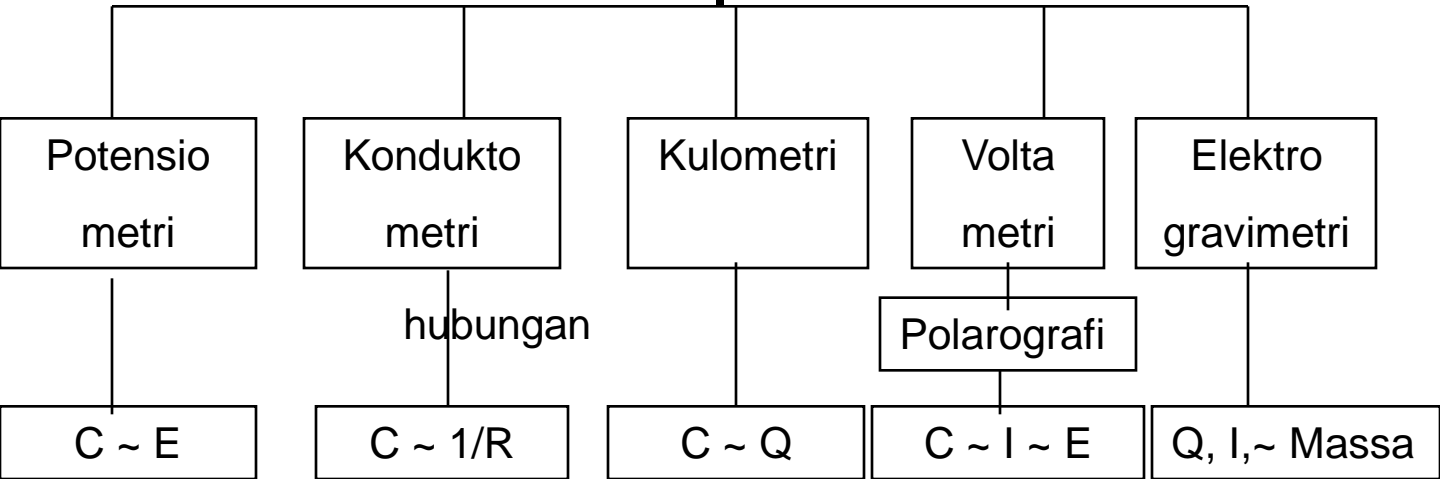
Hubungan K (tet. Kest.) VS Potensial

Besaran listrik

Hukum Coulomb

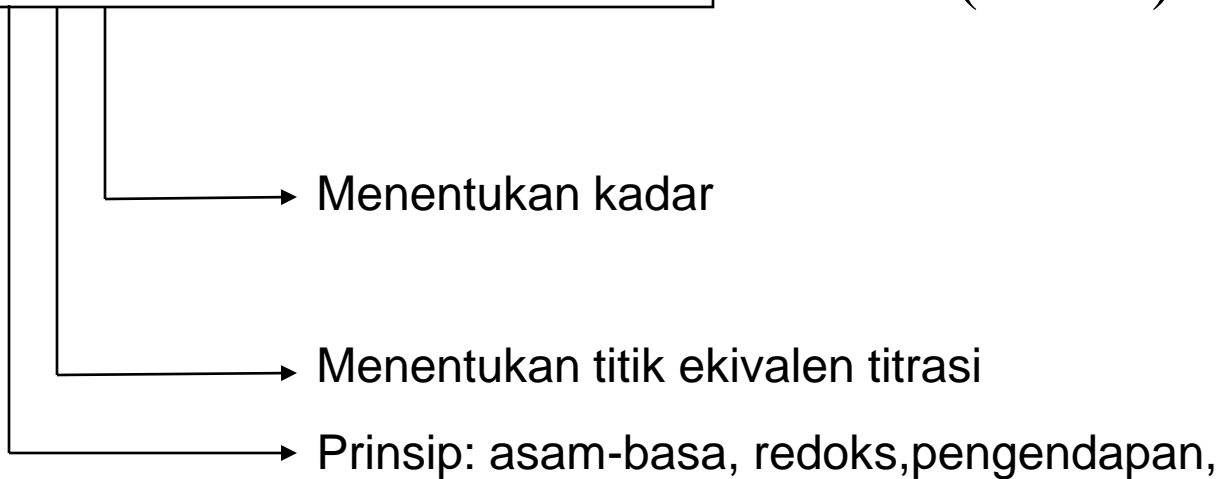
# ELEKTROANALISIS

jenis



## TITRASI POTENSIOMETRI

(hal. 14)



## Kilas balik ttg sel elektrokimia

Reaksi : reaktan  $\longrightarrow$  hasil reaksi

$$E_{sel} = E^{\circ}_{sel} - \frac{0,059}{n} \log \frac{[hasilreaksi]}{[reaktan]}$$

$$E_{sel} = E^{\circ}_{sel} - \frac{0,059}{n} \log \frac{a_{hasilreaksi}}{a_{reaktan}}$$

$$E_{sel} = E_{katoda} - E_{anoda}$$

Masing-masing dalam bentuk reaksi reduksinya

Hubungan E dengan K :

$$E^{\circ}_{sel} = \frac{RT}{nF} \ln K = \frac{0,059}{n} \log K$$

Hubungan G (energi bebas) dengan E :

$$\Delta G = - nFE_{sel}$$

Kespontanan reaksi:

- $E_{sel} = -$  ,  $\Delta G > 0$ , reaksi tidak berlangsung spontan
- $E_{sel} = +$  ,  $\Delta G < 0$ , reaksi berlangsung spontan
- $\Delta G = 0$ , reaksi dalam kesetimbangan

## Besaran-besaran listrik

1. Muatan ( $q$ , dalam satuan kulom, C)

muatan 1 elektron =  $1,60217733 \times 10^{-19}$  C

$q = n F$  coulomb = mol coulomb/mol

2. Arus,  $I$  dalam amper (A)

1 A = 1 C/detik

3. Voltage dan kerja :

$$W = E \cdot q$$

$W =$  kerja (joule) ;  $E =$  potensial (V) ;  $q =$  coulomb

4. Tahanan,  $R$  dalam ohm ( $\Omega$ ):

$$I = E/R$$

5. Daya,  $P$  dalam watt:

$$P = \text{kerja}/t = E \cdot q/S = E \cdot I$$

# Elektroda

## Elektroda pembanding

- $E_{\frac{1}{2} \text{ sel}}$  diketahui
- $E_{\frac{1}{2} \text{ sel}}$  konstan
- Tidak peka terhadap komposisi larutan yg diselidiki

1. Elektroda kalomel
2. Elektroda perak

## Elektroda indikator/kerja

### Elektroda logam

Elektroda:

1. Jenis pertama
2. Jenis kedua
3. Jenis ketiga

### Elektroda membran

- Elektroda selektif ion
- Elektroda selektif molekul

Contoh

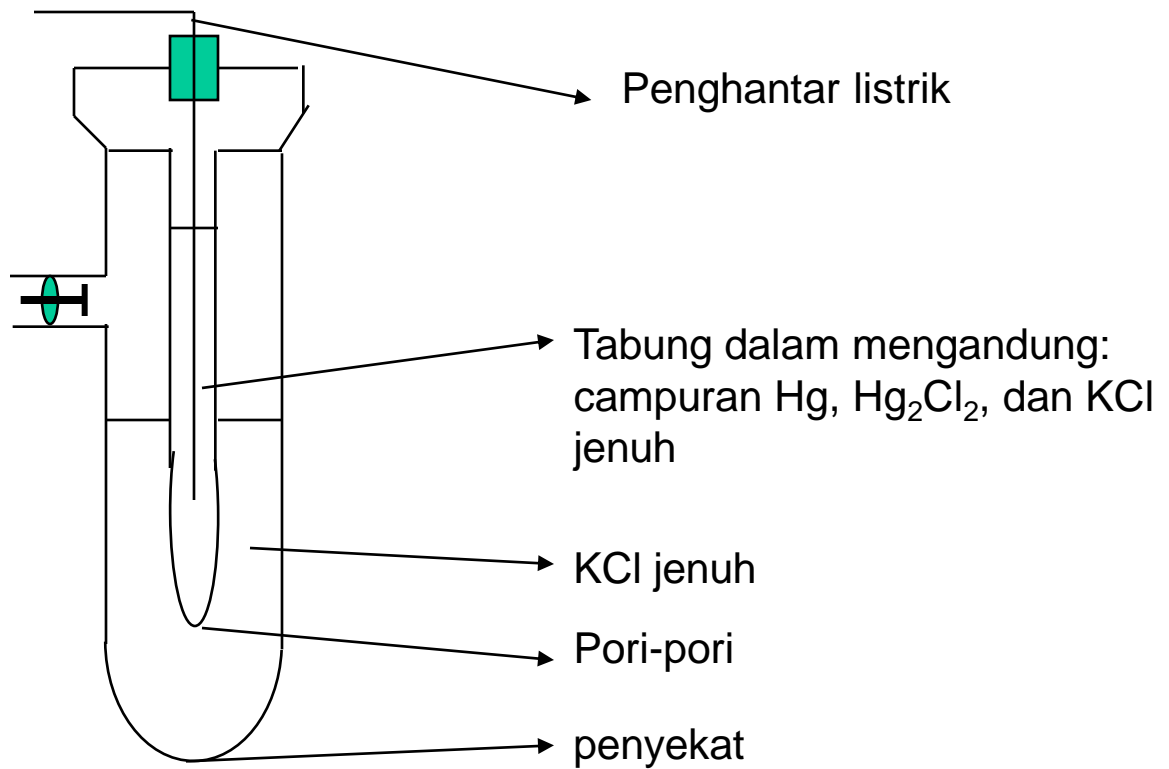
## 1. Elektroda pembanding:

### a. Elektroda kalomel (SCE)

$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (jenuh),  $\text{KCl}$  (xM)/Hg

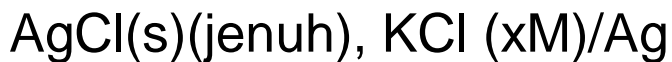
Reaksi:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2 \text{Hg} (\text{l}) + 2 \text{Cl}^-$

Pada  $25^\circ \text{C}$ ,  $E_{\text{SCE}} = 0,244 \text{ Volt}$



Gambar : elektroda kalomel

b. Elektroda perak/perak klorida



Pada 25°C: [KCl] jenuh  $\rightarrow E = 0,199$  Volt

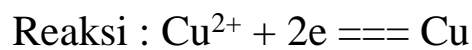
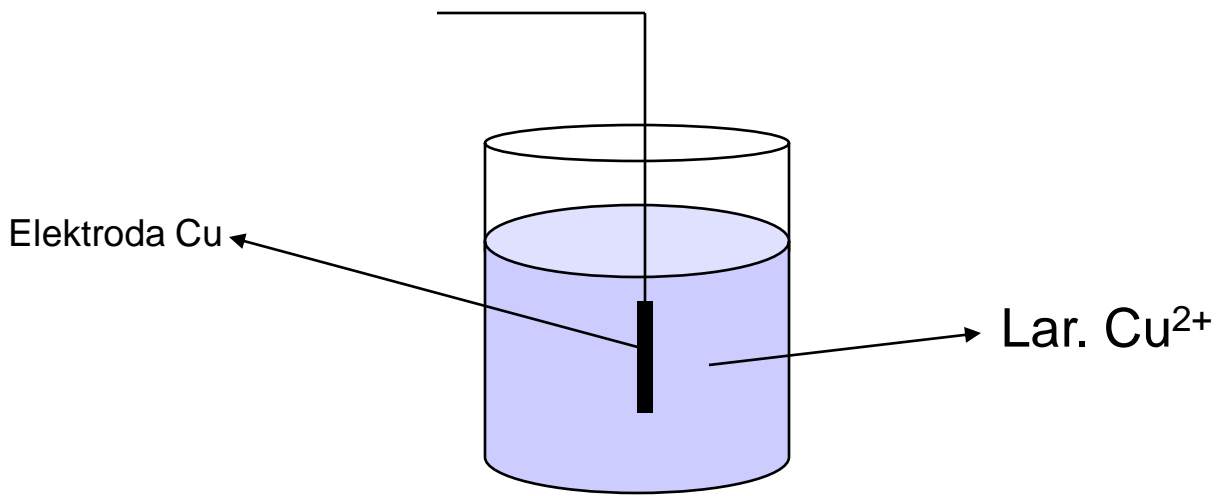
[KCl] 3,5 M  $\rightarrow E = 0,205$  Volt

## 2. Elektroda indikator

### a. Elektroda logam jenis pertama

↳ Elektroda yang langsung berkesetimbangan dengan kation elektroda

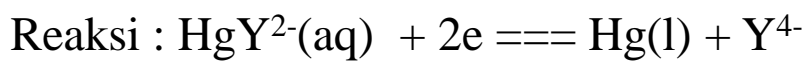
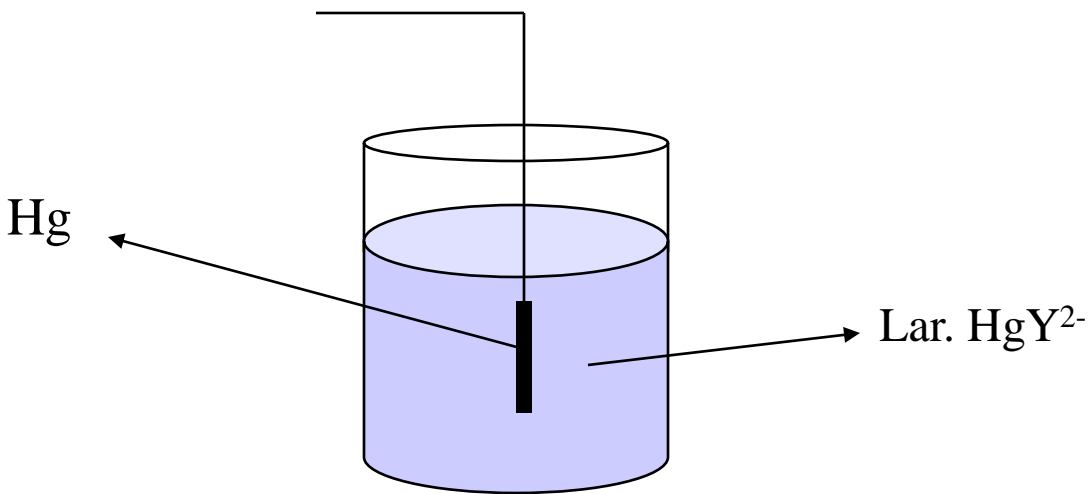
Contoh: Cu, Hg, Zn



$$E_{\text{sel}} = E_{\text{sel}}^{\circ} - 0,059/2 \log [\text{Cu}^{2+}]^{-1}$$

b. Elektroda logam jenis kedua

- Harga potensial bergantung pada konsentrasi anion
- Anion bereaksi dengan ion dari



$$E_{sel} = 0,21 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Y}^{4-}]}{[\text{HgY}^{2-}]}$$

Kompleks HgY<sup>4-</sup> sangat stabil ( $K_f = 6,3 \times 10^{21}$ ) → konsnya tetap

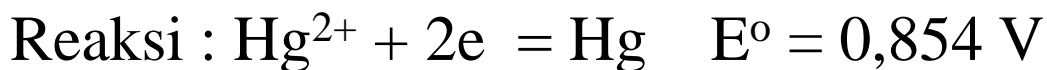
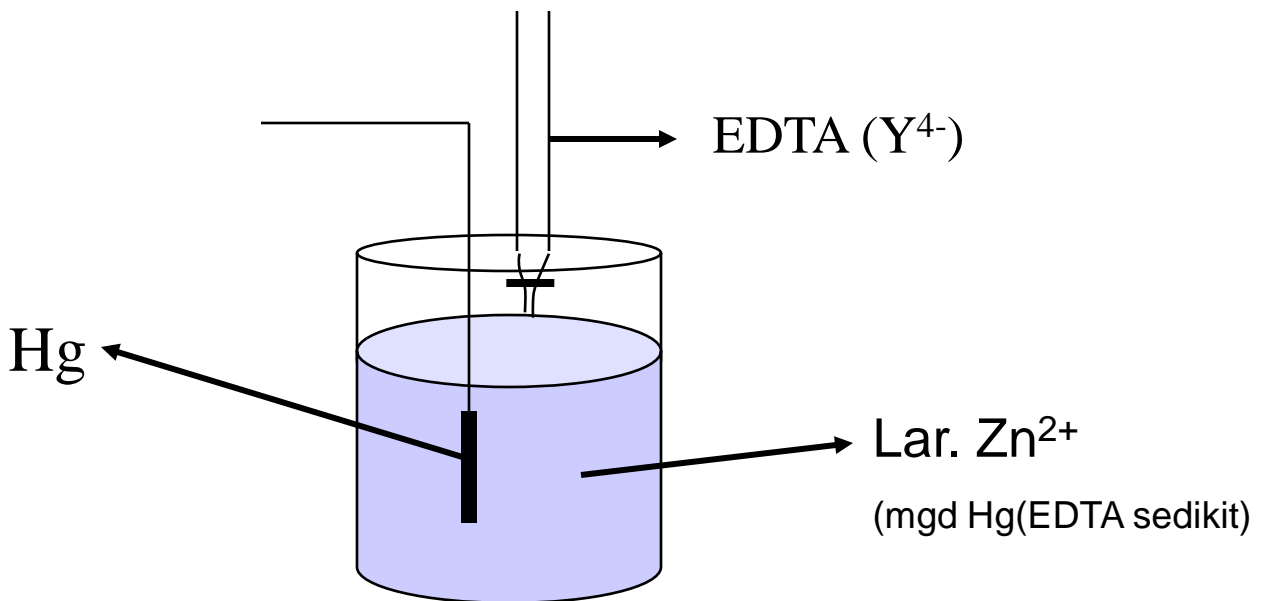


$$E_{sel} = K - \frac{0,059}{2} \log[Y^{4-}]$$

Dimana :  $K = 0,21 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[HgY^{2-}]}$

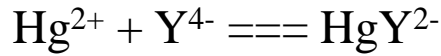
### 3. Elektroda jenis ketiga

E-nya tergantung dari [ion logam lain]

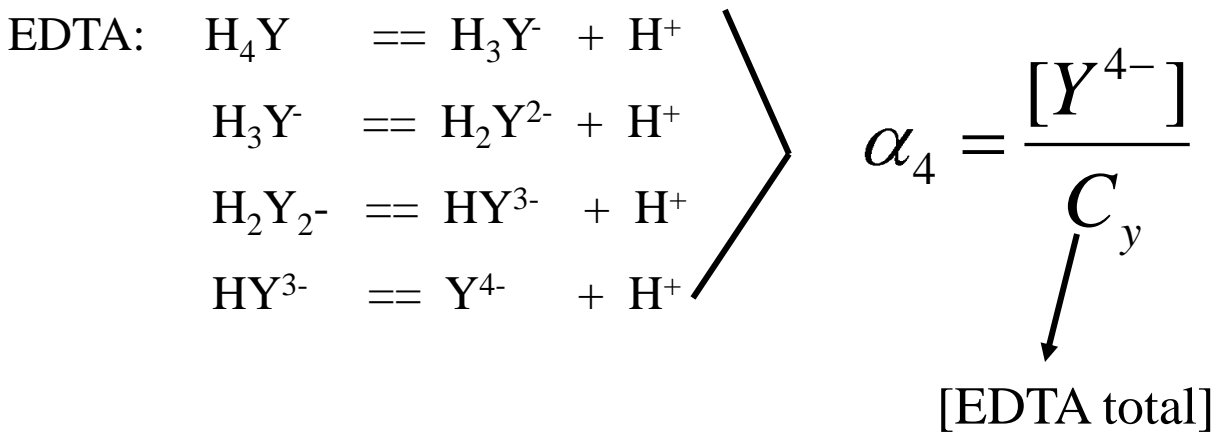




$$E = 0,854 - \frac{0,059}{2} \log[Hg^{2+}]$$



$$K_f = \frac{[HgY^{2-}]}{[Hg][Y^{4-}]} \quad \longrightarrow \quad [Hg^{2+}] = \frac{[HgY^{2-}]}{K_f[Y^{4-}]}$$

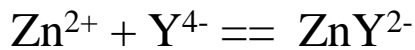


$$[Y^{4-}] = \alpha_4 C_y \quad \longrightarrow \quad [Hg^{2+}] = \frac{[HgY^{2-}]}{K_f \alpha_4 C_y}$$



$$E = 0,854 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[HgY^{2-}]}{K_f \alpha_4 C_y}$$

Pada penambahan EDTA, ion Zn bereaksi,



$$K_{f(\text{ZnY}^{2-})} = \frac{[\text{ZnY}^{2-}]}{[\text{Zn}^{2+}][\text{Y}^{4-}]} = \frac{[\text{ZnY}^{2-}]}{[\text{Zn}^{2+}]\alpha_4 \cdot C_y}$$

$$C_y = \frac{[\text{ZnY}^{2-}]}{K_{f(\text{ZnY}^{2-})}[\text{Zn}^{2+}]\alpha_4}$$

$$E = 0,854 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{HgY}^{2-}]K_{f(\text{ZnHgY}^{2-})}[\text{Zn}^{2+}]\cancel{\alpha_4}}{K_{f(\text{HgY}^{2-})}\cancel{\alpha_4}[\text{ZnY}^{2-}]}$$

$$E = 0,854 - \frac{0,059}{2} \log \frac{K_{f(\text{ZnHgY}^{2-})}}{K_{f(\text{HgY}^{2-})}} + \frac{0,059}{2} \log [\text{HgY}^{2-}]$$

$$+ \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{ZnY}^{2-}]}$$

$$E = 0,695 + \frac{0,059}{2} \log [\text{HgY}^{2-}] + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{ZnY}^{2-}]}$$

Harganya tetap, [HgY<sup>2-</sup>] diketahui

# Elektroda indikator membran

## Elektroda selektif ion

-Membran kristal

Contoh:  $\text{LiF}_3$  untuk ion  $\text{F}^-$

-membran non kristal

Contoh: gelas silikat, untuk

$\text{Na}^+, \text{H}^+$

pH meter

## Elektroda selektif molekul

-membran hidrofob unt.  $\text{CO}_2$   
&  $\text{NH}_3$

-Membran bersubstrat enzim

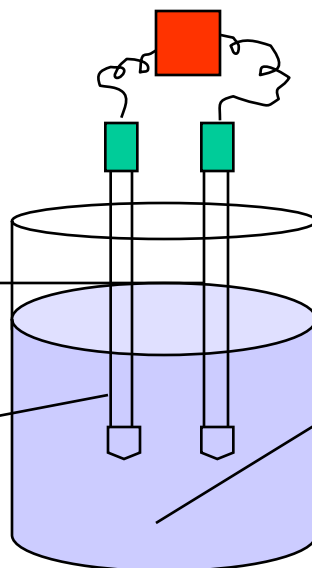
Contoh: membran glukosa  
oksidase

pH meter

Elektr. Pembanding  
(kalomel)

Elektr. Membran gelas

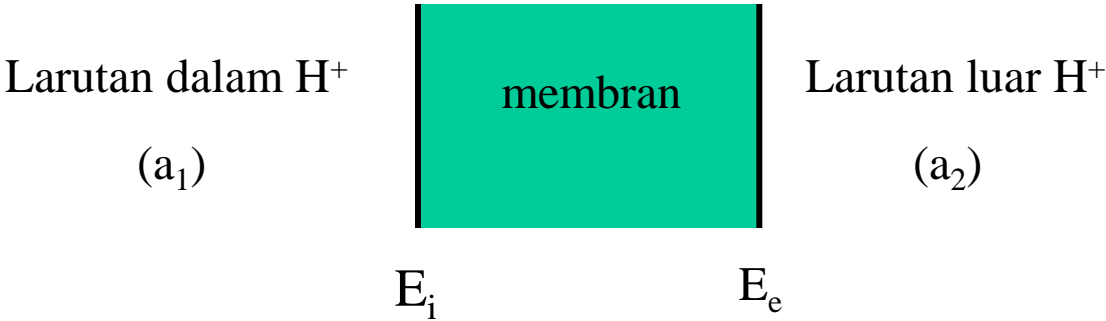
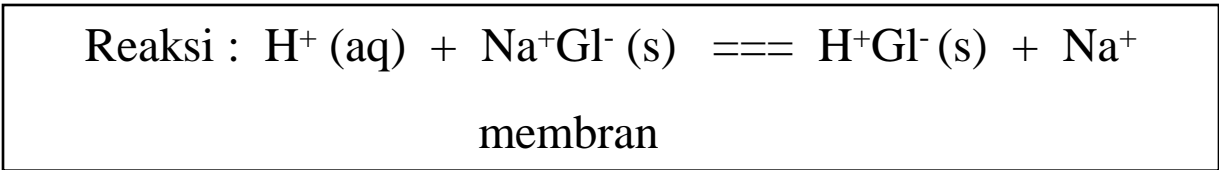
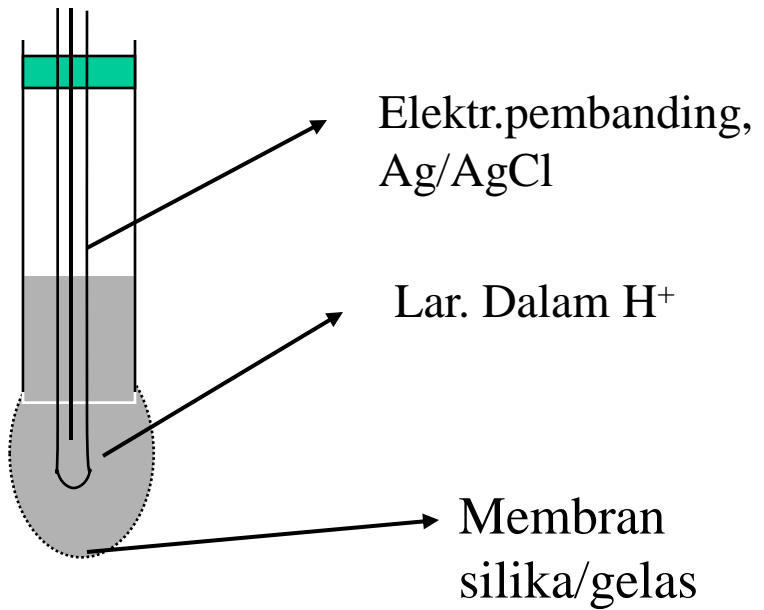
Larutan  
luar  $\text{H}^+$



# Elektroda gelas

Mekanisme:

Pertukaran ion  $\text{Na}^+$  dgn  $\text{H}^+$   
 Dari larutan (bukan redoks)



$E_i$  dan  $E_e$  adalah potensial bidang batas membran

$$E_i = k_1 - \frac{0,059}{n} \log \frac{(a_1)_s}{(a_1)_l} \begin{array}{l} \longrightarrow \text{ Dalam membran} \\ \longrightarrow \text{ Dalam larutan} \end{array}$$

$$E_e = k_2 - \frac{0,059}{n} \log \frac{(a_2)_s}{(a_2)_l}$$

Membran homogen,  $k_1 = k_2$  ;  $(a_2)_s = (a_1)_s$

Potensial batas :  $E_v = E_i - E_e$

$$E_v = (k_1 - k_2) + \frac{0,059}{n} \log \frac{(a_2)_s}{(a_2)_l} - \frac{0,059}{n} \log \frac{(a_1)_s}{(a_1)_l}$$

$$E_v = \frac{0,059}{n} \log \frac{\cancel{(a_2)_s} (a_1)_l}{(a_2)_l \cancel{(a_1)_s}}$$

$$E_v = \frac{0,059}{n} \log \frac{(a_1)_l}{(a_2)_l} = k + \frac{0,059}{n} \log \frac{1}{(a_2)_l}$$

$$E_v = k - \frac{0,059}{n} \log(a_2)_l$$

Untuk elektroda gelas,  $\longrightarrow$

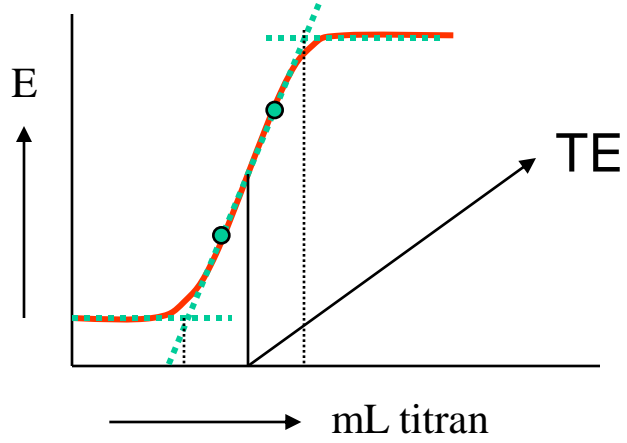
$$(a_2)_l = [\text{H}^+]$$

$$E_v = k + \frac{0,059}{1} pH$$

# Prinsip :

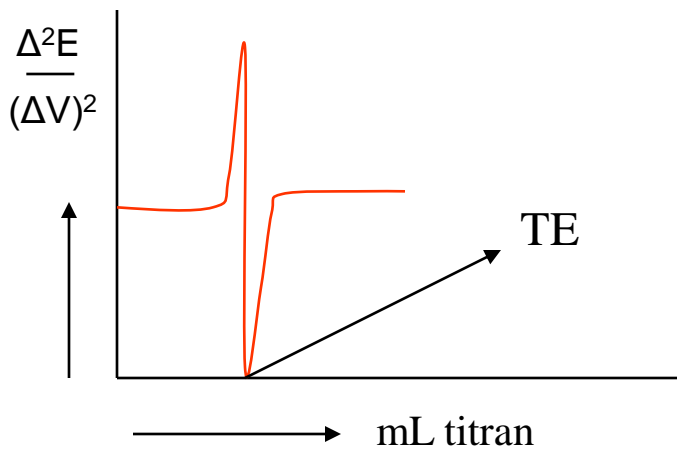
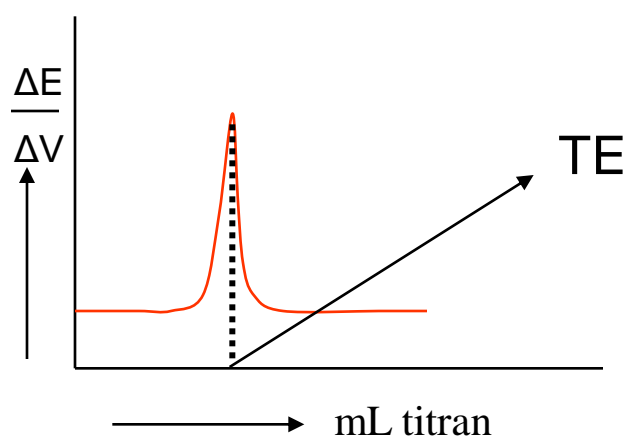
Titrasi melalui pengamatan potensial (perubahan potensial ) terhadap penambahan titran secara bertahap, sampai titik akhir titrasi.

## Alur Kurva : E (volt) vs mL titran



Turunan pertama

Turunan kedua



Contoh :

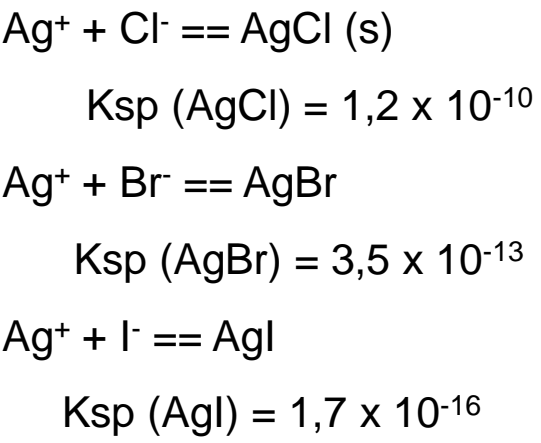
mL titran	E, mV	$\Delta E/\Delta v$	$\Delta^2 E/(v)^2$
24,70	210		
24,80	222	120	
24,90	240	180	60
25,00	360	1200	1020
25,10	600	2400	1200
25,20	616	160	-2240
25,30	625	90	-70

Aplikasi:

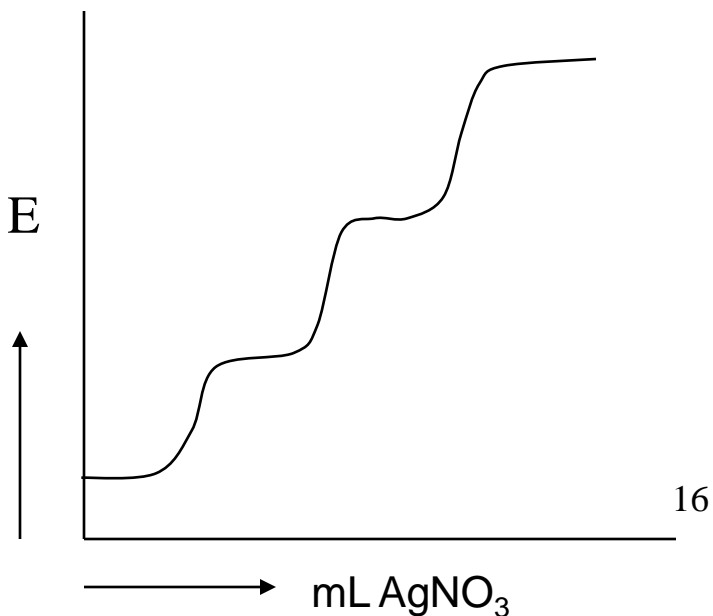
- \* Titrasi pengendapan
- \* Titrasi asam-basa
- \* Titrasi redoks
- \* Titrasi pengkompleksan

### Contoh: Titrasi campuran halida Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, F<sup>-</sup>

Elektroda indikator : Ag/Ag<sup>+</sup>



Mana yang diendapkan lebih Dulu ???





## Titrasi pembentukan kompleks

Contoh : Titrasi ion  $Zn^{2+}$  dengan EDTA, menggunakan indikator jenis ke tiga ( $Hg/Hg^{2+}$ )

Titran : EDTA

Larutan mengandung  $Zn^{2+}$  dan sedikit  $Hg$ -EDTA  $[HgY^{2-}] = 0,005$  M dan buffer pH 4,8

Cara kerja:

25 mL lar  $Zn^{2+}$  0,05 M

25 mL bufer pH 4,8

2 tetes Lar.  $HgY^{2-}$  0,005 M

di dalam gelas kimia

di encerkan samapi 100 mL

Tentukan : **Potensial pada 0 % titrasi, 100 % titrasi dan 200 % titrasi**

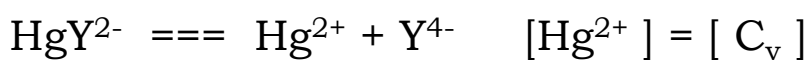
**Diketahui :**  $K_{f(Zn)} = 3,2 \cdot 10^{16}$        $K_{f(Hg)} = 6,3 \cdot 10^{21}$   
 $\alpha_4 = 1,5 \cdot 10^{-7}$

**Jawab:**

(a). 0 % titrasi:

E tergantung dari  $[HgY^{2-}]$       2 tetes = 0,1 mL

$[HgY^{2-}] = 0,1 / 100 \times 0,005$  M =  $5 \times 10^{-6}$  M



$$K_f = \frac{[HgY^{2-}]}{[Hg^{2+}]\alpha_4 C_y} \implies [Hg^{2+}] = \sqrt{\frac{[HgY^{2-}]}{K_f \cdot \alpha_4}}$$

$$E = E^o + 0,03 \log[Hg^{2+}]$$

$$= 0,854 + 0,03 \log \sqrt{\frac{5 \times 10^{-6}}{(6,3 \times 10^{21})(1,5 \times 10^{-7})}}$$

$$= 0,550 \text{ volt (terhadap pembanding SHE)}$$

$$= (0,550 - 0,242) \text{ volt} = 0,308 \text{ Volt (SCE)}$$

(b). 100 % titrasi :

$$E = 0,695 + 0,03 \log[HgY^{2-}] + 0,03 \log \frac{[Zn^{2+}]}{[ZnY^{2-}]}$$

$$K_f = \frac{[ZnY^{2-}]}{[Zn^{2+}][\alpha_4 \cdot C_y]}$$

Pada TE:  $[Zn^{2+}] = C_y \implies [Zn^{2+}] = \sqrt{\frac{[ZnY^{2-}]}{K_{f(Zn)} \alpha_4}}$

$$[HgY^{2-}] = \frac{0,1 \text{ mL} \cdot 0,005 \text{ M}}{125 \text{ mL}} = 4 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[ZnY^{2-}] = \frac{25mL \cdot 0,05M}{125mL} = 0,01M$$

$$E = 0,418 \text{ volt (SHE)}$$

$$= (0,418 - 0,242) \text{ volt} = 0,176 \text{ volt (SCE)}$$

©. 200 % titrasi:

$$\text{Stl TE : } [Zn^{2+}] = \frac{[ZnY^{2-}]}{K_{f(Zn)} \alpha_4 C_y}$$

$$E = 0,854 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[HgY^{2-}] K_{f(ZnY^{2-})} [Zn^{2+}]}{K_{f(HgY^{2-})} [ZnY^{2-}]}$$

$$E = 0,854 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[HgY^{2-}]}{K_{f(HgY^{2-})} \alpha_4 \cdot C_y}$$

$$[HgY^{2-}] = \frac{0,1mL \cdot 0,005M}{150mL} = 3,3 \times 10^{-4} M$$

$$C_y = \frac{0,1mL \cdot 0,05M}{150mL} = 8,3 \times 10^{-3} M$$

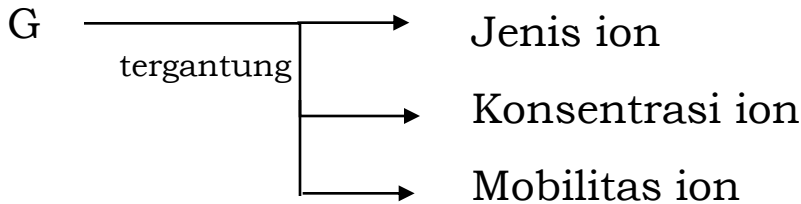
$$E = 0,303 \text{ volt (SHE)}$$

$$= (0,303 - 0,242) \text{ volt} = 0,061 \text{ Volt (SCE)}$$

# KONDUKTOMETRI

Dasar : Daya hantar listrik (G)

$$G = 1/R \text{ (Ohm}^{-1}\text{)}$$



$$G = 1/R = k A/l$$

Luas perm. Elektroda

Jarak kedua elektroda

Daya hantar jenis (ohm<sup>-1</sup>cm<sup>-1</sup>)

- Daya hantar ekivalen ( $\lambda$ )

adalah daya hantar 1 gram ekivalen zat terlarut diantara dua elektrode berjarak 1 cm.

Volume larutan yg mengandung 1 g ekivalen zat terlarut adalah:

$$V = \frac{1000}{C} \longrightarrow \begin{array}{l} 1000 \text{ cm}^3 \text{ (1L)} \\ \text{Konsentrasi (ek/cm}^{-1}\text{)} \end{array}$$

$$V = A \times l \longrightarrow l = 1 \text{ cm, maka } V=A= 1000/C$$

Pada  $l = 1 \text{ cm}$



$$G = \lambda = 1/R = k \cdot 1000/C$$

- Daya hantar larutan

$$l/A = \text{suatu tetapan} = \theta$$

$$G = k A/l = 1/R$$



$$K = 1/R \cdot \theta$$

$$\lambda \cdot C = 1000 k$$

$$k = \lambda \cdot C / 1000$$

$$1/R \cdot \theta = \lambda \cdot C / 1000$$

SECARA UMUM:

$$1/R = \frac{1}{1000 \theta} (C_A \lambda_A + C_B \lambda_B + \dots)$$

Contoh soal:

1. Hitung daya hantar listrik dari larutan HCl 0,01 N bila daya hantar ion  $H^+ = 350$ ,  $Cl^- = 75$   $\theta = 0,2 \text{ cm}^{-1}$

Jawab:

$$1/R = 0,01 / (1000 \cdot 0,2) \times (350 + 76) = 2,1 \times 10^{-3} \text{ ohm}^{-1}$$

2. 50 mL  $CH_3COOH$  0,002 N diencerkan dengan air sampai volumenya 100 mL. Tentukan daya hantarnya.

$$\lambda^{\circ}_{CH_3COO^-} = 40,9 \quad \theta = 1 \quad K_a = 10^{-5}$$

Jawab:



$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C} \implies [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,002 \cdot 50/100 = 0,001 \text{ N}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ N}$$

$$1/R = 1/1000 \cdot 1 \times 10^{-4} (350 + 40,9) = \dots\dots\dots \text{ohm}^{-1}$$

(3). Hitung daya hantar listrik larutan yang mengandung campuran 10 mL HCl 0,01 N dengan 40 mL larutan CH<sub>3</sub>COOH 0,01 N dan diencerkan sampai 100 mL. (petunjuk: HCl sangat kuat dibanding CH<sub>3</sub>COOH)

## TITRASI KONDUKTOMETRI

Alur kurva : 1/R vs mL titran

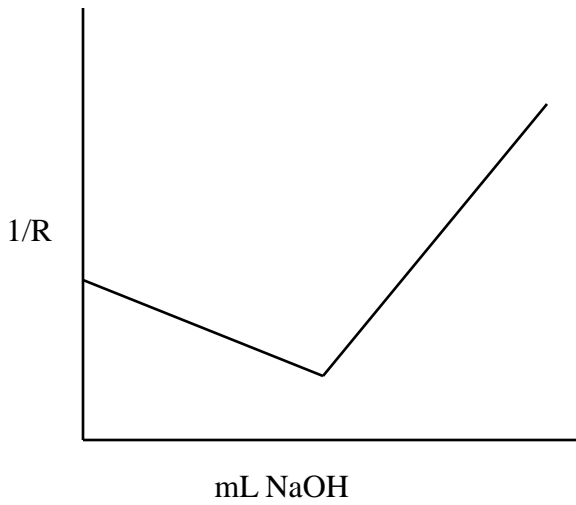
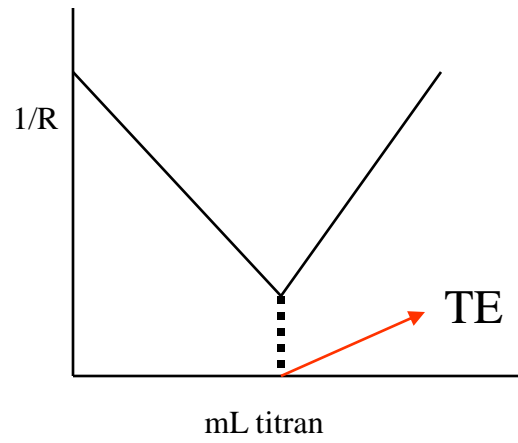
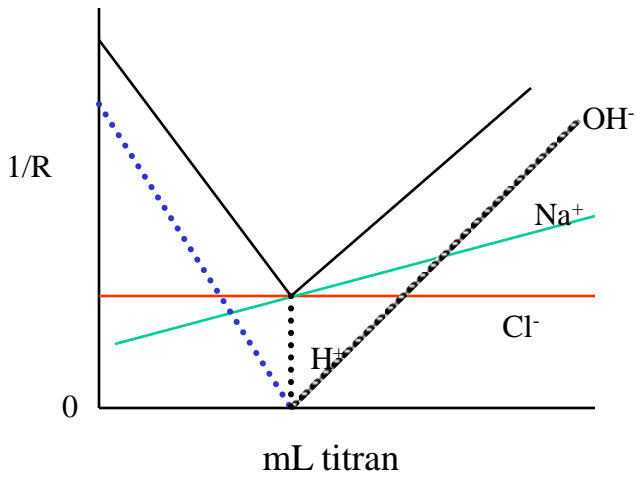
Contoh: Titrasi HCl oleh NaOH

Dalam gelas kimia : H<sub>2</sub>O, H<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>      titran: H<sub>2</sub>O, Na<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>

Saat titrasi: H<sup>+</sup>, H<sub>2</sub>O, Cl<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>

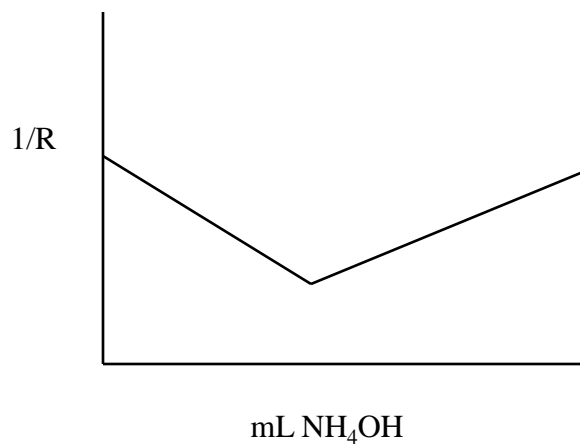
TE: H<sub>2</sub>O, Cl<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>

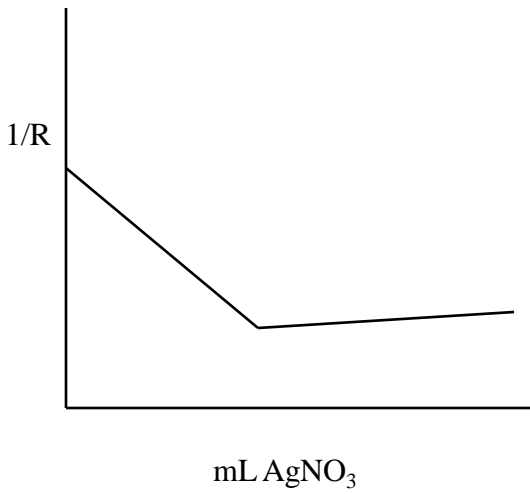
Setelah TE : H<sub>2</sub>O, Cl<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>



Titration  $CH_3COOH$  dengan  $NaOH$

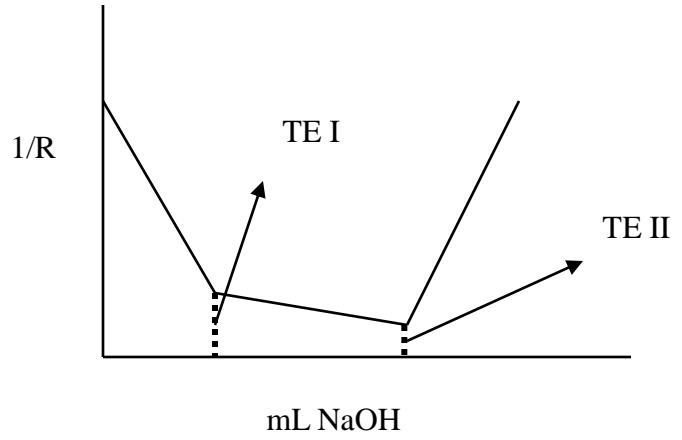
Titration  $CH_3COOH$  dengan  $NH_4OH$





### TITRASI $\text{Cl}^-$ dengan $\text{AgNO}_3$

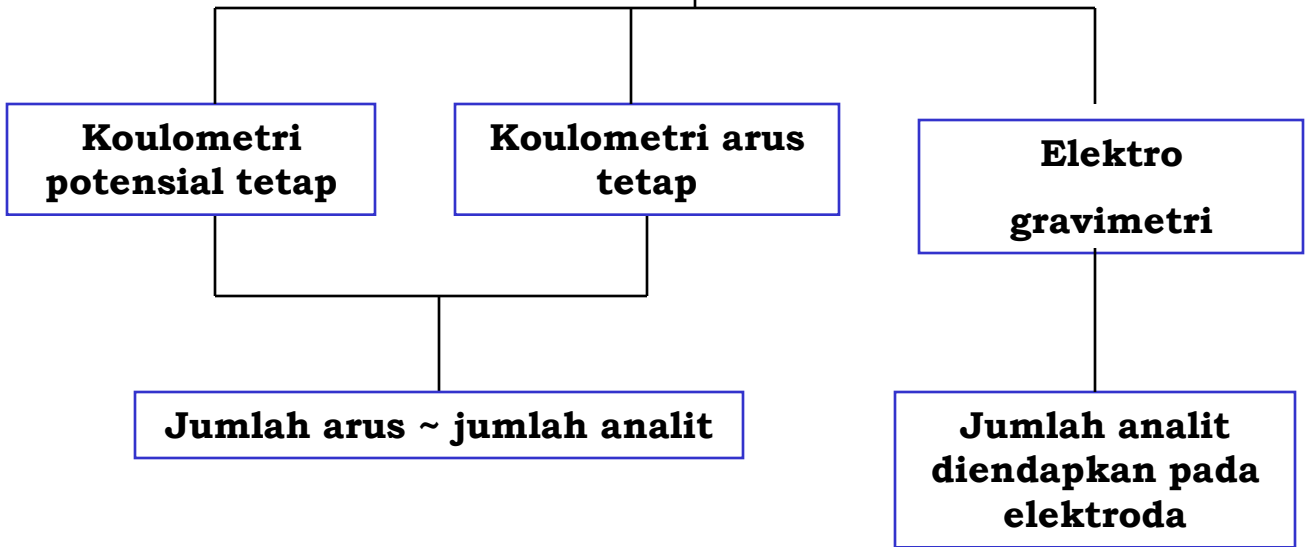
Titration campuran  $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$





# KOULOMETRI

PRINSIP: - Reaksi redoks  
- Proses elektrolisis



## Potensial sel dalam elektrolisis:

$$E_{\text{apl}} = E_{\text{k}} - E_{\text{a}} + (n_{\text{kc}} + n_{\text{kk}}) + (n_{\text{ac}} + n_{\text{ak}}) - IR$$

Kelebihan teg krn  
perubahan konsentrasi

Kelebihan teg krn  
pemolaran kinetik

Pot. Ohm

Reaksi di katoda cepat dan dapat balik  $\longrightarrow$   $n_{kk} \sim 0$

Perubahan konsentrasi air yg bereaksi di anoda ~ tidak ada, karena  $([H_2O] \gg \gg)$   $\longrightarrow$   $n_{ak} \sim 0$

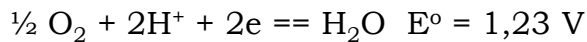
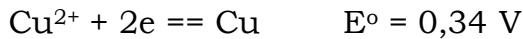
$$E_{apl} = E_k - E_a + (n_{kc} + n_{ac}) - IR$$

Contoh:

Elektrolisis terhadap larutan  $Cu^{2+}$  yang konsentrasinya cukup pekat (0,01M) dalam  $[H^+] = 1$  M dilakukan pada arus awal 1,5 Ampere dengan hambatan  $0,5 \text{ ohm}^{-1}$ . Kelebihan tegangan karena timbulnya gas oksigen (tekanan 1 atm) di anoda adalah  $-0,085$  V.

Berapa potensial yang diperlukan untuk memulai elektrolisis ?

Jawab:



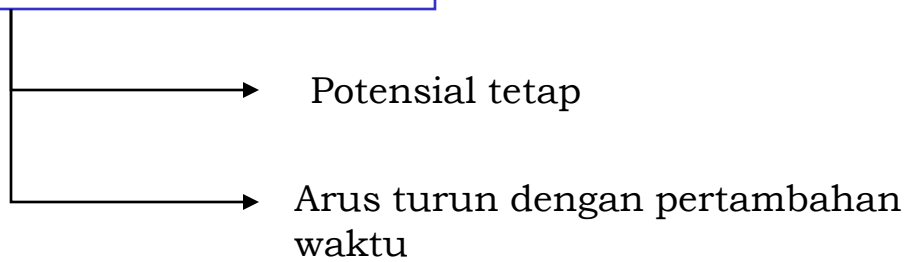
$$E_{kat} = 0,34 - 0,059/2 \log 1/0,01 = 0,28 \text{ V}$$

$$E_{an} = 1,23 - 0,059/2 \log 1/(1)^4 = 1,20 \text{ V}$$

$$E_{apl} = 0,28 - 1,20 + 0 + (-0,085) - 1,5 \times 0,5 \text{ V} = -1,755 \text{ V}$$

Jadi diperlukan tegangan 1,755 Volt untuk memulai elektrolisis

## Elektrolisis pada potensial tetap



Karena pemolaran kepekatan, maka:

$$I_t = I_o e^{-kt}$$

$I_t$  = arus pada waktu  $t$  menit,  $I_o$  = arus awal ;  $k$  = tetapan

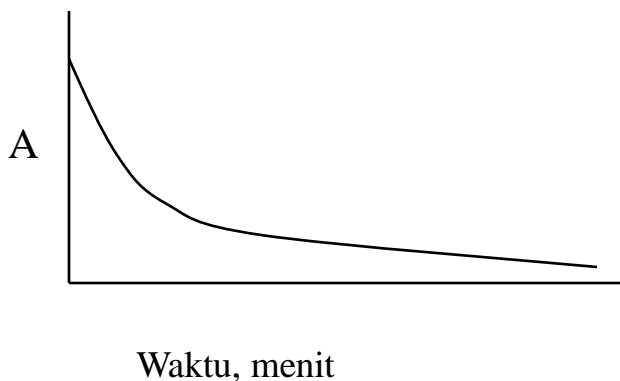
$$k = \frac{25,8DA}{V\delta}$$

$D$  = koef. Difusi  $\text{cm}^2/\text{menit}$

$A$  = luas permukaan elektroda,  $\text{cm}^2$

$V$  = volume larutan,  $\text{cm}^3$

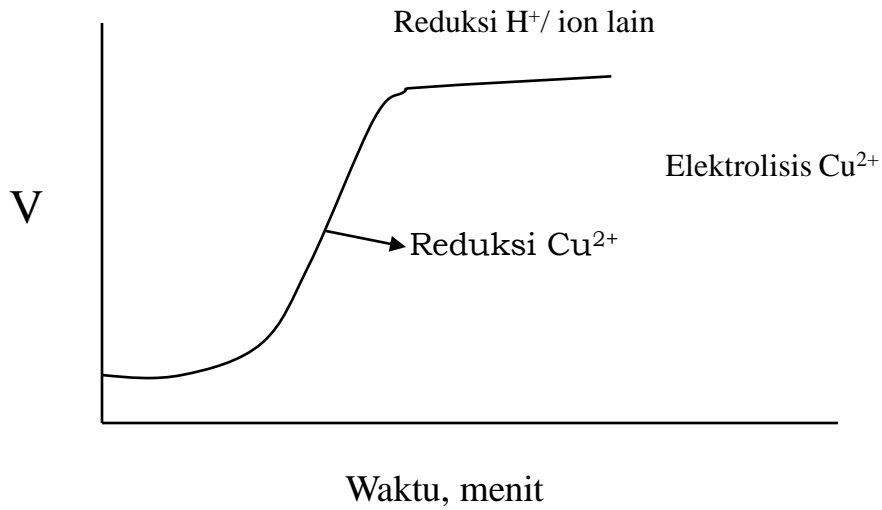
$\delta$  = ketebalan lapisan permukaan,  $\text{cm}$



## Elektrolisis pada arus tetap

Arus dijaga tetap

Potensial ditambah secara berkala



## Titration koulometri

Titration penetralan

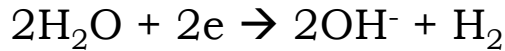
Titration redoks

Titration pengendapan

## 1. Titrasi penetralan:

\* Asam dalam larutan analit yang mengandung ion halida ( $\text{Cl}^-$  atau  $\text{Br}^-$ ) dititrasi dengan  $\text{OH}^-$

\* Katoda : logam platina, penghasil  $\text{OH}^-$  dari reaksi reduksi  $\text{H}_2\text{O}$



\* Anoda : Logam perak



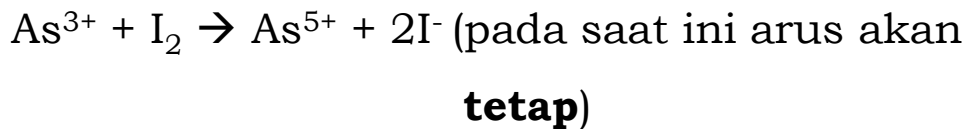
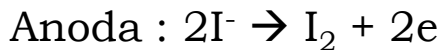
Titration basa oleh asam dilakukan dengan menempatkan logam Pt di anoda sebagai penghasil  $\text{H}^+$

## 2. Titrasi redoks

Contoh : Titrasi  $\text{As}^{3+}$  dengan  $\text{I}_2$

Larutan contoh :  $\text{As}^{3+}$  dan  $\text{I}^-$

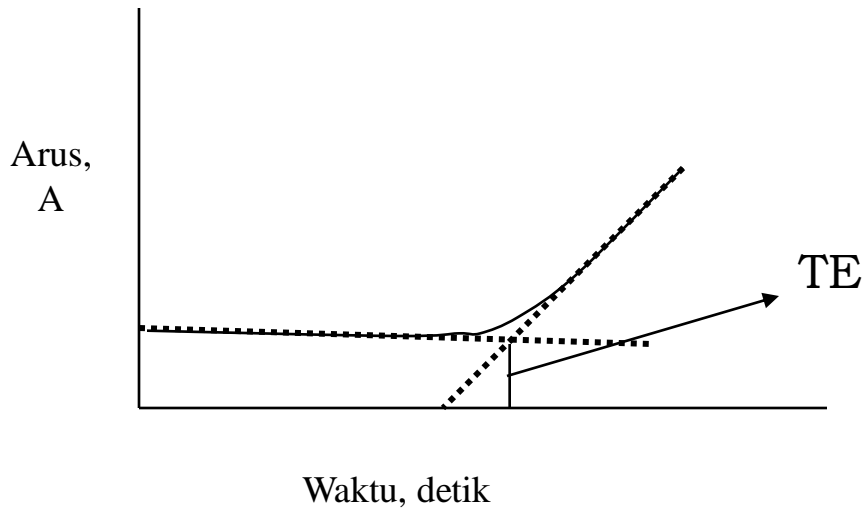
Saat elektrolisis dimulai :



Setelah  $\text{As}^{3+}$  **habis**, maka kelebihan  $\text{I}_2$  akan direduksi di permukaan elektroda RPE (rotated platinum electrode) .

Pada saat ini arus **naik**.

Kurva titrasi :



Mol  $I_2$  dapat dihitung dengan rumus:

$$\text{mol } I_2 = \frac{(\text{amper})(\text{det})}{(2F \text{mol}^{-1})(96500 \text{ amper} \cdot \text{det} \cdot F^{-1})}$$

Arus (amper) dan waktu (detik) pada TE tercapai.

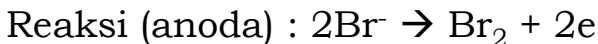
Contoh soal:

Anilin ( $C_6H_5NH_2$ ) ditentukan kadarnya dengan titrasi koulometri. Sejumlah KBr dan  $CuSO_4$  ditambahkan ke dalam 25 mL larutan cuplikan yang mengandung anilin. Pertama-tama anilin bereaksi dengan  $Br_2$  yang dihasilkan dari elektrolisis di anoda. Kelebihan brom dititrasi dengan Cu(I) yang dihasilkan dari elektrolisis di katoda. Arus yang digunakan tetap sebesar 1 mA.

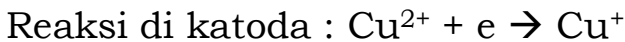
Hitunglah kadar anilin (mg) dalam cuplikan.

Data: elektroda kerja sbg	Waktu yg diperlukan (menit)
Anoda	3,46
Katoda	0,41

Jawab :



Reaksi dalam larutan :  $Br_2 + \text{Anilin} \rightarrow \text{hasil reaksi}$



$$\text{mol} - Br_2 = \frac{(1 \times 10^{-3} \text{ amper})(3,46 \times 60 \text{ det})}{(2F \text{ mol}^{-1})(96500 \text{ amper} \cdot \text{det} \cdot F^{-1})}$$

$$= 1,08 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$\text{mol} - \text{Cu} = \frac{(1 \times 10^{-3} \text{ ampere})(0,41 \times 60 \text{ det})}{(1 \text{ F mol}^{-1})(96500 \text{ ampere} \cdot \text{det} \cdot \text{F}^{-1})}$$

$$= 2,55 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

Dari reaksi:

1 mol  $\text{Cu}^+$  sebanding  $\frac{1}{2}$  mol  $\text{Br}_2$

$2,55 \times 10^{-7} \text{ mol Cu}^+ = 1,275 \times 10^{-7} \text{ mol Br}_2$

Mol  $\text{Br}_2$  yang bereaksi dengan anilin =

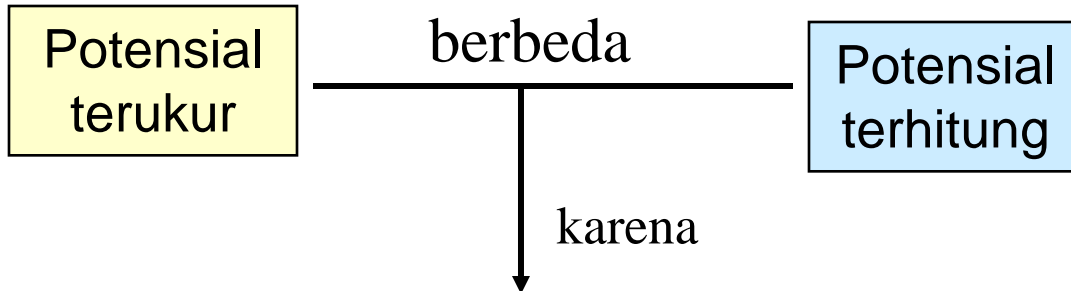
$(1,08 \times 10^{-6}) - (1,275 \times 10^{-7}) \text{ mol} = 9,525 \times 10^{-7} \text{ mol}$

Mol anilin = mol  $\text{Br}_2 = 9,525 \times 10^{-7} \text{ mol}$

Massa anilin =  $9,525 \times 10^{-7} \times 93 \text{ g} = 88,58 \text{ mikrogram}$



# Pengaruh arus terhadap potensial



- pengaruh tahanan (potensial ohm)
- pengaruh polarisasi

**Akibatnya:** - potensial sel galvani terukur turun  
- potensial yang diperlukan dalam sel elektrolisis naik

Potensial ohm: potensial yang diperlukan untuk mengatasi tahanan ion-ion yg bergerak ke anoda/katoda  
( $E = IR$ )

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{katoda}} - E_{\text{anoda}} - IR$$

## Efek polarisasi

- polarisasi konsentrasi
- polarisasi reaksi
- Polarisasi adsorpsi, desorpsi, rekristalisasi
- polarisasi transfer muatan

Terukur sebagai over voltage

$$\eta = E - E_{eq}$$

$E$  = potensial seharusnya

$E_{eq}$  = potensial karena overvoltage