

RENCANA PELAKSANAAN PEMBELAJARAN

Sekolah : SMA	Kelas/Semester : X/1	KD : 3.3 dan 4.3
Mata Pelajaran : Kimia	Alokasi Waktu : 2 x 45 menit	Pertemuan ke : 3
Materi/Sub Materi : Elektrokimia/Reaksi Spontan & Tidak Spontan		

A. TUJUAN PEMBELAJARAN

Melalui model pembelajaran *problem base learning*, diharapkan peserta didik Mampu::

- Menentukan E sel suatu reaksi berdasarkan data potensial reduksi (E° reduksi)
- Mengidentifikasi kespontanan suatu reaksi berdasarkan data potensial reduksi (E° reduksi)
- Mengidentifikasi kespontanan suatu reaksi dengan memanfaatkan deret volta dengan mengembangkan nilai karakter berpikir kritis , kreatif (*kemandirian*), kerjasama (*gotong royong*) dan kejujuran (*integritas*) .

B. KEGIATAN PEMBELAJARAN

PENDAHULUAN	<ul style="list-style-type: none"> • Guru member member salam & mengajak peserta didik berdoa bersama (<i>religious</i>) • Guru mengecek kehadiran peserta didik • Guru menyampaikan tujuan dan manfaat pembelajaran tentang topik yang akan dipelajari • Guru menyampaikan garis besar cakupan materi & langkah pembelajaran
KEGIATAN INTI	<p>Menyampaikan Informasi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Guru menampilkan gambar yang menunjukkan beda potensial dari hasil percobaan dan data potensial dari hasil perhitungan (<i>literasi</i>) • Peserta didik mengamati gambar dan data yang menunjukkan beda potensial . (<i>mengamati</i>) <p>Mengorganisasi peserta didik ke dalam kelompok</p> <ul style="list-style-type: none"> • Membagikan handout dan worksheet kepada setiap peserta didik. • Guru membagi peserta didik ke dalam kelompok terdiri dari 4-5 orang untuk mendiskusikan permasalahan yang ada pada worksheet. • Peserta didik melakukan kajian literatur dari handout maupun sumber belajar lain untuk menyelesaikan permasalahan pada worksheet. (<i>Collecting information & Problem solving</i>) <p>Evaluasi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Guru menunjuk kelompok secara bergantian untuk mempresentasikan hasil diskusi mereka (<i>Communication</i>) • Guru dan peserta didik bersama-sama membuat kesimpulan
PENUTUP	<ul style="list-style-type: none"> • Guru bersama peserta didik merefleksikan pengalaman belajar • Guru menyampaikan rencana pembelajaran pada pertemuan berikutnya dan berdoa

C. PENILAIAN (ASESMEN)

- Penilaian kognitif dilakukan dengan melakukan post test
- Penilaian keterampilan di lakukan dengan menggunakan rubrik penilaian selama proses diskusi dan mempresentasikan hasil

Mengetahui,
Kepala Sekolah

Pujon, 10 Januari 2021
Guru Mata Pelajaran

Mustofa, S.Pd, M.Pd

Nuzzayin Effendi, S.Pd



Lampiran 1 .

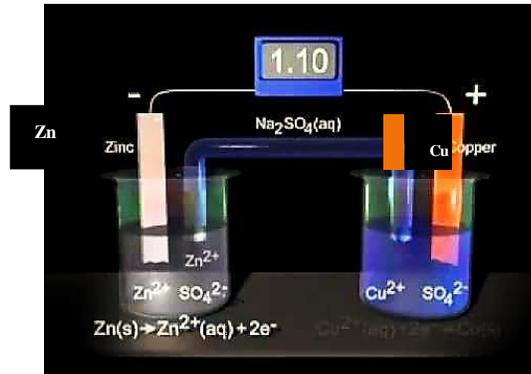
Pertemuan 3

A. POTENSIAL SEL

Potensial sel volta dapat ditentukan melalui 2 cara yaitu melalui percobaan dan melalui perhitungan(teoritis) nilai potensial reduksi elektroda.

Melalui Percobaan

Perhatikan gambar dibawah ini!



Berapakah beda potensial yang terukur dari kedua elektroda di atas? (data beda potensial tersebut menunjukkan nilai potensial sel)

.....

Melalui Perhitungan(teoritis)

“Potensial sel dapat dihitung berdasarkan selisih energi potensial zat tereduksi dengan energi potensial zat teroksidasi.”

Tuliskan rumusan dari pernyataan di atas!

.....

Berdasarkan data di bawah, tentukan anode, katode, dan potensial sel secara teoritis.

$E^{\circ}_{\text{reduksi}}$ (volt)	$E^{\circ}_{\text{reduksi}}$ (volt)	E°_{sel} (volt)
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ $E^{\circ} = +0.34$	$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ $E^{\circ} = +0.80$	$E^{\circ}_{\text{sel}} = 0,46$

.....

Terdapat notasi sel sebagai berikut: $\text{Al}(\text{s}) | \text{Al}^{3+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu}(\text{s})$, hitunglah nilai potensial sel berdasarkan notasi sel tersebut?

.....
.....
.....

B. KESPONTANAN

Perhatikan tabel dibawah ini!

No	Reaksi	Nilai E°_{sel}	Reaksi redoks berlangsung secara
1	$2Cl^{-} + 2Fe^{3+} \rightarrow Cl_2 + 2Fe^{2+}$	-0.79 V	Tidak spontan
2	$Zn + 2Ag^{+} \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$	+1.56 V	Spontan
3	$3Mg^{2+} + 2Al \rightarrow 3Mg + 2Al^{3+}$	-0.81 V	Tidak spontan
4	$2H^{+} + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$	+0.44 V	Spontan

Dari data yang ada pada tabel di atas, jelaskan bagaimana reaksi redoks dikatakan “berlangsung spontan”?

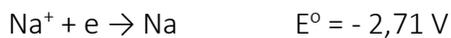
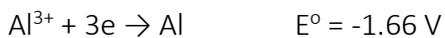
.....
.....
.....

Dari data yang ada pada tabel di atas, jelaskan bagaimana reaksi redoks dikatakan “berlangsung tidak spontan”?

.....
.....
.....

Latihan Soal

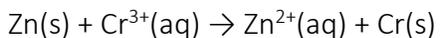
4. Diketahui



Hitunglah nilai potensial sel dari reaksi diatas dan tentukan apakah reaksi berlangsung spontan atau tidak?

.....
.....
.....

3. Perhatikan reaksi redoks di bawah ini!



Tentukan nilai potensial sel dari persamaan reaksi redoks diatas!

.....
.....
.....

Potensial Elektrode dan Perhitungan Potensial Sel

- Potensial Elektrode Standar (E°)

Telah dijelaskan bahwa adanya beda potensial antara elektrode Zn dan electrode Cu pada sel volta memungkinkan elektron mengalir dari Zn ke Cu pada rangkaian luar. Dimana Zn lebih mudah teroksidasi(melepas elektron) dari pada Cu, sebaliknya Cu^{2+} lebih mudah tereduksi (menyerap elektron) dari pada kation Zn^{2+} .

Perbedaan kecenderungan teroksidasi menghasilkan perbedaan rapat muatan antara elektroda Cu dan elektroda Zn sehingga menyebabkan beda potensial listrik antara Cu dan Zn yang mendorong elektron mengalir. Selisih potensial sel atau kemampuan suatu sel elektrokimia untuk mendorong elektron mengalir melalui rangkaian luar ini disebut potensial sel (E_{sel}).Nilai E_{sel} bergantung pada suhu dan konsentrasi zat. Suatu nilai potensial sel standar (E°_{sel}) telah ditetapkan sebagai nilai E yang diukur pada suhu $25^{\circ}C$ dan zat dalam larutan sebesar 1,0 M. (untuk gas, konsentrasi dinyatakan sebagai tekanan gas dengan tekanan standart sebesar 1 atm)

- Potensial Elektrode

Pengukuran potensial sel dapat digunakan untuk membandingkan kecenderungan logam-logam atau spesi lain untuk mengalami oksidasi atau reduksi. Untuk membandingkan kecenderungan oksidasi dan reduksi dari suatu elektrode, telah ditetapkan elektrode pembanding atau elektrode hidrogen. Elektrode hidrogen terdiri atas gas hidrogen yang dialirkan ke dalam larutan asam (H^+) melalui logam inert, yaitu platina. Potensial sel yang dihasilkan oleh

suatu elektrode dengan elektrode hidrogen disebut potensial elektrode.

Elektrode yang lebih mudah mengalami reduksi dibandingkan elektrode hidrogen mempunyai elektrode bertanda positif.Sedangkan elektrode yang lebih sukar mengalami reduksi diberi tanda negatif.Pada tabel potensial elektrode standar dapat dilihat bahwa elektrode yang mempunyai E° bertanda negatif berada di bawah elektrode hidrogen dan elektrode yang bertanda positif berada di atas hidrogen.Jadi, dari atas menunjukkan kecenderungan mengalami oksidasi.Makin ke bawah makin mudah mengalami oksidasi, sebaliknya makin ke atas makin mudah mengalami reduksi.

- Potensial sel

Potensial sel volta dapat dapat ditentukan melalui percobaan dan dapat juga dihitung melalui data potensial elektrode positif(katode) dan potensial elektrode negatif(anode).

$$E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}(+) - E^{\circ}(-) \text{ atau } E^{\circ}_{sel} = E^{\circ}\text{reduksi} - E^{\circ}\text{oksidasi}$$

Tabel 2.1 Potensial reduksi

E° (volt)	Setengah Reaksi Reduksi	Oksidator	Reduktor
2,87	$F_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2 F^-$	Kuat ↑	Lemah ↓
2,00	$S_2O_8^{2-} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 SO_4^{2-}$		
1,78	$H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O$		
1,69	$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2 e^- \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$		
1,49	$SH^+ + MnO_4^- + 5 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$		
1,47	$2 ClO_3^- + 12 H^+ + 10 e^- \rightleftharpoons Cl_2 + 6 H_2O$		
1,36	$Cl_2(g) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Cl^-$		
1,33	$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightleftharpoons 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$		
1,28	$MnO_2 + 4 H^+ + 2 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2 H_2O$		
1,23	$O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O$		
1,09	$Br_2(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2Br^-$		
0,80	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$		
0,77	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$		
0,54	$I_2(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2I^-$		
0,52	$Cu^+ + e^- \rightleftharpoons Cu$		
0,34	$Cu^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Cu$		
0,27	$Hg_2Cl_2 + e^- \rightleftharpoons 2 Hg + 2 Cl^-$		
0,22	$AgCl + e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$		
0,00	$2 H^+ + 2 e^- \rightleftharpoons H_2$		
-0,74	$Cr^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons Cr$		
-0,76	$Zn^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Zn$		
-0,83	$2 H_2O + 2 e^- \rightleftharpoons H_2 + 2 OH^-$		
-1,03	$Mn^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Mn$		
-1,67	$Al^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons Al$		
-0,04	$Fe^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons Fe$		
-0,13	$Pb^{2+} + 3 e^- \rightleftharpoons Pb$		
-0,14	$Sn^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Sn$		
-0,25	$Ni^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Ni$		
-0,36	$PbSO_4 + 2 e^- \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$		
-0,44	$Fe^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Fe$		

Data E° tabel di atas mempunyai kegunaan, tiga di antaranya adalah:

- 1) Meramalkan kemampuan oksidasi dan reduksi dari zat.

Semakin positif nilai E°, semakin bertambah daya oksidasi zat, atau zat merupakan oksidator yang baik. Sebaliknya, semakin negatif nilai E° semakin bertambah daya reduksi zat, atau zat merupakan reduktor yang baik.

- 2) Menghitung E° sel

Ada 2 cara yang dapat digunakan untuk menghitung E° sel menggunakan data E° setengah sel di tabel, yakni:

- a. Menghitung E° sel berdasarkan selisih potensial elektrode di katode dan anode.

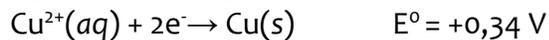
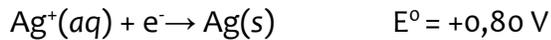
$$E^\circ \text{ sel} = E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode}$$

- b. Menggunakan persamaan reaksi sel

Tulis persamaan setengah reaksi oksidasi di anode dan setengah reaksi reduksi di katode. Lalu setarakan E° masing-masing. Tanda E° di anode harus berlawanan dengan tanda yang diberikan di table. Sedangkan tanda E° di katode sesuai dengan tabel. Nilai E° sel adalah jumlah E° di anode dan E° di katode.

Contoh 1:

Diketahui dua elektrode sebagai berikut:



Tentukan:

- Nilai E° sel kedua elektrode tersebut
- Tulis reaksi elektrode dan reaksi selnya.

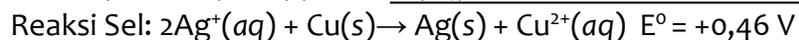
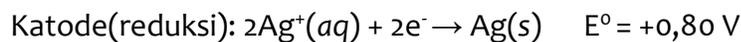
Jawab:

- E° sel = E° katode - E° anode

$$= +0,80 \text{ V} - (-0,34 \text{ V})$$

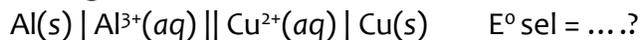
$$= 0,46 \text{ V}$$

- Reaksi elektrode adalah reaksi yang terjadi pada masing-masing elektrode, yaitu reaksi pada katode adalah reduksi dan reaksi pada anode oksidasi. Sedangkan reaksi penjumlahan dari reaksi elektrode merupakan redoks.



Contoh 2:

Hitunglah E° sel dari reaksi berikut:



Jawab:

Dari notasi sel:

- Oksidasi Al menjadi Al^{3+} berlangsung di anode
- Reduksi Cu^{2+} menjadi Cu berlangsung di katode

$$\text{Jadi, diperoleh : } E^\circ \text{ sel} = E^\circ \text{ katode} - E^\circ \text{ anode}$$

$$= (+0,34\text{V}) - (-1,66\text{V})$$

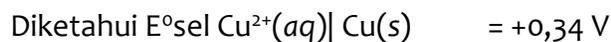
$$= +2,00 \text{ V}$$

- 3) Meramalkan reaksi redoks spontan

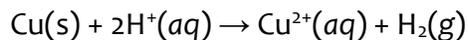
Gunakan E° di tabel untuk menghitung E° sel

- Apabila nilai E° sel positif, maka reaksi berlangsung spontan.
- Apabila nilai E° sel negatif, maka reaksi berlangsung tidak spontan.

Contoh:



Apakah reaksi redoks berikut berlangsung spontan?



Jawab:

Dari reaksi diketahui:

Cu teroksidasi menjadi Cu^{2+} di anode

H^{+} tereduksi menjadi H_2 di katode

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

$$= (0 \text{ V}) - (+0,34 \text{ V})$$

$$= -0,34 \text{ V (tidak spontan)}$$

Deret Keaktifan(Deret Volta)

Susunan unsur-unsur logam berdasarkan potensial standar disebut deret volta atau deret elektrokimia. Perhatikan tabel deret voltadi samping.

Jika dimulai dari logam yang paling negatif maka diperoleh urutan:

Makin tinggi kedudukan suatu logam dalam deret volta,

- logam makin reaktif(logam makin mudah melepas elektron)
- logam merupakan reduktor yang semakin kuat.

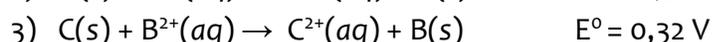
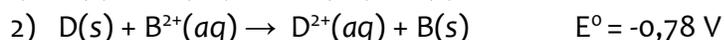
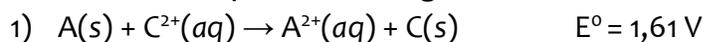
Sebaliknya, makin rendah kedudukan logam dalam deret volta

- logam makin kurang reaktif(makin susah melepas elektron)
- logam merupakan oksidator yang semakin kuat.

Jadi logam yang terletak lebih atas lebih reaktif daripada logam-logam di bawahnya. Oleh karena itu logam yang di atas dapat mendesak logam yang di bawahnya(*reaksi pendesakan*).

Contoh:

Diketahui beberapa reaksi sebagai berikut:



Susunlah unsur A, B, C, dan D berdasarkan daya pereduksinya, dimulai dari pereduksi paling kuat.

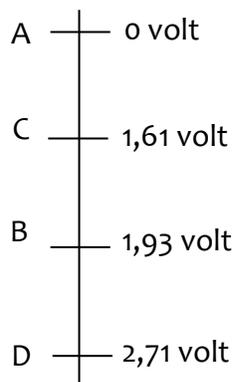
Jawab:

Tabel 2. Deret Volta

Logam	E° (V)
Li	-3,04
K	-2,92
Ba	-2,90
Ca	-2,87
Na	-2,71
Mg	-2,37
Al	-1,66
Mn	-1,18
Zn	-0,76
Cr	-0,74
Fe	-0,44
Ni	-0,28
Co	-0,28
Sn	-0,14
Pb	-0,13
(H)	0,00
Cu	+0,34
Hg	+0,79
Ag	+0,80
Au	+1,52

- Pereduksi paling kuat mempunyai potensial elektrode paling negatif, berada paling atas dalam deret volta. Oleh karena itu, kita dapat menjawab soal ini dengan menentukan posisi relatif unsur-unsur tersebut dalam deret volta.
- Berdasarkan reaksi no. 1, unsur A dapat mendesak unsur C, berarti unsur A berkedudukan di atas dari unsur C dengan jarak 1,61 volt. Jika kita misalkan potensial elektrode A = 0 volt, maka potensial elektrode C adalah +1,61 volt (ingat makin ke bawah dalam deret volta makin positif)
- Berdasarkan reaksi 3, unsur C dapat mendesak unsur B, berarti unsur B berkedudukan di bawah unsur C dengan jarak 0,32 volt. Jadi potensial elektrode B, relatif terhadap unsur A adalah $(1,61 + 0,32) = +1,93$ volt.
- Berdasarkan reaksi 2, unsur D tidak mendesak unsur B, jadi unsur D berkedudukan di bawah unsur B dengan jarak 0,78 volt. Potensial relatif unsur D terhadap unsur A adalah $(1,93 + 0,78) = + 2,71$ volt.

Posisi relatif logam-logam tersebut dalam deret voltadapat digambarkan seperti di samping.



Jadi urutan unsur berdasarkan urutan daya pereduksinya dari yang paling kuat adalah: A-C-B-D