REPUBLIK INDONESIA
KEMENTERIAN HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA

SURAT PENCATATAN
CIPTAAN

Dalam rangka pelindungan ciptaan di bidang ilmu pengetahuan, seni dan sastra berdasarkan Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta, dengan ini menerangkan:

Nomor dan tanggal permohonan	:	EC00202029556, 27 Agustus 2020
Pencipta		
Nama	:	**Dra. Iryani, M. S, Dr. Yerimadesi, S. Pd., M. Si**
Alamat	:	Pondok Pratama I Blok B No. 14 RT 002 RW 018, Lubuk Buaya, Koto Tangah, Padang, Indonesia, Padang, Sumatera Barat, 25173
Kewarganegaraan	:	Indonesia
Pemegang Hak Cipta		
Nama	:	**LP2M Universitas Negeri Padang**
Alamat	:	Jl. Prof. Dr. Hamka Air Tawar, Padang Kec. Padang Utara, Kota Padang, Padang, Sumatera Barat, 25131
Kewarganegaraan	:	Indonesia
Jenis Ciptaan	:	**Modul**
Judul Ciptaan	:	**Kinetika, Energitika, Dan Reaksi Redoks**
Tanggal dan tempat diumumkan untuk pertama kali di wilayah Indonesia atau di luar wilayah Indonesia	:	8 November 2019, di Jakarta
Jangka waktu pelindungan	:	Berlaku selama 50 (lima puluh) tahun sejak Ciptaan tersebut pertama kali dilakukan Pengumuman.
Nomor pencatatan	:	000200186

adalah benar berdasarkan keterangan yang diberikan oleh Pemohon.
Surat Pencatatan Hak Cipta atau produk Hak terkait ini sesuai dengan Pasal 72 Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta.

a.n. MENTERI HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA
DIREKTUR JENDERAL KEKAYAAN INTELEKTUAL

Dr. Freddy Harris, S.H., LL.M., ACCS.
NIP. 196611181994031001

LAMPIRAN PENCIPTA

No	Nama	Alamat
1	Dra. Iryani, M. S	Pondok Pratama I Blok B No. 14 RT 002 RW 018, Lubuk Buaya, Koto Tangah, Padang, Indonesia
2	Dr. Yerimadesi, S. Pd., M. Si	Komp. Singgalang Blok B3 No. 7 RT 001 RW 005, Batang Kabung, Koto Tangah, Padang, Indonesia
3	Dr. Andromeda, M. Si	Jalan Cendrawasih No. 24 Air Tawar Barat, Padang, Indonesia
4	Prof. Dr. Minda Azhar, M. Si	Jalan Malang Blok E3 No. 15 RT 004 RW 015 Wisma Indah Siteba Nanggalo, Padang, Indonesia
5	Dr. Mawardi, M. Si	Jalan Mustang No. 14A, RT 002 RW 003, Dadok Tunggul Hitam, Koto Tangah, Padang, Indonesia
6	Hesty Parbuntari, S. Pd., M. Sc	Jalan Sosial No. 60, RT 11 RW 03, Gunung Gajah, Lahat, Sumatera Selatan, Indonesia

No Kode: DAR2/Profesional/187/4/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

MODUL 4. KINETIKA, ENERGETIKA, REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

Dra. Iryani, M.S

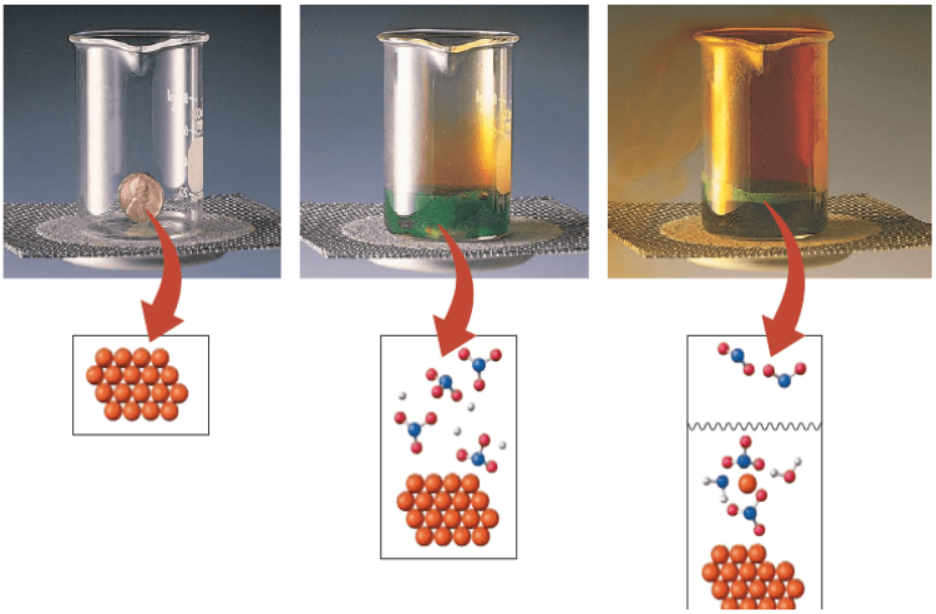
Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si

Dr. Andromeda, M.Si

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si

Dr. Mawardi, M.Si

Hesty Parbuntari, S,Pd., M.Sc



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

No Kode: DAR2/Profesional/187/4/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

MODUL 4. KINETIKA, ENERGETIKA, REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

Penulis:

Dra. Iryani, M.S

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si

Dr. Andromeda, M.Si

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si

Dr. Mawardi, M.Si

Hesty Parbuntari, S,Pd., M.Sc

Editor:

Prof. Dr. Suyatno, M.Si

Dr. paed. Nurma Yunita Indriyanti, M.Si., M.Sc

KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KATA PENGANTAR

Segala puji bagi Allah yang telah memberikan rahmat dan hidayah-Nya kepada penulis sehingga dapat menyelesaikan modul *hybrid learning* bidang studi kimia yang berjudul "**Kinetika, Energetika, Redoks dan Elektrokimia**". Modul ini terdiri dari 4 Kegiatan Belajar (KB), yaitu: KB-1 Kinetika; KB-2 Kesetimbangan Kimia; KB-3 Energetika; dan KB-4 Redoks dan Elektrokimia. Isi pada setiap KB adalah pendahuluan, inti, dan penutup. Pada bagian pendahuluan setiap KB dijelaskan deskripsi singkat dan relevansi materi kimia, serta petunjuk belajar. Bagian inti dijelaskan capaian pembelajaran, pokok-pokok materi, uraian materi, dan forum diskusi. Bagian penutup berisi rangkuman, tes formatif, dan daftar pustaka. Pada bagian akhir KB-4 terdapat tes sumatif dan kunci tes formatif KB-1 sampai dengan KB-4.

Tujuan penyusunan modul *hybrid learning* adalah untuk mewujudkan pembelajaran jarak jauh yang efektif dan efisien bagi guru-guru peserta PPG. Modul ini baru dapat digunakan jika peserta terhubung internet dalam bentuk pembelajaran *online* atau sebutan lainnya dalam-jaringan (daring). Melalui cara ini diharapkan para peserta PPG Dalam Jabatan mengikuti rangkaian program kegiatan yang telah dijadwalkan dengan tidak meninggalkan tugas mengajar.

Modul ini disusun berdasarkan panduan penyusunan bahan ajar program PPG dalam jabatan yang diterbitkan oleh Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan bekerja sama dengan Direktorat Jenderal Pembelajaran dan Kemahasiswaan Kementerian Riset Teknologi dan Pendidikan Tinggi Republik Indonesia tahun 2019. Dalam penyusunan modul ini penulis memperoleh banyak dukungan, bimbingan dan arahan dari berbagai pihak. Pada kesempatan ini disampaikan ucapan terima kasih kepada Bapak Prof. Dr. Suyatno, M.Si., dari Universitas Negeri Surabaya dan Ibu Dr. Paed Nurma Yunita Insdriyanti, M.Si., M.Sc., dari Universitas Sebelas Maret sebagai penyelia bidang kimia, Direktorat Pembinaan Guru Pendidikan Menengah dan Pendidikan Khusus, Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan, Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan yang telah mendanai seluruh kegiatan, serta semua pihak yang telah membantu dalam menyelesaikan penyusunan modul

hybrid learning ini. Semoga dukungan, bimbingan dan arahan yang diberikan menjadi amal ibadah serta mendapat balasan kebaikan dari Allah.

Tim penulis modul berharap semoga modul *hybrid learning* ini bermanfaat untuk meningkatkan kualitas pembelajaran kimia para guru peserta PPG Dalam Jabatan. Akhir kata, diharapkan kritik dan saran dari para pembaca demi kesempurnaan modul ini. Terimakasih.

Padang, November 2019

Tim Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR i
DAFTAR ISI iii
DAFTAR TABEL vi
DAFTAR GAMBAR vii
KEGIATAN BELAJAR 1 KINETIKA 1
A. Pendahuluan 1
1. Deskripsi Singkat 1
2. Relevansi 1
3. Petunjuk Belajar 2
B. Kegiatan Inti 3
1. Capaian Pembelajaran 3
2. Pokok-Pokok Materi 3
3. Uraian Materi 3
4. Forum Diskusi 30
C. Penutup 30
1. Rangkuman 30
2. Tes Formatif 31
DAFTAR PUSTAKA 35
KEGIATAN BELAJAR 2 KESETIMBANGAN KIMIA 36
A. Pendahuluan 36
1. Deskripsi Singkat 36
2. Relevansi 36
3. Petunjuk Belajar 38
B. Kegiatan Inti 38
1. Capaian Pembelajaran 38
2. Pokok-Pokok Materi 39
3. Uraian Materi 39
4. Forum Diskusi 71
C. Penutup 72
1. Rangkuman 72

2. Tes Formatif 73
DAFTAR PUSTAKA 76
KEGIATAN BELAJAR 3 ENERGETIKA 77
A. Pendahuluan 77
1. Deskripsi Singkat 77
2. Relevansi 77
3. Petunjuk Belajar 78
B. Kegiatan Inti 79
1. Capaian Pembelajaran 79
2. Pokok-Pokok Materi 79
3. Uraian Materi 80
4. Forum Diskusi 109
C. Penutup 110
1. Rangkuman 110
2. Tes Formatif 111
DAFTAR PUSTAKA 118
KEGIATAN BELAJAR 4 REDOKS DAN ELEKTROKIMIA 124
A. Pendahuluan 124
1. Deskripsi Singkat 124
2. Relevansi 124
3. Petunjuk Belajar 125
B. Kegiatan Inti 124
1. Capaian Pembelajaran 125
2. Pokok-Pokok Materi 125
3. Uraian Materi 126
4. Forum Diskusi 165
C. Penutup 161
1. Rangkuman 165
2. Tes Formatif 168
DAFTAR PUSTAKA 171
TUGAS TERSTRUKTUR 172

TES SUMATIF 173
KUNCI JAWABAN TES FORMATIF 179
KUNCI JAWABAN TES SUMATIF 180

DAFTAR TABEL

Halaman

1. Contoh reaksi kesetimbangan heterogen dan homogen.....45
2. Konsentrasi N_2O_4 Dan NO_2 pada keadaan awal dan setimbang.....48
3. Harga Kc dan Kp reaksi kesetimbangan heterogen dan homogen.....54
4. Harga Kc pada berbagai temperatur.....55
5. Kalor jenis beberapa zat (J/g°C).....84
6. Entalpi pembentukan standar beberapa senyawa organik.....92
7. Entalpi pembentukan standar zat anorganik 93
8. Daftar energi ikat 100
9. Entalpi pembentukan atom dalam keadaan gas dari unsur pada keadaan standar 100
10. Data entropi beberapa senyawa.....104
11. Data energi bebas gibbs beberapa senyawa organik.....107
12. Daftar energi bebas gibbs beberapa senyawa anorganik 107
13. Hubungan oksidator, reduktor, perubahan bilangan oksidasi dan perubahan elektron.....128
14. Daftar beberapa potensial reduksi standar 143
15. Reaksi-reaksi elektrolisis 151

DAFTAR GAMBAR

Halaman

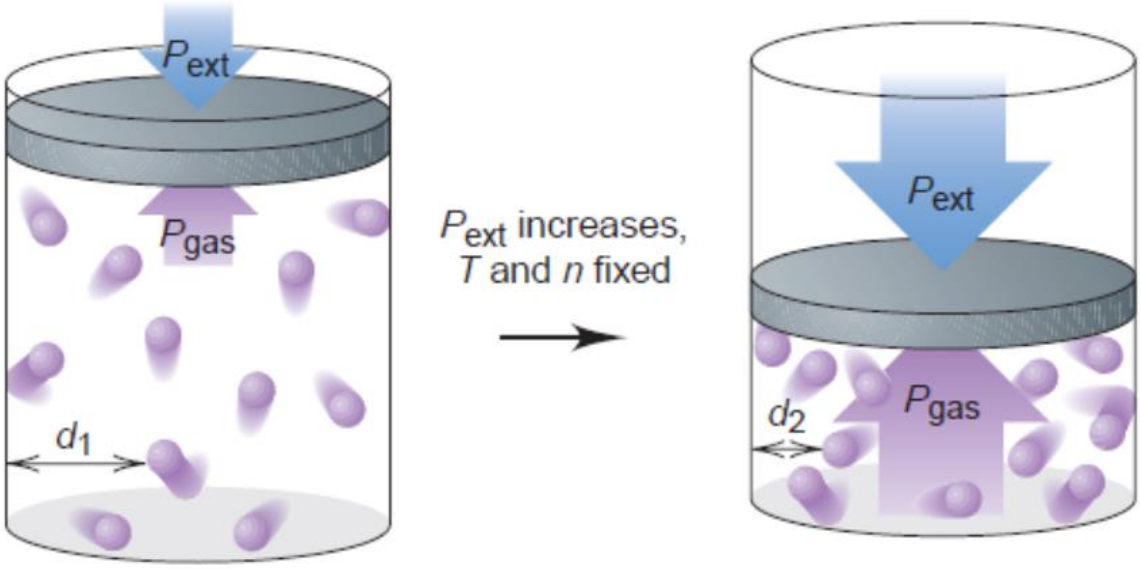
1. (a) Daging masih segar dari freezer (b) Daging busuk di udara terbuka 1
2. Perubahan konsentrasi reaktan menjadi produk setiap 10 detik selama 60 detik.....4
3. Grafik Reaksi A → B seiring bertambahnya waktu 5
4. Perubahan [N_2O_5] dengan waktu 8
5. Perubahan konsentrasi pereaksi/produk reaksi 9
6. Perubahan konsentrasi [A] terhadap t 11
7. Kurva Linier ln A terhadap t 13
8. Kurva hubungan antara $\frac{1}{(A)}$ terhadap Waktu, t 14
9. Tumbukan hidrogen dan iodium yang tidak menghasilkan reaksi 22
10. Tumbukan hidrogen dan iodium yang menghasilkan reaksi 23
11. (a) Reaksi Na dengan air, (b) Kalium lebih cepat bereaksi dengan air dibandingkan Na 24
12. Pembakaran kayu (a) kayu ukuran kecil (b) kayu ukuran besar 25
13. Pengaruh suhu terhadap laju reaksi (a) suhu rendah (b) suhu tinggi 26
14. Perbedaan energi aktivasi antara reaksi tanpa katalis dengan reaksi yang melibatkan katalis. (a) energi aktivasi tanpa katalis, (b) energi aktivasi dengan katalis 28
15. Neraca Ohaus 36
16. Eskalator 39
17. Kesetimbangan dinamis 40
18. Grafik perubahan konsentrasi terhadap waktu.....41
19. Grafik perubahan laju terhadap waktu 43
20. Kesetimbangan air dengan uapnya dalam system tertutup pada suhu kamar 44
21. Kesetimbangan heterogen (a), kesetimbangan homogen (b). 45
22. Ilustrasi jumlah molekul N_2, O_2 dan NO pada kesetimbangan. 48
23. Kesetimbangan heterogen 49
24. Henri Louis Le Châtelier 60
25. Kesetimbangan berdasarkan pengaruh konsentrasi 60
26. (a) Kesetimbangan bergeser ke kanan (b) Kesetimbangan bergeser ke kiri ...61
27. Pengaruh suhu terhadap pergeseran kesetimbangan. 62
28. Carl Bosh 64
29. Fritz Haber 64
30. Pengaruh perubahan konsentrasi terhadap pergeseran kesetimbangan campuran gas NH_3, N_2 dan H_2 65
31. Pengaruh perubahan konsentrasi terhadap pergeseran kesetimbangan campuran gas SO_3, O_2 dan SO_2.....67
32. Ibu memeluk anaknya 78
33. Sistem tertutup 80
34. Air di dalam tiga termos yang menggambarkan tiga jenis sistem 81
35. (a) Kerja Ekspansi, (b) Kerja kompresi 82

36. Proses merebus air 83
37. (a) Pemampatan pegas mempunyai energi potensial (b) Ketika pegas dilepas energi potensial yang dimiliki diubah menjadi energi kinetik.....87
38. Kalorimeter Bom 95
39. Jalur pendakian gunung 96
40. Diagram entalpi untuk pembentukan CO_2(g) dari unsur-unsurnya melalui dua tahap yang berbeda.....97
41. Perubahan entalpi untuk reaksi kapur tohor dengan air.....98
42. Proses yang menghasilkan kenaikan entropi sistem (a) Pelelehan: $Scairan > Spadatan$, (b) Penguapan: $Suap > Scairan$, (c) Pelarutan $Spadatan < Szat\ terlarut + Spelarut$, (d) Pemanasan $ST2 > ST1$ 103
43. Mencuci dicampur dengan pemutih pakaian 123
44. Proses pemutihan dengan zat pemutih.....123
45. Contoh reaksi redoks (pembentukan senyawa ion) 126
46. Contoh reaksi redoks (pembentukan senyawa kovalen).....127
47. Oksidasi dan reduksi 128
48. Sepotong logam Zn dicelupkan ke dalam larutan Cu^{2+} 136
49. Suatu rangkaian Sel Volta, yang mengubah energi reaksi redoks menjadi energi listrik 137
50. Elektroda hidrogen standar (SHE) 142
51. Sel volta dengan setengah-selnya SHE.....142
52. Baterai kering (Sel Leclanche) dan komponennya 147
53. Baterai basah (aki) dan komponennya 147
54. Sel elektrolisis dari lelehan NaCl.....150
55. Hasil percobaan elektrolisis larutan KI.....154

No Kode: DAR2/Profesional/187/4/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

KINETIKA



Dra. Iryani, M.S

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si

Dr. Andromeda, M.Si

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si

Dr. Mawardi, M.Si

Hesty Parbuntari, S,Pd., M.Sc

KEMENTRIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 1
LAJU REAKSI

A. PENDAHULUAN

1. Deskripsi Singkat

Materi laju reaksi ini merupakan kegiatan belajar (KB) 1 dari modul 4 dan diberi alokasi waktu 24 jam latihan. KB tersebut membahas tentang laju reaksi. Laju reaksi adalah laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk per satuan waktu. Materi laju reaksi ini terdiri dari konsep laju reaksi, hukum laju dan orde reaksi, metode penentuan laju reaksi, konstanta laju, persaamaan laju reaksi, faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi yang terdiri dari kereaktifan zat, pengaruh konsentrasi, luas permukaan, suhu dan katalis.

2. Relevansi

Materi laju reaksi banyak kaitannya dalam kehidupan sehari-hari, contohnya pada proses pembusukan bahan makanan seperti daging dan ikan segar. Kira-kira kenapa Anda harus menyimpan daging dan ikan segar didalam *frezeer* jika tidak akan langsung di masak? Biasanya bahan makanan ini jika dibiarkan diudara terbuka akan lebih cepat mengalami pembusukan, untuk memperlambat reaksi pembusukan ini biasanya kita harus menyimpannya didalam *freezer* yang suhunya lebih rendah dibandingkan udara luar. Seperti yang terlihat pada Gambar 1.

Gambar 1(a) Daging masih segar dari freezer (b) Daging busuk di udara terbuka (sumber: (a.) https://food.detik.com/info-kuliner/d-3593864/ (b.)https://m.radarbangka.co.id)

Contoh lainnya, pernahkah Anda menambahkan nenas muda kedalam rebusan, sewaktu memasak daging? jika pernah apa fungsi penambahan nenas muda tersebut? Tentu kita sudah mengetahuinya, yaitu untuk membuat daging lebih cepat empuk, hal ini terjadi karena di dalam nenas muda terdapat *enzim protease* yang berfungsi sebagai katalis pada pemutusan ikatan peptida pada protein yang terdapat dalam daging tersebut.

Selain itu laju reaksi ini banyak juga diterapkan dalam industri contohnya dalam pembuatan amoniak, asam sulfat dan asam nitrat. Berdasarkan contoh diatas dapat kita ketahui bahwa kecepatan reaksi dipengaruhi oleh beberapa faktor seperti suhu dan katalis serta beberapa faktor lainnya yang akan kita bahas pada kegiatan ini. Materi laju reaksi merupakan materi pra syarat untuk mempelajari materi kesetimbangan kimia, mekanisme laju reaksi SN 1 dan SN 2 pada senyawa organik dan reaksi-reaksi pada proses biokimia.

3. Petunjuk Belajar

Proses pembelajaran yang Anda ikuti akan berjalan dengan lancar bila Anda mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut:

a. Pahamilah capaian pembelajaran dan uraian materi pada setiap KB!
b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan link media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 2 (M4KB2)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk Kegiatan 2. Poin

untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada soal. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan.

$$\text{NA kegiatan} = \frac{KB1 + KB2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. KEGIATAN INTI

1. Capaian Pembelajaran

Setelah mempelajari modul ini, diharapkan Anda mampu menganalisis hubungan struktur materi dengan sifat-sifat dinamis, kereaktifan, energi dan fungsi dalam berbagai perubahan kimia.

2. Materi Pokok

a. Konsep Laju Reaksi

b. Hukum Laju dan Orde Reaksi

c. Waktu Paro

d. Persamaan Laju Reaksi

e. Pengaruh Tumbukan terhadap Laju Reaksi

f. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

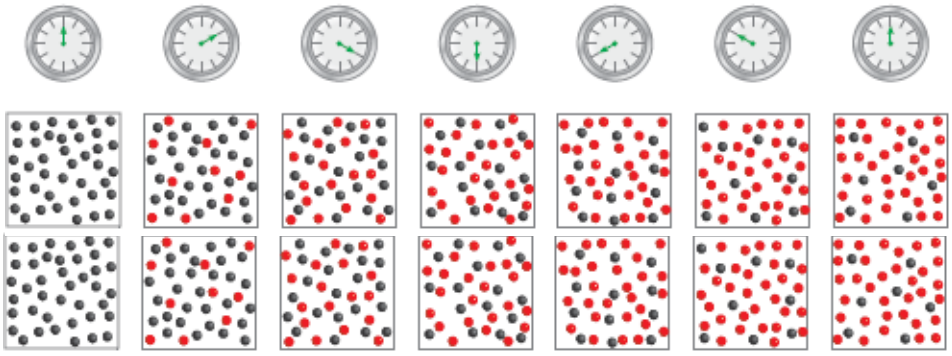
3. Uraian Materi

a. Konsep Laju Reaksi

Kinetika kimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari dinamika reaksi yang meliputi laju reaksi, orde reaksi yang diperoleh dari hasil percobaan, hukum atau persamaan laju, konstanta laju dan mekanisme reaksi (Mon, I., dkk., 2012). Mari kita perhatikan beberapa reaksi kimia seperti: besi berkarat, proses pematangan buah-buahan, susu menjadi asam, kertas terbakar, pembakaran bensin. Reaksi kimia tersebut berlangsung pada berbagai kecepatan, ada reaksi yang berlangsung lambat dan ada yang cepat. Tentu anda sudah bisa mengelompokkan contoh reaksi

diatas kedalam reaksi cepat dan lambat. Kalau begitu apa itu konsep dari laju reaksi tersebut?

Laju reaksi atau kecepatan reaksi adalah perubahan konsentrasi pereaksi maupun produk dalam satuan waktu. Laju suatu reaksi dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi, atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk persatuan waktu. Konsentrasi biasanya dinyatakan dalam mol per liter (molar/M). Satuan waktu dapat berupa detik, menit, jam hari atau bahkan tahun, tergantung pada apakah reaksi itu berlangsung cepat atau lambat (Keenan, 1986: 516). Untuk lebih jelasnya konsep laju reaksi ini bisa kita lihat pada Gambar 2.



Gambar 2. Perubahan konsentrasi reaktan menjadi produk setiap 10 detik selama 60 detik (Chang, 2010: 558)

Keterangan :

: molekul reaktan

: molekul produk

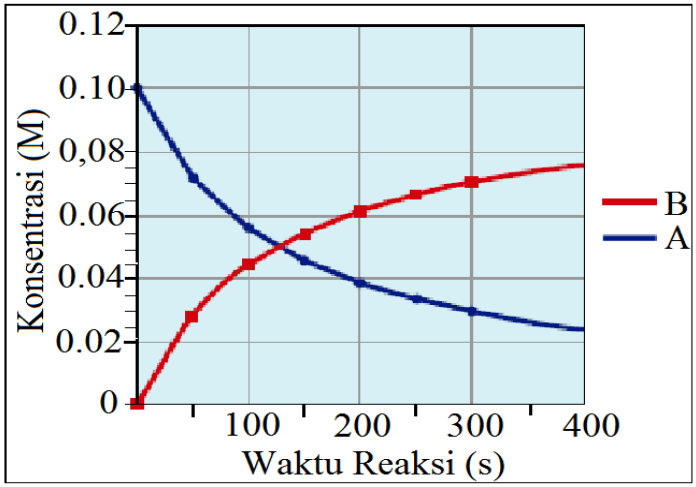
Berdasarkan Gambar 2 informasi apa yang dapat anda peroleh? Kemukakanlah pendapat anda terkait konsep laju reaksi berdasarkan Gambar 2 tersebut!

Pengertian laju dalam reaksi kimia hampir sama dengan pengertian kecepatan dalam ilmu fisika, tetapi yang membedakan adalah, untuk kecepatan (v) yang dihitung adalah perubahan jarak persatuan waktu. Sedangkan laju (r) yang dihitung adalah perubahan konsentrasi persatuan waktu. Misalnya seseorang yang mengendarai mobil menempuh jarak 180 km selama 2 jam, maka kecepatan rata-rata dari mobil tersebut adalah 90

km/jam. Artinya, setiap 1 jam jarak yang ditempuh mobil bertambah 90 km. Begitu juga dengan laju reaksi misalnya reaksi hidrolisis senyawa sukrosa menjadi glukosa, jika 10 M sukrosa dihidrolisis dalam suasana asam setelah 2 jam akan terbentuk 5 M glukosa. Hal ini berarti setiap 1 jam akan dihasilkan glukosa sebanyak 2,5 M atau setiap 1 jam akan terjadi pengurangan konsentrasi sukrosa sebanyak 2,5 M.

Laju reaksi terbagi menjadi dua yaitu laju reaksi rata-rata dan laju reaksi sesaat. Laju reaksi rata-rata adalah perubahan konsentrasi zat dalam **selang waktu tertentu**, laju reaksi rata-rata menggunakan Δt. Sedangkan laju reaksi sesaat adalah perubaahan konsentrasi zat pada **waktu tertentu**, laju sesaat dari suatu reaksi tidak dihitung, tetapi diperoleh dari aluran perubahan konsentrasi terhadap waktu biasanya menggunakan diferensial.

Berikut ini merupakan contoh dari laju reaksi rata-rata. Silahkan Anda amati Gambar 3 yang merupakan grafik dari reaksi: A → B



Gambar 3. Grafik reaksi A → B seiring bertambahnya waktu (Brady, 2012: 637)

Keterangan: A (biru) = reaktan dan B (merah) = produk

Berdasarkan Gambar 2, bagaimanakah hubungan antara berkurangnya A, bertambahnya B setiap perubahan waktu?

Secara umum kita dapat menyatakan laju pada perubahan konsentrasi A dan B terhadap selang waktu tertentu, sebagai berikut.

$$r = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t} \quad r = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$r\,A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{atau} \quad r\,B = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Keterangan: Δ[A] dan Δ[B] adalah perubahan konsentrasi (dalam molaritas) selang waktu tertentu (Δt). karena konsentrasi A ***menurun*** selama selang waktu tersebut, maka Δ[A] merupakan kuantitas negatif. Laju reaksi adalah kuantitas positif, sehingga tanda minus diperlukan dalam rumus laju agar lajunya positif. Sebaliknya, laju pembentukan produk tidak memerlukan tanda minus sebab Δ[B] adalah kuantitas positif (Konsentrasi B ***meningkat*** seiring waktu).

Untuk reaksi yang koefisiennya lebih besar dari satu, maka penulisan rumus laju ditentukan oleh koefisien reaksinya. Contohnya bisa kita lihat pada persamaan reaksi berikut:

$$\mathbf{2A \rightarrow B}$$

Berdasarkan persamaan diatas dapat kita ketahui bahwa dua mol A akan habis beraksi membentuk 1 mol B pada selang waktu tertentu. Artinya kecepatan reaksi berkurangnya A pada waktu tertentu dua kali lebih cepat dibandingkan laju terbentuknya B pada selang waktu tertentu. Untuk reaksi diatas persamaan lajunya dapat ditulis sebagai berikut:

$$\text{Laju} = -\frac{1}{2}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{atau} \quad \text{Laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Persamaan reaksi kimia juga dapat ditulis sebagai berikut :

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

A dan B adalah zat-zat pereaksi (reaktan), C dan D merupakan zat-zat hasil reaksi (produk), dan a, b, c, d merupakan koefisien reaksi (Brady, 2012). Persamaan laju reaksinya menjadi:

$$r = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Dengan demikian maka laju reaksi dapat dinyatakan $\frac{1}{n}$ kali perubahan konsentrasi persatuan waktu untuk zat dengan n mol pada persamaan reaksi.

Contoh soal :

1. Tulislah rumus laju untuk reaksi-reaksi berikut ini ditinjau dari hilangnya reaktan dan munculnya produk:
   a. I^- *(aq)* + OCl^- *(aq)* $\rightarrow$ Cl^- *(aq)* + OI^- *(aq)*
   b. $3O_2$ *(g)* $\rightarrow$ $2O_3$ *(g)*
   c. $4NH_3$ *(g)* + $5O_2$ *(g)* $\rightarrow$ $4NO$ *(g)* + $6H_2O$ *(g)*

   Penyelesaian:

   a. Karena setiap koefisen stoikiometriknya adalah 1

$$\text{laju} = -\frac{\Delta[I^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[OCl^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[Cl^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[OI^-]}{\Delta t}$$

   b. Dalam hal ini, koefisiennya adalah 3 dan 2 sehingga

$$\text{Laju} = -\frac{1}{3}\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[O_3]}{\Delta t}$$

   c. Dalam reaksi ini

$$\text{laju} = -\frac{1}{4}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5}\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4}\frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

2. Reaksi peguraian N_2O_5 adalah sebagai berikut:

$$2N_2O_5 \xrightarrow[45^oC]{\text{Dalam } CCl_4} 4\,NO_2 + O_2$$

   Berdasarkan eksperimen yang dilakukan diperoleh data sebagai berikut:

Waktu, t (s)	Konsentrasi (N_2O_5 mol L^{-1})	Laju rata-rata dalam selang waktu (mol L^{-1} s^{-1})	Laju sesaat pada t (mol L^{-1} s^{-1})
0	2,15	1,5 x 10^{-3}	1,34 x 10^{-3}
100	2,00	1,3 x 10^{-3}	1,26 x 10^{-3}
300	1,75	1,0 x 10^{-3}	1,12 x 10^{-3}
700	1,35	0,76 x 10^{-3}	0,85 x 10^{-3}
1000	1,12	0,53 x 10^{-3}	0,71 x 10^{-3}
1700	0,75	0,38 x 10^{-3}	0,47 x 10^{-3}
2100	0,60	0,29 x 10^{-3}	0,38 x 10^{-3}

   Tentukanlah laju rata-rata dan laju sesaat dari reaksi tersebut!

   Penyelesaian:

Pada awal reaksi (t=0), konsentrasi N_2O_5, 2,15 mol L^{-1} dan pada t = 100 s konsentrasi N_2O_5 menjadi 2,00 mol L^{-1} dan setelah dihitung laju rata-rata 1,5 x 10^{-3} mol L^{-1} s^{-1}.

$$\text{Laju rata-rata} = -\frac{[N_2O_5]_2 - [N_2O_5]_1}{t_2 - t_1}$$

Misalnya pada t_1 = 300 s, $[N_2O_5]$ = 1,75 mol L^{-1}

Pada t_2 = 700 s, $[N_2O_5]$ = 1,35 mol L^{-1}

$$\text{laju rata-rata} = -\frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{(1{,}35-1{,}75)\text{mol}L^{-1}}{(700-300)\text{s}}$$

$$= \frac{0{,}40\,\text{mol/L}}{400\,\text{s}} = 1{,}3 \times 10^{-3}\ \text{mol}\ L^{-1}\ s^{-1}$$

Berdasarkan tabel diatas kesimpulan apa yang dapat anda ambil?

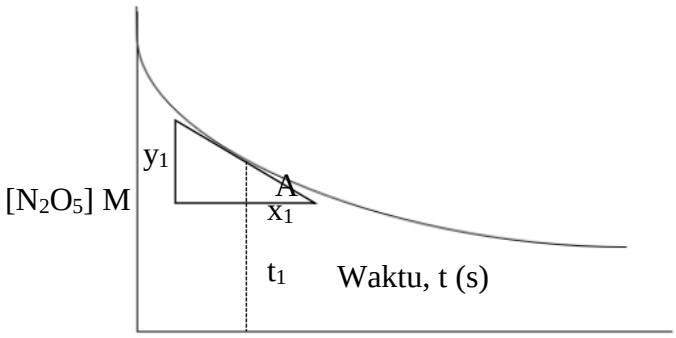
Selain laju rata-rata kita juga dapat menghitung laju sesaat untuk soal diatas. Laju reaksi sesaat ini merupakan laju yang penting dalam kinetika kimia.

$$\frac{\text{limit}}{\Delta t \to 0} = \frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{d[N_2O_5]}{dt}$$

Harga laju sesaat untuk reaksi,

$$2N_2O_5\,(g) \rightarrow 4\,NO_2\,(g) + O_2(g)$$

Grafik aluran konsentrasi N_2O_5 terhadap waktu bisa kita lihat berikut ini:



Gambar 4. Perubahan $[N_2O_5]$ dengan waktu

Jadi, pada waktu t_1 (s), sesuai dengan titik A, laju reaksi adalah:

$$-\frac{d[N_2O_5]}{dt} = \frac{y_1}{x_1}$$

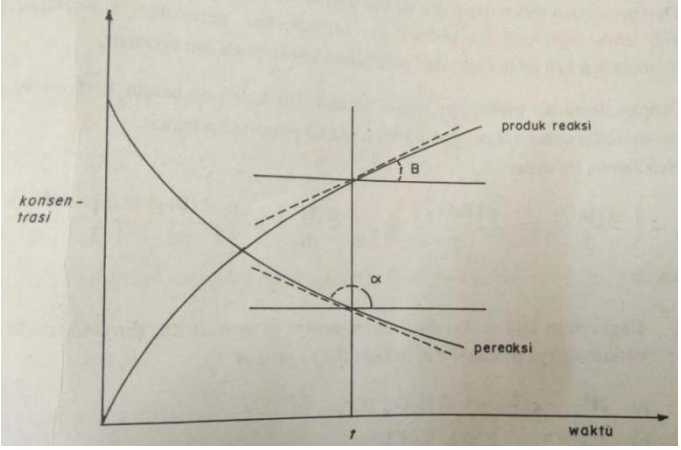
Sesuai dengan persamaan reaksi,

$$-\frac{d[NO_2]}{dt} = -\frac{2d[N_2O_5]}{dt} = \frac{2y_1}{x_1}$$

dan

$$\frac{d[O_2]}{dt} = -\frac{1}{2}\frac{d[N_2O_5]}{dt} = \frac{y_1}{2x_1}$$

Perubahan konsentrasi pereaksi dan produk reaksi dengan waktu dapat dilkukiskan dengan grafik pada Gambar 5.



Gambar 5. Perubahan konsentrasi pereaksi/produk reaksi

Dari grafik dapat diketahui, laju seketika dapat dinyatakan dengan,

$$\text{Laju} = \frac{d[\text{pereaksi}]}{dt} = \text{tang}\ \alpha$$

$$\text{Laju} = \frac{d[\text{produk reaksi}]}{dt} = \text{tang}\ \beta$$

Jika [A] menyatakan konsentrasi pereaksi A diukur pada waktu t, maka

$$\text{Laju} = -d[A]/dt$$

Jika α menyatakan konsentrasi awal dari A dan x adalah konsentrasi produk reaksi pada t maka,

$$\text{Laju} = +dx/dt$$

$$\text{Laju} = -\frac{d(a-x)}{dt}$$

b. Hukum Laju dan Orde Reaksi

Salah satu cara yang bisa kita gunakan untuk mengkaji pengaruh konsentrasi reaktan terhadap laju reaksi adalah dengan menentukan bagaimana laju awal bergantung pada konsentrasi awal. ***Hukum laju*** merupakan persamaan yang menghubungkan laju reaksi dengan konstanta laju dan konsentrasi reaktan. Sedangkan jumlah dari pangkat-pangkat konsentarasi reaktan yang ada dalam hukum laju disebut dengan ***orde reaksi*** keseluruhan.

Jika suatu reaksi hanya melibatkan satu reaktan, maka hukum laju dapat dengan mudah kita tentukan yaitu dengan cara mengukur laju awal reaksi sebagai fungsi konsentrasi reaktan. Sedangkan untuk reaksi yang melibatkan lebih dari satu reaktan, kita dapat menentukan hukum laju dengan mengukur ketergantungan laju reaksi terhadap konsentrasi masing-masing reaktan, satu per satu.

Laju reaksi akan dipengaruhi oleh setiap perubahan konsentrasi zat-zat yang bereaksi. Sehingga pengaruh tersebut secara matematis ditunjukkan dalam suatu persamaan laju reaksi. Untuk persamaan reaksi secara umum bisa kita lihat sebagai berikut:

$$mA + nB \rightarrow pC + qD,$$

maka persamaan lajunya adalah:

$$r = k\,[A]^x[B]^y$$

Keterangan:

r = laju reaksi (M/s)

k = konstanta laju

[A] = konsentrasi zat A

[B] = konsentrasi zat B

x = orde reaksi terhadap A

y = orde reaksi terhadap B

x + y = orde total reaksi

Jadi, untuk menentukan persamaan laju dari suatu reaksi, kita harus menentukan terlebih dahulu orde reaksinya. Orde reaksi ini hanya bisa ditentukan melalui data hasil percobaan.

1) Orde Nol

Suatu reaksi dikatakan orde nol, apabila konsentrasi dari reaktan tidak mempengaruhi laju reaksi.

$$A \rightarrow B$$

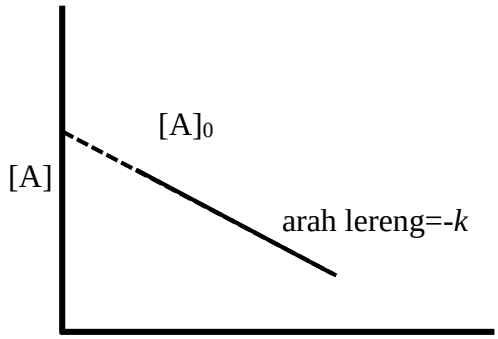
Sehingga dapat ditulis persamaan laju reaksinya sebagai berikut:

$$r = k\,[A]^0 \quad \text{atau} \quad -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^0$$

$$\text{maka} \quad -\frac{d[A]}{dt} = k$$

Dari persamaan diatas hasil integralnya adalah : $[A] = -kt + [A_0]$

Jika [A] dialurkan terhadap garis lurus akan diperoleh garis lurus. Grafik perubahan konsentrasi terhadap waktu pada orde nol sebagai berikut.



Gambar 6. Perubahan konsentrasi [A] terhadap t

Laju pembentukan produk dapat dinyatakan dengan persamaan:

$$\frac{dx}{dt} = k$$

Hasil integral antara limit x = 0, pada t = 0 dan x=x pada waktu t adalah

$$x = k\,t$$

$$r = k \times 1 = k$$

Jadi, dapat kita simpulkan pada orde nol laju reaksi sama dengan konstantan lajunya.

2) Orde Satu

Contoh Reaksi: $A \rightarrow B$

Jika dianggap reaksi ini adalah orde satu, maka hukum laju dapat dinyatakan sebagai:

$$r = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^1 \text{ atau } -\frac{d[A]}{[A]} = k.\,dt$$

Bila persamaan diintegrsikan dengan batasan A =A_0 pada t=0 dan A=A pada t=t maka akan diperoleh:

$$-\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]} = k\int_0^t dt$$

Hasil integralnya: $\boxed{k.t = \ln\frac{[A_0]}{[A]}}$

$$\ln [A] = -kt + \ln [A]_0$$

$$k = 1/t\ (\ln A_0 - \ln A)$$

Jika konsentrasi A sangat kecil dan zat yang bereaksi pada waktu t sebesar x, maka zat A yang tinggal pada waktu t adalah a-x, sehingga diperoleh.

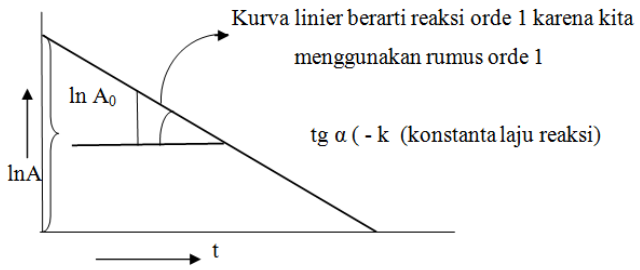
$$\boxed{k.t = \ln\frac{a}{a-x}}$$

a = konsentrasi A mula-mula

a-x = konsentrasi A pada waktu t

Persamaan ini dapat digunakan untuk menafsirkan data hasil eksperimen dalam menentukan orde reaksi, konstanta laju dan persamaan laju reaksinya. Bila rumus ini digunakan untuk mengolah data hasil eksperimen dan harga k yang diperoleh konstan, maka disimpulkan reaksi adalah orde satu (karena yang digunakan adalah rumus orde satu). Rumus hasil integrasi juga dapat digunakan dalam bentuk kurva linier, dimana y = ax + b. Untuk reaksi orde satu $\rightarrow$ ln (A) = - k t + ln (A_0)

Jika dibuat kurva hubungan antara y dengan x, akan diperoleh kurva linier dengan sudut kemiringan (slop, tg α) = a dan perpotongan sumbu y dengan x (intercept) = b. Bila kurva ini diterapkan untuk rumus orde 1, yaitu kurva ln (A) Terhadap t dan diperoleh tg α = - k (konstanta laju) dan intersep adalah ln (A_0). Kurvanya dapat Anda lihat pada Gambar 7.



Gambar 7. Kurva linier ln A terhadap t

3) Orde Dua

Untuk reaksi orde dua, satu komponen seperti reaksi dengan persamaaan berikut ini.

2 A→ B, maka hukum persamaan lajunya adalah:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k_1[A]^2 \qquad \text{(persamaan 1)}$$

Bentuk lain dari persamaan 1 adalah : $k.dt = -\frac{d[A]}{[A]}$ (persamaan 2)

Jika persamaan 2 diintegralkan maka akan diperoleh persamaan seperti berikut ini :

$$-\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]^2} = k\int_0^t dt$$

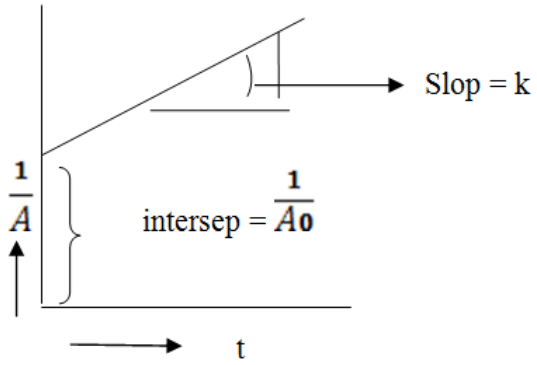
$$\boxed{\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[Ao]} = kt} \qquad \text{(persamaan 3)}$$

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[Ao]}$$

Jika a = konsentrasi mula-mula (A_0), x= A yang telah bereaksi pada waktu t, a-x = konsentrasi A pada waktu t. sehingga persamaan ini bisa ditulis:

$$kt = \frac{x}{a(a-x)}$$

Jika data percobaan diolah dengan menggunakan rumus orde dua dan diperoleh harga k konstan, maka terbukti reaksi adalah orde dua. Cara lainnya adalah dengan membuat grafik hubungan antara $\frac{1}{[A]}$ terhadap waktu (t), maka akan diperoleh kurva linier dengan sudut kemiringan k dan intersep $\frac{1}{[A_0]}$, seperti yang terlihat pada Gambar 8.



Gambar 8. Kurva hubungan antara $\frac{1}{(A)}$ terhadap waktu, t (Mon, I., dkk, 2012)

4) Orde Tiga

Suatu reaksi dikatakan berorde tiga terhadap reaktan apabila laju reaksinya berbanding lurus dengan konsentrasi reaktan itu dipangkatkan tiga. Misalnya "jika konsentrasi pereaksi dinaikkan dua kali maka laju reaksinya akan meningkat delapan kali lebih cepat dari semula". Untuk reaksi orde tiga dengan tiga reaktan dengan persamaan umum:

$$A + B + C \rightarrow \text{produk}$$

Jika konsentrasi awal A = B = C. Hukum lajunya dituliskan:

$r = k[A]^3$ atau $r = k[B]^3$ atau $r = k[C]^3$, dari persamaan ini maka persamaan laju dalam diferensial dapat ditulis sebagai berikut :

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^3, \text{ atau } -\frac{d[B]}{dt} = k\,[B]^3, \text{ atau } -\frac{d[C]}{dt} = k\,[C]^3$$

Apabila a adalah konsentrasi zat mula-mula dan x adalah zat yang telah bereaksi selama waktu t, maka persamaan diferensial diatas dapat kita tulis sebagai berikut:

$$\frac{dx}{dt} = k(a-x)^3$$

Jika persamaan ini kita integralkan antara limit x=0, pada t= 0 dan x =x pada waktu t.

$$\int_0^x \frac{dx}{(a-x)^3} = k\int_0^t dt$$

$$\frac{1}{2(a-x)^2} = kt + \text{tetapan}$$

Jika x = 0, t=0 maka tetapan = $\frac{1}{2a^2}$

$$\boxed{k\,t = \frac{1}{2(a-x)^2} - \frac{1}{2a^2}}$$

(Achmad, 2001: 175)

c. Waktu Paro

Waktu paro dilambangkan dengan $t_{1/2}$. waktu paro ini adalah waktu yang dibutuhkan oleh reaktan untuk bereaksi sehingga konsentrasi pereaksi menjadi sentengah.Untuk reaksi orde ke-n

$$\boxed{\frac{dx}{dt} = k\,(a - x)^n}$$

Waktu paro yang akan dibahas pada kegiatan ini adalah waktu paro orde nol, satu dan dua adalah sebagai berikut:

1) Waktu Paro Orde Nol

Waktu paro orde nol dapat diturunkan dari hukum laju dalam bentuk integral, dengan uraian sebagai berikut:

$$k.t = x$$

Pada saat t= $t_{1/2}$ maka x=1/2a sehingga persamaan diatas menjadi: $k.t_{1/2}$=1/2a, sehingga:

$$\boxed{t_{1/2} = \frac{a}{2k}}$$

2) Waktu Paro Orde Satu

Waktu paro orde satu dapat diturunkan dari hukum laju dalam bentuk integral, dengan uraian sebagai berikut:

$$k.t = \ln\frac{a}{a-x}$$

Pada saat t= $t_{1/2}$ maka x=1/2 a, jika harga ini kita subsitusikan ke persamaan diatas maka diperoleh.

$$k.t_{1/2} = \ln\frac{a}{a-1/2a}$$

$$k.t_{1/2} = \ln\frac{a}{1/2a}$$

$$k.t_{1/2} = \ln 2$$

$$\boxed{t_{1/2} = \frac{0,693}{k}}$$

3) Waktu Paro Orde Dua

Waktu paro orde dua dapat diturunkan dari hukum laju dalam bentuk integral, dengan uraian sebagai berikut:

$$kt = \frac{x}{a(a-x)}$$

Pada saat t= $t_{1/2}$ maka x=1/2 a, jika harga ini kita subsitusikan ke persamaan diatas maka diperoleh:

$$k.t_{1/2} = \frac{1/2a}{a(a-1/2a)}$$

$$k.t_{1/2} = \frac{\frac{1}{2}a}{\frac{1}{2}a^2}$$

$$k.t_{1/2} = \frac{1}{a}$$

$$\boxed{k.t_{1/2} = \frac{1}{a}}$$

d. Persamaan Laju

Persamaan laju adalah persamaan yang menghubungkan laju reaksi dengan konsentrasi/tekanan spesi yang terlibat dalam reaksi (pereaksi, hasil reaksi, katalis, dll.). Sedangkan konstanta laju adalah suatu konstanta pada laju reaksi, dimana laju reaksi apabila semua konsentrasi pereaksi 1 molar. Persamaan laju hanya dapat ditentukan secara percobaan dan tidak dapat ditentukan dari koefisien reaksi.

Dari persamaan reaksi: $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$ didapatkan persamaan laju reaksinya sebagai berikut:

$$r = k\,[H_2]\,[I_2]$$

Berdasarkan persamaan tersebut maka:

Orde terhadap H_2 = 1

Orde terhadap I_2 = 1

Untuk menentukan persamaan laju reaksi harus ditentukan terlebih dahulu berapa orde reaksi tersebut. Orde reaksi hanya dapat ditentukan berdasarkan data hasil percobaan.

1) Metode Penentuan Laju

a) Metode integral
b) Metode grafik
c) Metode laju awal
d) Metode waktu fraksi

Penjelasan tentang metoda integral dan metoda grafik bisa dilihat pada video tutorial, uraian tentang metode lainnya adalah sebagai berikut.

a) Metode laju awal

Pada metode ini dilakukan sederetan eksperimen dengan konsentrasi awal yang berbeda-beda. Kemudian dengan membandingkan laju awal, maka dapat diperoleh orde reaksi. Contohnya adalah reaksi berikut:

$$2N_2O_5\,(g) \rightarrow 4NO_2\,(g) + O_2(g)$$

Dari hasil eksperimen diperoleh data sebagai berikut.

No.	Konsentrasi awal N_2O_5 (mol L^{-1})	Laju awal berkurangnya N_2O_5 (mol L^{-1} s^{-1})
1.	$1{,}0 \times 10^{-2}$	$4{,}8 \times 10^{-6}$
2.	$2{,}0 \times 10^{-2}$	$9{,}6 \times 10^{-6}$

Tentukanlah persamaan laju dari reaksi diatas!

Penyelesaian:

Jika konsentrasi dijadikan 2 kali semula maka laju menjadi dua kali lebih cepat. Untuk menentukan persamaan laju maka kita harus menentukan orde reaksi terlebih dahulu dengan cara membandingkan laju 2 dengan laju 1.

$$r = k\,[N_2O_5]^x$$

$$\frac{r_2}{r_1} = k\frac{[N_2O_5]_2}{[N_2O_5]_1}$$

$$2 = k.\,(2)^x,\ 2 = k.(2)^1$$

$$X = 1$$

Kesimpulannya :

$$\text{Laju} = k\,[N_2O_5]$$

Orde reaksi adalah satu

Berdasarkan eksperimen 1 bisa ditentukan harga k

$4{,}8 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1} = k x $1{,}0 \times 10^{-2}$mol L^{-1}

$$k = \frac{4{,}8\times10^{-6}\,\text{mol}\,L^{-1}s^{-1}}{1{,}0\times10^{-2}\,\text{mol}\,L^{-1}}$$

$k = 4{,}8 \times 10^{-4}\ s^{-1}$

b) Metode Waktu Fraksi

Metoda ini hanya digunakan untuk reaksi-reaksi yang berkaitan dengan zat-zat yang bereaksi yang mempunyai konsentrasi sama dan biasanya digunakan waktu paro.

Contohnya waktu paro untuk:

Reaksi orde kesatu $t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$

Reaksi orde kedua $t_{1/2} = \frac{1}{k\,a}$

Contoh Soal :

Dari percobaan misalnya gas A dan gas B bereaksi menurut persamaan berikut

$$A(g) + B(g) \rightarrow C(g) + D(g)$$

Pengaruh konsentrasi A dan B terhadap laju reaksi ditemukan sebagai berikut ini.

Percobaan	A (M)	B (M)	r (M/s)
1	0,1	0,1	4
2	0,2	0,1	16
3	0,1	0,3	12

Tentukanlah:

a. Orde reaksi A
b. Orde reaksi B
c. Persamaan laju reaksi
d. Orde reaksi
e. Nilai

Penyelesaian:

Kita misalkan persamaan laju reaksinya adalah $r = k\,[A]^x[B]^y$

a. Untuk menentukan orde reaksi A maka [B] harus tetap, karena itu diambil data percobaan 1 dan 2.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{[A]_1^x}{[A]_2^x}$$

$$\frac{4}{16} = \frac{(0,1)^x}{(0,2)^x}$$

$$\frac{1}{4} = (\frac{1}{2})^x$$

$$x = 2$$

Jadi, pangkat reaksi A adalah 2. Maka orde reaksi terhadap A= 2

b. Untuk menentukan orde reaksi B maka [A] harus tetap, karena itu diambil data percobaan 1 dan 3.

$$\frac{r_1}{r_3} = \frac{[B]_1^y}{[B]_3^y}$$

$$\frac{4}{12} = \frac{(0,1)^y}{(0,3)^y}$$

$$\frac{1}{3} = (\frac{1}{3})^y$$

$$y = 1$$

Jadi, pangkat reaksi B adalah 1. Maka orde reaksi terhadap B = 1

c. Persamaan laju reaksinya adalah r = k $[A]^2[B]$

d. Orde reaksi = 2 + 1 = 3

e. Untuk menentukan harga k, data percobaan dimasukkan pada persamaan laju reaksi. Misalnya dimasukkan data percobaan 1.

$$r = k\,[A]^2[B]$$

$$r = k\,[0,1]^2[0,1]$$

$$r = k \times 10^{-2} \times 10^{-1}$$

$$k = \frac{4}{10^{-3}} = 4.000$$

2) Mekanisme Reaksi

Reaksi kimia terdiri atas beberapa tahap reaksi elementer.

a) Reaksi elementer dan reaksi rumit

Reaksi erlementer merupakan reaksi yang tidak terdiri dari tahap-tahapan reaksi, sedangkan reaksi rumit merupakan reaksi yang terdiri dari beberapa tahap reaksi erlementer.

b) Tahap penentu laju

Laju reaksi keseluruhan sangat ditentukan oleh tahap reaksi yang paling lambat. Tahap reaksi inilah yang kita namakan sebagai tahap penentu laju.

c) Kemolekulan reaksi

Kemolekulan reaksi merupakan jumlah moleku lpereaksi pada tahap penentu laju. Pada tahap tersebut kemolekulan reaksi sama dengan orde reaksi.

d) Reaksi rantai

Reaksi rantai terjadi melalui tahap-tahap inisiasi, propagasi dan terminasi. Reaksi ini biasa terjadi pada reaksi radikal bebas. Inisiasi (pengawalan): reaksi pembentukan radikal bebas. Propagasi (perambatan): reaksi radikal bebas dengan molekul menghasilkan radikal bebas dan molekul yang lain. Terminasi (pengakhiran): pengakhiran tahap propagasi, antara lain akibat penggabungan radikal menghasilkan molekul stabil.

e) Hukum laju dan mekanisme reaksi

Hukum laju dapat ditentukan dari informasi tentang tahap penentu laju. Dari persamaan laju tahap tersebut, dan dengan mensubstitusi konsentrasi spesi-spesi antara, kita dapat menentukan hukum laju keseluruhan. Tahap-tahap sebelum tahap penentu laju, dapat kita anggap berada dalam keadaan setimbang selama reaksi berlangsung.

Contoh:

$A + B \rightarrow C + D$

Mekanisme reaksi: $A \rightleftharpoons 2X$ (cepat)

$B + 2X \rightarrow C + D$ (lambat)

Persamaan lajunya dapat kita tulis :

$$r = k_2[B][X]^2 \backslash$$

X harus disubsitusikan, karena merupakan senyawa antara

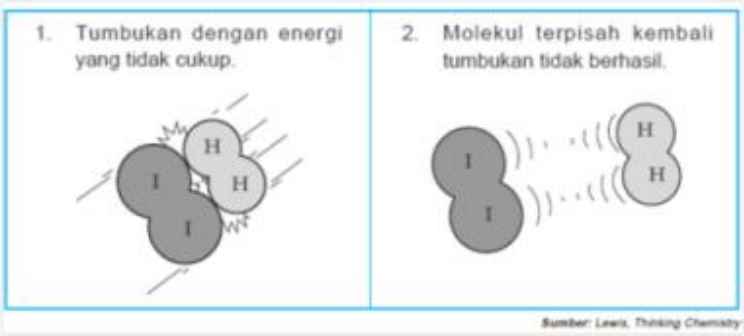
$$K = \frac{[X]^2}{[A]} \Rightarrow [X]^2 = K[A]$$

$$r = k_2 K[B][A] \longrightarrow r = k\,[A][B]$$

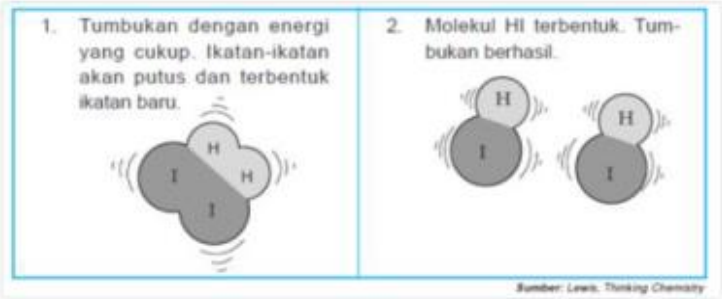
e. Pengaruh Tumbukan Terhadap Laju Reaksi

Reaksi kimia terjadi karena adanya tumbukan antara partikel pereaksi, tumbukan ini akan menghasilkan produk. Dalam suatu perubahan kimia, tumbukan efektif akan mempengaruhi berkurangnya reaktan dan terbentuknya produk.

Teori tumbukan menggambarkan pertemuan partikel-partikel pereaksi sebagai suatu tumbukan. Tumbukan ada yang menghasilkan reaksi dan ada yang tidak menghasilkan reaksi. Tumbukan yang menghasilkan partikel-partikel produk reaksi disebut tumbukan efektif. Faktor-faktor yang menentukan tumbukan efektif yaitu energi kinetik partikel (molekul) dan orientasi atau arah partikel. Tumbukan antara pereaksi ada yang menghasilkan reaksi dan tidak, sebagai contoh silahkan Anda amati gambar reaksi antara hidrogen dan iodium berikut



Gambar 9. Tumbukan hidrogen dan iodium yang tidak menghasilkan reaksi (Sumber: Lewis, M and Guy W, 1997)



Gambar 10. Tumbukan hidrogen dan iodium yang menghasilkan reaksi (Sumber: Lewis, M and Guy W, 1997)

Untuk lebih memahami materi teori tumbukan ini, silahkan Anda lihat video pada https://www.youtube.com/watch?v=A_CCe6RPfcs.

Laju reaksi kimia juga tergantung pada hasil kali frekuensi tumbukan dengan fraksi molekul yang memiliki energi sama atau melebihi energi pengaktifan. Karena fraksi molekul yang teraktifkan biasanya sangat kecil, maka laju reaksi jauh lebih kecil daripada frekuensi tumbukannya sendiri. Semakin tinggi nilai energi pengaktifan, semakin kecil fraksi molekul yang teraktifkan dan semakin lambat reaksi berlangsung. Silahkan Anda perhatikan contoh reaksi berikut.

$$A_2(g) + B_2(g) \rightarrow 2AB(g)$$

Menurut pengertian *teori tumbukan*, selama tumbukan antara molekul A_2 dan B_2 (dianggap) ikatan A–A dan B–B putus dan terbentuk ikatan A–B. Pada Gambar 10 ditunjukkan bahwa anggapan itu tidak selamanya berlaku untuk setiap tumbukan.

Molekul-molekul harus mempunyai orientasi tertentu agar tumbukan efektif untuk menghasilkan reaksi kimia. Pada gambar 10 ditunjukkan bahwa jumlah tumbukan yang orientasinya tidak memungkinkan terjadi reaksi umumnya lebih banyak daripada jumlah tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi. Hal itu berarti peluang suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi umumnya kecil.

f. Faktor-Faktor yang Memepengaruhi Laju Reaksi

Cobalah Anda perhatikan di rumah Anda, apakah ada cairan pembersih? Cairan pembersih itu digunakan untuk menghilangkan noda di dapur atau di lantai. Pada saat membersihkan noda tersebut supaya lebih

cepat hilang, apa yang Anda lakukan? Noda akan cepat hilang apabila pembersih ini tidak di tambah air, artinya kalau cairan ini lebih pekat, maka ia akan lebih mudah membersihkan kotoran. Dengan kata lain, konsentrasi suatu pembersih akan mempengaruhi kerja pembersih.

Telah diketahui bahwa konsentrasi merupakan jumlah mol zat terlarut dalam satu liter larutan. Apabila konsentrasi kita perbesar maka akan semakin banyak partikel terlarut dalam larutan tersebut dan jaraknya akan semakin rapat sehingga akan menyebabkan banyaknya terjadi tumbukan efektif.

1) Keadaan Pereaksi

Unsur yang memiliki kereaktifan yang tinggi akan lebih cepat bereaksi dibandingkan unsur yang kurang reaktif. Contohnya reaksi Natrium (Na) dengan air dan reaksi Kalium (K) dengan air. Diantara kedua unsur tersebut yang lebih reaktif adalah K karena K lebih mudah melepas atau kehilangan elektron dibandingkan dengan Na. Untuk lebih jelasnya bisa Anda lihat pada Gambar 11.

Gambar 11. (a) Reaksi Na dengan air, (b) Kalium lebih cepat bereaksi dengan air dibandingkan Na (Sumber: Brady, 2012 : 638)

2) Pengaruh Konsentrasi

Laju reaksi tergantung kepada konsentrasi peraksi. Untuk lebih memahami pengaruh konsentrasi pada laju reaksi silahkan Anda amati video percobaan percobaan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi pada link berikut: http://youtu.be/tb9QPYj6XAQ.

a) Berdasarkan percobaan pada percobaan tersebut, reaksi manakah yang membutuhkan waktu paling cepat ?

b) Apa yang mempengaruhi cepat atau lambatnya laju reaksi pada

percobaan tersebut?

c) Berdasarkan percobaan, bagaimana pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi?

3) Pengaruh Luas Permukaan

Tentu Anda pernah membakar kayu atau membuat api unggun bukan? Pernahkah Anda membandingkan kayu dengan ukuran besar dengan kayu ukuran kecil? Manakah yang akan cepat habis apabila dibakar dengan ukuran kecil atau besar? Kenapa hal itu bisa terjadi? Silahkan Anda perhatikan Gambar 12!

(a)

(b)

Gambar 12. Pembakaran kayu (a) kayu ukuran kecil (b) kayu ukuran besar (sumber: a. https://3.bp.blogspot.com b. http://t0.gstatic.com/)

Berdasarkan percobaan pada video faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi:

a) Apa yang mempengaruhi cepat atau lambatnya laju reaksi pada percobaan tersebut?

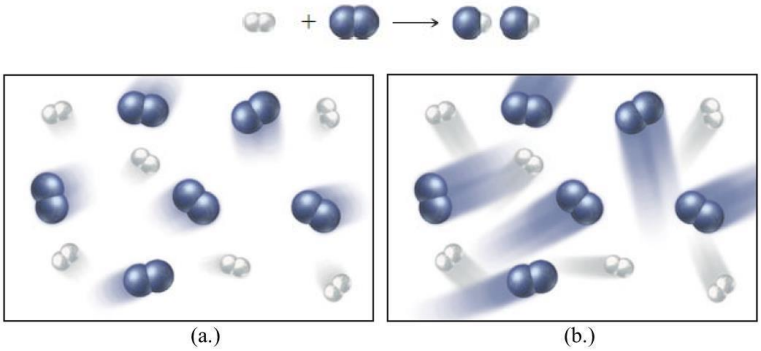
b) Berdasarkan percobaan, bagaimana pengaruh luas permukaan terhadap laju reaksi

4) Pengaruh Suhu

Pernahkah Anda menyimpan sayur di dalam kulkas? dan pernahkah anda perhatikan sayur yang disimpan di kulkas dengan yang disimpan di ruangan biasa? Jika pernah, sayur manakah yang akan lebih cepat membusuk? Kenapa hal itu bisa terjadi? Selain menyimpan sayur di kulkas, pengaruh suhu ini juga bisa dicontohkan ketika Anda memasak, menurut Anda manakah yang lebih cepat menggunakan api yang besar atau api yang kecil?

Tingginya suhu akan menyebabkan energi kinetik partikel bertambah, sehingga pergerakan partikel semakin cepat dan tumbukan akan lebih banyak terjadi. Seperti yang terlihat pada Gambar 13 dibawah ini.

Contoh : $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$



Gambar 13. Pengaruh suhu terhadap laju reaksi (a) suhu rendah (b) suhu tinggi (Sumber: Tro, 2011)

Berdasarkan percobaan pada video faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi:

1. Reaksi manakah yang membutuhkan waktu paling cepat?
2. Apa yang mempengaruhi cepat lambatnya laju reaksi pada percobaan tersebut?
3. Apa hubungan suhu dengan energi kinetik?
4. Berdasarkan percobaan, bagaimana pengaruh suhu terhadap laju reaksi?

Masalah yang ingin kita pecahkan sekarang adalah bagaimana pengaruh suhu terhadap laju reaksi secara kuantitatif. Sebagai jawabannya, pada tahun 1887 Van't Hoff menemukan hubungan bahwa logaritma konstanta laju reaksi (k) berbanding terbalik dengan suhu mutlak. Kemudian Arrhenius melanjutkan gagasan itu dengan melakukan percobaan terhadap sejumlah reaksi. Pada tahun 1889 ia mengemukakan hasil temuannya dalam rumus:

$$K = Ae^{-Ea/RT}$$

atau

$$\ln k = \frac{Ea}{RT} + \ln A$$

Dengan R = konstanta gas ideal, A = konstanta yang khas untuk suatu reaksi yang disebut faktor frekuensi, dan Ea = energi aktivasi reaksi yang bersangkutan. Persamaan ini disebut dengan hukum Arrhenius. Secara matematik persamaan ini merupakan persamaan garis lurus tapi memerlukan grafik yang cukup teliti dan waktu yang banyak. Oleh sebab itu, dapat dipakai cara substitusi untuk nilai 2T. T_1 adalah suhu pada keadaan pertama, sedangkan T_2 adalah suhu pada keadaan ke dua. Misalkan konstanta laju pada $T_1 = K_1$ dan pada $T_2 = K_2$. Berdasarkan pada persamaan Arrhenius, maka

$$\ln K_1 = \ln A^{-Ea}/_{RT1}$$

$$\ln K_2 = \ln A^{-Ea}/_{RT2}$$

Sehingga:

$$\log\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{2{,}303R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

Contoh soal :

Pada suhu 300˚C, tetapan laju reaksi: siklopropana → propilen adalah 2,4 x10^{-10} s^{-1} dan pada 400 ˚C adalah 1,16 x10^{-6} s^{-1}. Tentukan nilai Ea.

Jawab:

$$\log\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{2{,}303R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

$$\log\frac{1{,}16\times10^{-6}\,s^{-1}}{2{,}4\times10^{-10}\,s^{-1}} = \frac{E_A}{8{,}314\,J\,mol^{-1}k^{-1}}\left[\frac{1}{573^o\,K} - \frac{1}{673^o\,K}\right]$$

-9,94 = Ea (-3,1 x 10^{-5} J^{-1} mol)

Ea = 320 kJ mol^{-1}

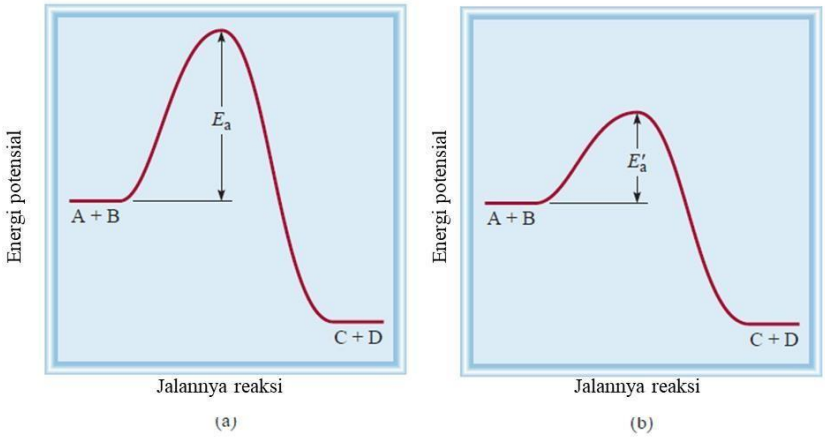
5) Pengaruh Katalis

Katalis memegang peran yang sangat penting pada perkembangan industri kimia. Dewasa ini hampir setiap produk industri kimia dihasilkan melalui proses yang satu atau beberapa tahapnya memanfaatkan jasa katalis. Dengan katalis, reaksi dapat dilaksanakan pada kondisi yang lebih lunak (temperatur dan tekanan rendah) dengan laju dan selektifitas yang tinggi. Kemampuan inilah yang kini menjadi

tumpuan harapan manusia untuk memenuhi tuntutan efisiensi waktu, bahan baku, energi dan upaya pelestarian lingkungan. Pemilihan katalis yang tepat bagi suatu reaksi menjadi sangat penting untuk mencapai tujuan di atas (Mon, I., dkk, 2012).

Menurut Ostwald (1902), *katalisator* didefinisikan sebagai substansi yang dapat mengubah laju suatu reaksi tanpa terdapat sebagai produk pada akhir reaksi. Walaupun menurut definisi, jumlah katalisator tidak berubah pada akhir reaksi, tetapi tidak berlaku anggapan bahwa katalisator tidak terlibat dalam reaksi kimia selama reaksi berlangsung. Katalisator hanya menurunkan tenaga pengaktifan reaksi ke kanan maupun ke kiri, sehingga katalisator tidak menggangu letak kesetimbangan tetapi hanya mempercepat dicapainya keadaan kesetimbangan (Mon, I., dkk, 2012).

Cara kerja katalis dalam mempercepat laju reaksi adalah dengan menurunkan energi aktivasi. Reaksi dengan energi aktivasi yang besar akan menyebabkan reaksi berlangsung lebih lama. Silahkan Anda amati Gambar 14, merupakan perbedaan antara reaksi yang menggunakan katalis dengan reaksi yang tidak menggunakan katalis.



Gambar 14. Perbedaan energi aktivasi antara reaksi tanpa katalis dengan reaksi yang melibatkan katalis. (a) energi aktivasi tanpa katalis, (b) energi aktivasi dengan katalis (Sumber: Chang, 2011)

Laju reaksi dinotasikan dengan r (*rate*) dan bukan V (*Velocity*), karena v adalah notasi untuk kecepatan suatu benda. r = perubahan konsentrasi zatdi dalam reaksi persatuan waktu dan v = jarak persatuan waktu. Laju reaksi dipengaruhi oleh beberapa faktor diantaranya:

a. Suhu

Jika suhu dinaikkan maka energi kinetik dari zat-zat dalam reaksi bertambah, sehingga tumbukan semakin banyak dan reaksi semakin cepat. Seperti kita ketahui pembusukan makanan adalah salah satu contoh reaksi kimia yang terjadi dalam kehidupan. Makanan akan cepat basi jika kita disimpan pada suhu ruang dibandingkan disimpan di freezer.

b. Konsentrasi zat pereaksi

Laju reaksi akan meningkat jika konsentrasi dari zat pereaksi kita perbesar. Hal ini disebabkan karena jumlah partikel zat semakin banyak dan tumbukan efektif juga semakin banyak.

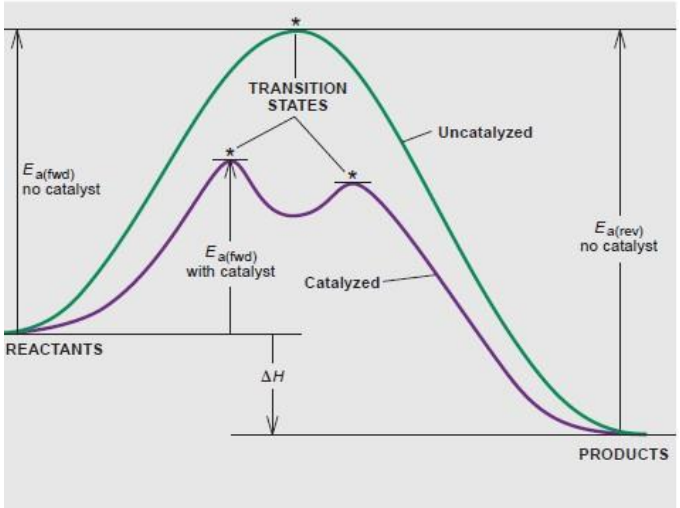
Contoh: 2 buah tabung reaksi masing-masing diisi dengan 50 mL larutan HCl 1M dan HCl 0,5M. Kedalam tabung reaksi 1 dan 2 dimasukkan masing-masing 50 mg logam Mg, ternyata logam magnesium lebih cepat habis di dalam larutan HCl 1M.

c. Luas permukaan

Luas permukaan mempengaruhi laju reaksi, semakin luas permukaan suatu zat pereaksi, reaksi semakin cepat. Mari kita cermati contoh berikut. Contoh: ke dalam 2 buah tabung reaksi masing-masing dimasukkan 50 mL larutan HCl 1M, kedalam tabung reaksi 1 dimasukkan serbuk Zn dan ke dalam tabung reaksi 2 dimasukkan butiran Zn dengan massa sama. Dari hasil reaksi ternyata serbuk Zn lebih cepat habis.

d. Katalis

Katalis adalah zat yang dapat mempercepat reaksi dengan cara menurunkan energi aktivasi. Untuk lebih dapat memahaminya, coba anda perhatikan gambar berikut!



4. Forum Diskusi

a. Kota Bukittinggi adalah salah satu kota wisata yang terletak di provinsi Sumatera Barat, kota ini berada pada ketinggian ± 920 m di atas permukaan laut, sedangkan kota Padang yang merupakan ibu kota provinsi Sumatera Barat terletak ± 25 m di atas permukaan laut. Biasanya makanan yang telah di masak ataupun makanan segar lebih tahan lama di kota Bukittinggi, diskusikanlah kenapa demikian dan hubungkan dengan faktor yang mempengaruhi laju reaksi.

b. Nasi yang kita konsumsi mengandung amilum yaitu senyawa karbohidrat golongan polisakarida yang tidak berasa manis. Monomer penyusun senyawa amilum ini adalah senyawa glukosa yang berasa manis. Di mulut senyawa amilum ini akan dihidrolisis oleh enzim amilase. Jika kita mengunyah nasi lebih lama maka kita akan merasakan manis, tetapi sebaliknya jika kita hanya mengunyahnya sebentar maka rasa manis belum timbul. Diskusikan kenapa demikian dan hubungkan dengan faktor yang mempengaruhi laju reaksi!

C. PENUTUP

1. Rangkuman

Kinetika kimia membahas laju reaksi dan faktor yang mempengaruhinya. Dalam sistem tertutup yang konstan, laju reaksi

didefinisikan secara sederhana sebagai perubahan konsentrasi dari reaktan atau produk dalam setiap satuan waktu. Hubungan antara laju dengan konsentrasi pereaksi diungkapkan dalam persamaan laju. Persamaan laju dapat ditentukan berdasarkan data percobaan. Dari data percobaan dapat ditentukan orde reaksi apakah orde satu, dua, dan tiga serta konstanta laju.

Kecepatan suatu rekasi dipengaruhi oleh beberapa faktor, yaitu faktor suhu, konsentrasi, luas permukaan, dan katalis. Dengan naiknya suhu, maka energi kinetik akan semakin tinggi dan tumbukan akan semakin banyak sehingga laju reaksi akan semakin cepat. Kenaikan konsentrasi pun mempercepat reaksi dimana semakin rapat partikel maka tumbukan akan semakin banyak. Luas permukaan akan mempermudah terjadinya tumbukan sehingga semakin luas permukaan zat peraksi semakin cepat reaksi. Katalis berfungsi menurunkan energi aktivasi. Agar lebih memahami materi laju reaksi silahkan Anda lihat pada link https://www.youtube.com/watch?v=4SK4IlQjZZ4&t=86s

2. Tes Formatif

1. Seorang mahasiswa mereaksikan logam litium dengan air sehingga menghasilkan litium hidroksida, dengan persamaan reaksi sebagai berikut :

$$2Li(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(aq) + H_2(g)$$

Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju bertambahnya konsentrasi...

A. Li setiap satuan waktu
B. LiOH setiap satuan waktu
C. H_2O dan LiOH setiap satuan waktu
D. Li dan H_2O setiap satuan waktu
E. H_2O dan LiOH tiap satuan waktu

2. Diketahui reaksi : $NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$ pernyataan yang benar untuk menunjukkan laju reaksi adalah.....

A. $r = +\frac{\Delta[NO]}{\Delta t}$

B. $r = -\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t}$

C. $r = -\frac{\Delta[O_3]}{\Delta t}$

D. $r = +\frac{\Delta[O_3]}{\Delta t}$

E. $r = -\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$

3. Andra diberi tugas oleh dosennya untuk melakukan percobaan membakar Amoniak dengan gas oksigen, dari percobaan yang dilakukan Andra diperoleh persamaan reaksi sebagai berikut :

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

Jika pada waktu tertentu diketahui laju reaksi amoiak sebesar 0,24 mol $L^{-}s^{-}$ maka laju berkurangnya oksigen (O_2) dan laju pembentukan H_2O berturut-turut adalah ....

A. 0,24 dan 0,36 mol/L/detik

B. 0,30 dan 0,24 mol/L/detik

C. 0,36 dan 0,30 mol/L/detik

D. 0,30 dan 0,36 mol/L/detik

E. Tidak ada perbedaan laju reaksi

4. Seorang Mahasiswa melakukan suatu percobaan pembuatan senyawa $COCl_2$ dari gas CO dan gas Cl_2. Dari percobaan yang dilakukan diperoleh reaksi : $CO(g) + Cl_2(g) \rightarrow COCl_2(g)$.

a) Jika konsentrasi gas CO tetap dan konsentrasi zat gas Cl_2 dinaikkan dua kali dari semula, laju reaksi menjadi empat kali lebih cepat dari semula

b) Jika konsentrasi zat CO dan Cl_2 dinaikkan dua kali, maka laju reaksinya menjadi 8 kali semula.

Berdasarkan data tersebut , persamaan laju reaksinya adalah . . .

A. $r = k\,[CO]$

B. $r = k[Cl_2]^2$

C. r = k[CO][Cl_2]

D. r = k[CO][Cl_2]^2

E. r = k[CO]^2[Cl_2]^2

5. Untuk reaksi A + B → AB diperoleh data sebagai berikut. Jika konsentrasi A dinaikkan tiga kali pada konsentrasi B tetap, laju reaksi menjadi sembilan kali lebih cepat. Jika konsentrasi A dan B dinaikkan tiga kali, laju reaksi menjadi 27 kali lebih cepat. Persamaan laju reaksinya adalah…

   A. r = k [A]^2 [B]

   B. r = k [A] [B]^2

   C. r = k [A] [B]

   D. r = k [A]^2 [B]^2

   E. r = k [A]

6. Dari reaksi: 2 A + B →A_2B, diperoleh laju reaksi r = 0,8 [A] [B]^2. Kedalam wadah 4 L dimasukkan 4,8 mol zat A dan 3,2 mol zat B. Laju reaksi setelah 25% zat A bereaksi adalah…

   A. 152 M/s

   B. 0,1152 M/s

   C. 0,01152 M/s

   D. 11,52 M/s

   E. 1152 M/s

7. Berdasarkan hasil percobaan reaksi

$$F_2(g) + 2ClO_2(g) \longrightarrow 2FClO_2(g)$$

Didapatkan data sebagai berikut.

[F_2](M)	[ClO_2](M)	Laju awal (M/s)
1. 0.10	0.010	1.2×10^{-3}
2. 0.10	0.040	4.8×10^{-3}
3. 0.20	0.010	2.4×10^{-3}

Hukum laju untuk reaksi ini adalah …

A. r = k[F_2][ClO_2]

B. r = k[F_2][ClO_2]^2

C. $r = k[F_2]^2[ClO_2]$

D. $r = k[F_2]$

E. $r = k[ClO_2]$

8. Reaksi yang berlangsung dengan laju paling lambat adalah....

A. 1 g serbuk $CaCO_3$ dengan 10 ml HCl 0,01 M

B. 2 g serbuk $CaCO_3$ dengan 20 ml HCl 0,1 M

C. 2,5 g serbuk $CaCO_3$ dengan 25 ml HCl 0,01 M

D. 1 g serbuk $CaCO_3$ dengan 10 ml HCl 0,1 M

E. 1 g serbuk $CaCO_3$ dengan 25 ml HCl 0,001 M

9. Reaksi $Zn(s) + 2HCl(g) \rightarrow ZnCl_2(s) + H_2(g)$ dari beberapa pernyataan di bawah ini yang *tidak* mempercepat pembentukan $ZnCl_2$ adalah ....

A. Menaikkan suhu

B. Menambah konsentrasi HCl

C. Menambah katalis

D. Menurunkan suhu

E. Memperkecil partikel Zn

10. Pada reaksi $S_2O_8^{2-}(aq) + 3I^-(aq) \rightarrow 2SO_4^{2-}(aq) + I_3^-(aq)$. Hasil percobaan terhadap penentuan laju awal reaksi ini adalah sebagai berikut:

$[S_2O_3]$ (M)	$[I^-]$ (M)	Laju awal (M/s)
0,080	0,034	$2,2 \times 10^{-4}$
0,080	0,017	$1,1 \times 10^{-4}$
0,160	0,017	$2,2 \times 10^{-4}$

Konstanta laju pada reaksi tersebut adalah ….

A. $8,1 \times 10^{-5}$ /Ms

B. $8,1 \times 10^{-4}$ /Ms

C. $8,1 \times 10^{-3}$ /Ms

D. $8,1 \times 10^{-2}$ /Ms

E. $8,1 \times 10^{-5}$ /Ms

DAFTAR PUSTAKA

Brady, James E. 1986. *General Chemistry* 6st. New York: John Wiley and Sons.

Brady, James E, Jespersen, D. Neil, Alison Hyslop. 2012. *Chemistry* 6st. John Wiley and Sons: Hoboken River Street.

Chang, Raymond. 2011. *General Cheistry*. New York: Connect Learn Succed.

Hiskia, Achmad. 2001. Elektrokimia dan Kinetika Kimia.Bandung: Citra Aditya Bakti.

Keenan. 1986. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern Edisi Keempat*. Jakarta: Erlangga.

Lewis, Michael and Guy Waller. 1997. *Thinking Chemistry*. London: Great. Britain Oxford University Press.

Mon, Irma., Yerimadesi, dan Hardeli. 2012. Kimia Fisika (Kinetika Kimia). Padang: UNP Press.

Tro, Nivaldo, J. 2011. *Introductory Chemistry, Fouth Editio*n. United States of America: Pearson Education, Inc.

Syukri, S. 1999. *Kimia Dasar 2*. Bandung: Penerbit ITB.

https://3.bp.blogspot.com

https://food.detik.com/info-kuliner/d-3593864/

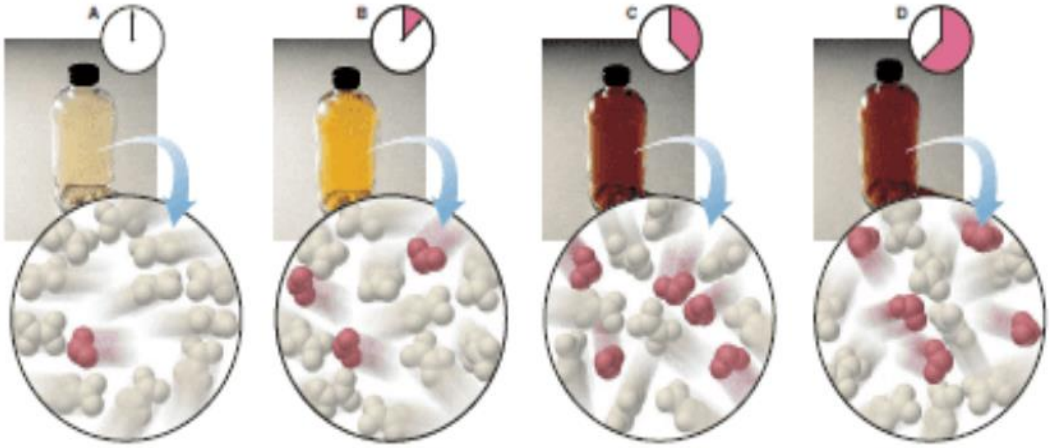
https://m.radarbangka.co.id

http://t0.gstatic.com/

No Kode: DAR2/Profesional/187/4/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

KESETIMBANGAN KIMIA



Dra. Iryani, M.S

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si

Dr. Andromeda, M.Si

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si

Dr. Mawardi, M.Si

Hesty Parbuntari, S,Pd., M.Sc

KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 2
KESETIMBANGAN KIMIA

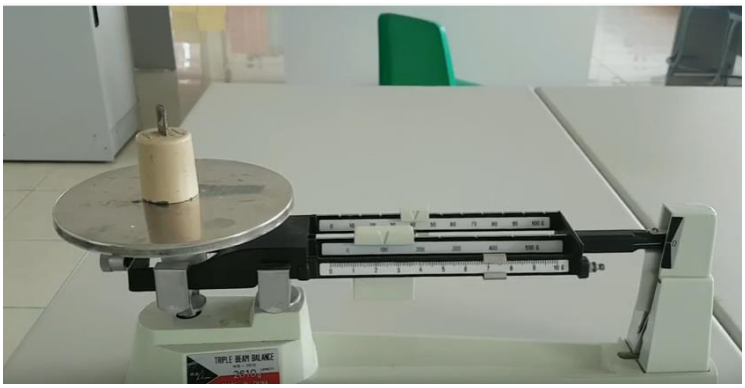
A. PENDAHULUAN

1. Deskripsi Singkat

Pada kegiatan belajar 2 (KB 2) ini kita akan membahas tentang kesetimbangan kimia. Kesetimbangan kimia merupakan reaksi reversibel, dimana kecepatan reaksi pembentukan produk sama dengan kecepatan reaksi pembentukan reaktan kembali. Materi yang akan kita bahas dalam kesetimbangan kimia ini meliputi: kesetimbangan dinamis, kesetimbangan homogen dan heterogen, hukum kesetimbangan, tetapan kesetimbangan dan stoikiometri reaksi, tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi (Kc), tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan parsial (Kp), hubungan Kc dengan Kp, dan menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan kimia yaitu pengaruh konsentrasi, suhu, volume dan tekanan, proses Haber-Bosch dan proses kontak.

2. Relevansi

Pernahkah Anda melakukan praktikum di Laboratorium? Ketika Anda ingin menimbang suatu zat, apakah Anda menggunakan Neraca Ohaus?



Gambar 15. Neraca Ohaus (Sumber: https://www.youtube.com/watch?v=CLXiDTi6XC4)

Apabila Anda ingin menimbang zat sebanyak 50,5 gram, apakah yang Anda lakukan? Mula-mula letakkan beban yang ingin diketahui massanya di wadah, setelah itu geser pemberat (anting) pada lengan yang

menunjukkan skala paling besar sampai garis kesetimbangan hampir tercapai. Jika garis kesetimbangan belum tercapai, geser anting pada lengan yang menunjukan skala lebih kecil sampai garis kesetimbangan tercapai di angka 0. Dan jika belum juga, lakukan hal yang sama pada anting di lengan selanjutnya sampai titik kesetimbangan be

nar-benar tercapai.

Materi kesetimbangan kimia ini sangat penting dalam mempelajari materi kimia yang lainnya, seperti menjelaskan kesetimbangan ion dalam larutan, konsep asam lemah dan basa lemah dan hasil kali kelarutan (Ksp). Kesetimbangan kimia juga banyak ditemukan dalam kehidupan sehari-hari, seperti Kesetimbangan buffer karbonat yang terdapat dalam darah, kesetimbangan hemoglobin dalam pengikatan oksigen.

Seperti kita ketahui bahwa pH darah berkisar antara 7,35 - 7,45. pH darah ini dapat dipertahankam karena adanya buffer karbonat. Asam karbonat dalam darah merupakan hasil reaksi antara gas CO_2 dan Air. Reaksinya sebagai berikut: $CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow (H_2CO_3)\ (aq)$

Di dalam darah asam karbonat ini berada dalam kesetimbangan dengan ion hidrogen karbonat dan ion hidrogen.

$$(H_2CO_3)\ (aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+(aq)$$

Apabila kita mengkonsumsi makanan yang bersifat asam, maka konsentrasi ion hidrogen bertambah di dalam darah, maka pH darah akan turun, tetapi hal ini tidak terjadi, kenapa demikian? Hal ini tentu bisa kita jelaskan melalui kapasitas buffer, dimana ion hidrogen akan bereaksi dengan ion bikarbonat (HCO_3^-), sehingga konsentrasi H^+ dalam darah tidak bertambah dan pH darah tetap 7,4.

Prinsip kesetimbangan lain yang kita temukan dalam kehidupan adalah kesetimbangan hemoglobin (Hb) dengan oksihemoglobin (HbO_2). Oksigen dari paru-paru diangkut ke jaringan oleh hemoglobin yang terdapat dalam sel darah merah. Dalam paru-paru, konsentrasi oksigen cukup tinggi dan hemoglobin bereaksi dengan oksigen membentuk oksihemoglobin.

$$Hb + O_2(aq) \rightleftharpoons HbO_2$$

Di dalam jaringan konsentrasi oksigen rendah, sehingga HbO_2 akan melepaskan oksigen. Jadi kesetimbangan Hb dan HbO_2 tetap berlangsung.

3. Petunjuk Belajar

Proses pembelajaran yang Anda ikuti akan berjalan dengan lancar bila Anda mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut:

a. Pahamilah capaian pembelajaran dan uraian materi pada setiap KB!
b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan link media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 3 (M4KB3)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan 3. Poin untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada soal. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan.

$$\text{NA kegiatan} = \frac{KB1 + KB2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. KEGIATAN INTI

1. Capaian Pembelajaran

Setelah mempelajari modul ini, diharapkan Anda mampu menganalisis hubungan struktur materi dengan sifat-sifat dinamis, kereaktifan, energi dan fungsi dalam berbagai perubahan kimia.

2. Pokok-Pokok Materi

a. Kesetimbangan Dinamis
b. Kesetimbangan Homogen dan Heterogen
c. Hukum Kesetimbangan
d. Tetapan Kesetimbangan dan Stoikiometri Reaksi
e. Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Konsentrasi (Kc)
f. Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Tekanan Parsial (Kp)
g. Hubungan Kc dengan Kp
h. Kesetimbangan Disosiasi
i. Faktor – Faktor Yang Mempengaruhi Kesetimbangan
j. Proses Haber-Bosch dan Proses kontak

3. Uraian Materi

a. Kesetimbangan Dinamis

Kesetimbangan kimia terjadi jika reaksinya bolak balik (reversibel). Pada reaksi kesetimbangan terdapat 2 proses reaksi yaitu reaksi kearah produk dan reaksi kearah reaktan. Kesetimbangan kimia disebut juga dengan kesetimbangan dinamis (berlangsung terus menerus).

Gambar 16. Eskalator (McMurry, 2003: 530)

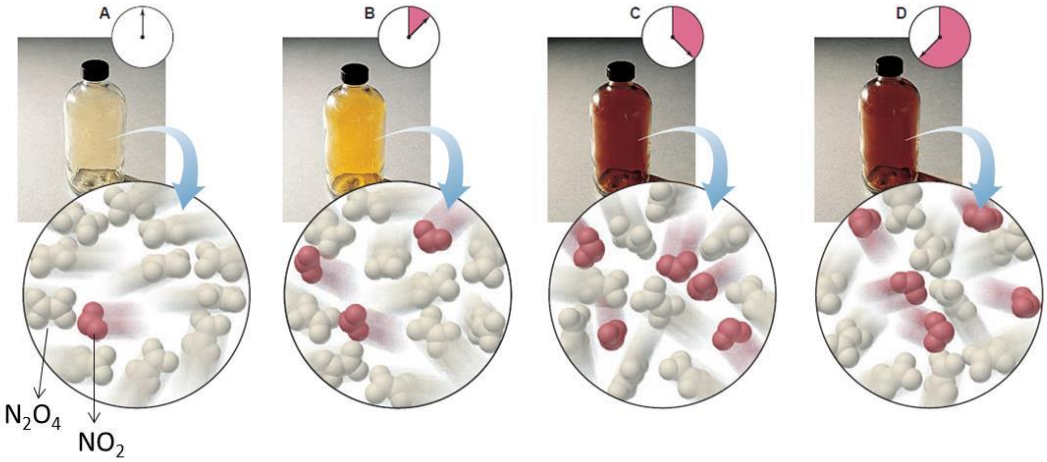
Kesetimbangan dinamis dapat dianalogikan dengan gerakan eskalator. Laju dimana orang pindah dari lantai 1 ke lantai 2 (eskalator naik) sama dengan laju dimana orang pindah dari lantai 2 ke lantai 1 (eskalator turun). Jadi meskipun perpindahan orang terus terjadi,

jumlah orang pada tiap lantai tetap. Bagaimana dengan kesetimbangan dinamis pada reaksi kimia? Bagaimana laju reaksi pada saat kesetimbangan? Bagaimana konsentrasi zat pada saat kesetimbangan?

Coba Anda perhatikan Gambar 17 mengenai perubahan yang terjadi pada reaksi kesetimbangan:

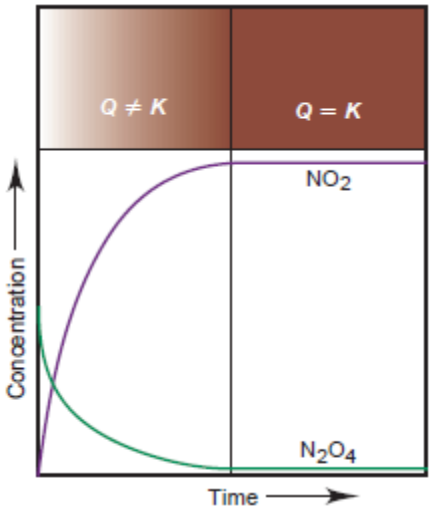
$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

Awalnya dalam wadah terdapat molekul N_2O_4 yang tidak berwarna dan sedikit molekul NO_2, setelah 10 detik molekul N_2O_4 mulai terurai membentuk NO_2 yang berwarna cokelat kemerahan dan warna dalam wadah menjadi coklat pucat (kekuningan). Konsentrasi N_2O_4 setelah 20 menit semakin berkurang sehingga laju reaksi kearah produk (NO_2) menurun. Pada saat bersamaan, Konsentrasi NO_2 meningkat dan terjadi reaksi balik. Akhirnya, laju reaksi kearah N_2O_4 sama dengan laju reaksi kearah NO_2. Pada keadaan itu, kesetimbangan dinamis tercapai. Hal tersebut dapat Anda lihat pada Gambar 17.



Gambar 17. Kesetimbangan dinamis (Silberberg, 2009: 739)

Grafik perubahan konsentrasi N_2O_4 dan NO_2 terhadap waktu dapat Anda lihat pada Gambar 18.



Gambar 18. Grafik perubahan konsentrasi terhadap waktu (Silberberg, 2009: 742)

Pada Gambar 18 kita lihat dua buah simbol yaitu: Q dan K. apa perbedaan Q dan K tersebut. Untuk lebih jelasnya mari kita pelajari keterangan berikut.

Q (*Reaction Question*) atau disebut juga dengan quesion reaksi yaitu Perbandingan hasil kali konsentrasi produk dipangkatkan koefesien reaksi terhadap hasil kali konsentrasi reaktan dipangkatkan koefesien untuk reaksi yang belum mencapai kesetimbangan, contoh: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, reaksi ini reversibel tapi belum mencapai kesetimbangan. Persamaan Q untuk reaksi tersebut adalah

$$Q = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Untuk reaksi:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Maka persamaan Q adalah

$$Q_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

K (konstanta kesetimbangan) yaitu perbandingan hasil kali konsentrasi produk dipangkatkan koefesien reaksi terhadap hasil kali konsentrasi reaktan dipangkatkan koefesien untuk reaksi yang telah

mencapai kesetimbangan. Pada saat reaksi sudah mencapai kesetimbangan maka

$$Q = K$$

Contoh 1: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$,

Harga K untuk reaksi tersebut adalah :

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

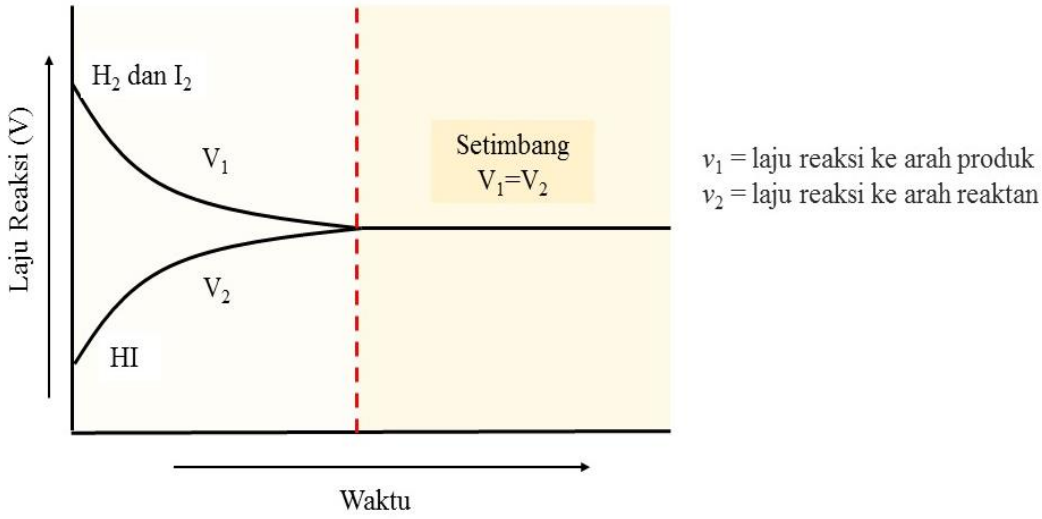
Contoh 2: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Dari dua contoh di atas dapat kita lihat bahwa harga Q dan K sama pada saat reaksi sudah mencapai kesetimbangan, seperti yang tertera pada Gambar 18. Berdasarkan harga Q dan K ini, maka dapat di prediksi arah dari reaksi.

1) **Jika Q > K**, sistem reaksi reversibel kelebihan produk dan kekurangan reaktan. Agar reaksi mencapai kesetimbangan maka reaksi bergeser kearah reaktan.
2) **Jika Q < K**, sistem reaksi reversibel kelebihan reaktan dan kekurangan produk. Agar reaksi mencapai kesetimbangan maka reaksi bergeser ke arah produk.
3) **Q = K**, reaksi setimbang (kecepatan reaksi ke arah produk = kecepatan ke arah reaktan kembali).

Grafik perubahan laju reaksi (v) terhadap waktu (t) dari reaksi kesetimbangan $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ dapat Anda lihat pada Gambar 19.



Gambar 19. Grafik perubahan laju terhadap waktu

Kesetimbangan dinamis terdiri dari kesetimbangan kimia dan kesetimbangan fisika :

1) Kesetimbangan Kimia

Beberapa reaksi kimia berlangsung dalam satu arah. Kebanyakan merupakan reaksi reversibel. Pada reaksi reversibel reaksi berlangsung menuju pembentukan produk. Saat molekul produk terbentuk, proses sebaliknya terjadi dan molekul reaktan terbentuk dari molekul produk. Kesetimbangan kimia merupakan kesetimbangan dinamis dimana laju reaksi kearah produk sama dengan laju reaksi kearah reaktan dan konsentrasi reaktan dan produk konstan.

2) Kesetimbangan Fisika

Kesetimbangan antara dua fasa dari zat yang sama disebut kesetimbangan fisika karena perubahan terjadi hanya pada proses fisis. Contohnya ketika terjadi penguapan dari air dalam wadah tertutup pada suhu tertentu.

Gambar 20. Kesetimbangan air dengan uapnya dalam system tertutup pada suhu kamar (Chang, 2008: 497)

Dalam kasus ini, molekul H_2O yang meninggalkan dan yang kembali ke fasa cair sama banyaknya. Reaksinya yaitu:

$$H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_2O\ (g)$$

b. Kesetimbangan Homogen dan Heterogen

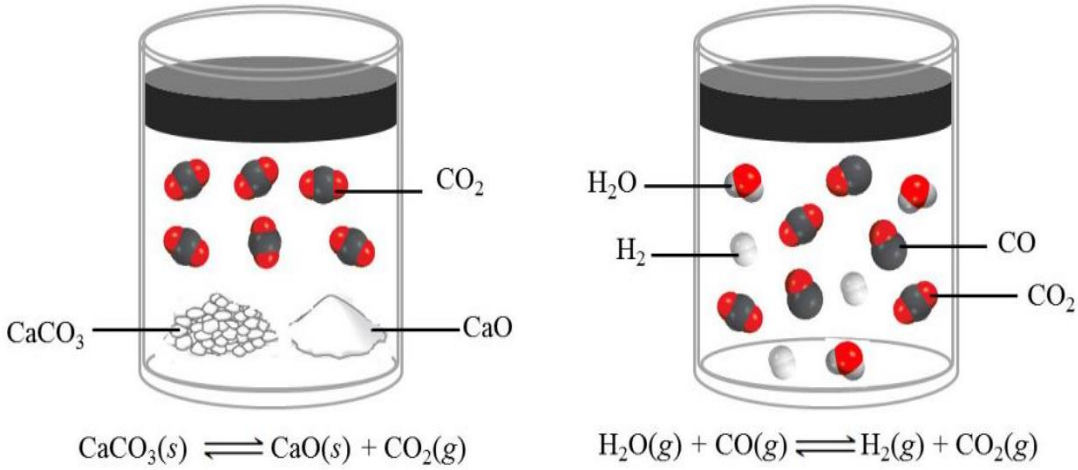
Tahukah Anda tentang accu yang digunakan pada kendaraan? Seperti yang kita ketahui bahwa accu yang digunakan merupakan larutan eletrolit asam kuat yaitu Asam Sulfat (H_2SO_4). Asam sulfat dibuat melalui proses kontak dengan beberapa tahapan. Salah satu tahapnya adalah mereaksikan gas belerang dioksida dengan oksigen menghasilkan gas belerang trioksida. Reaksinya yaitu:

$$SO_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightleftharpoons SO_3(g)$$

Reaksi ini merupakan contoh kesetimbangan homogen. Apa itu kesetimbangan homogen? Bagaimana dengan kesetimbangan heterogen? *Bacalah teks di bawah ini untuk mendapatkan informasi yang anda perlukan!*

Fasa zat dapat berupa padatan (s), cairan (l), gas (g) dan larutan (aq). Reaksi kesetimbangan dapat berlangsung dalam berbagai fasa. Berdasarkan fasa zat dalam kesetimbangan, maka kesetimbangan dapat

dibedakan menjadi kesetimbangan homogen dan kesetimbangan heterogen. Perhatikanlah Gambar 21!



Gambar 21. Kesetimbangan heterogen (a), kesetimbangan homogen (b) (Zumdahl, 2010: 562, 551)

Fasa zat pada Gambar 21 (a) merupakan kesetimbangan heterogen karena terdapat lebih dari satu fasa yaitu solid (s) dan gas (g). Sementara Gambar 21 (b) merupakan kesetimbangan homogen karena hanya terdapat satu fasa yaitu gas (g). Untuk lebih memahami reaksi kesetimbangan homogen dan heterogen perhatikan reaksi kesetimbangan yang ada pada Tabel 1 !.

Tabel 1. Contoh reaksi kesetimbangan heterogen dan homogen

No	Reaksi	Jenis Kesetimbangan (Homogen/Heterogen)
1	$2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$	*Heterogen*
2	$2CaSO_4(s) \rightleftharpoons 2CaO(s) + 2SO_2(g) + O_2(g)$	Heterogen
3	$2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$	Homogen
4	$3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$	Homogen
5	$CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$	Homogen

c. Hukum Kesetimbangan

Pada tahun 1864, *Cato Maximilian GuldBerg* dan *Peter Waage* menemukan hubungan antara konsentrasi reaktan dan produk saat reaksi kimia mencapai kesetimbangan yang dirumuskan dalam Hukum Aksi Massa atau Hukum Tetapan Kesetimbangan:

"**Pada keadaan setimbang, perbandingan hasil kali konsentrasi produk yang dipangkatkan dengan koefisiennya terhadap hasil kali konsentrasi reaktan dipangkatkan koefisiennya adalah tetap**".

Contoh reaksi berikut

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

tetapan kesetimbangan empiris (K)

$$K = \frac{[C]^C[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

d. Tetapan Kesetimbangan dan Stoikiometri Reaksi

Kita dapat menentukan hubungan tetapan kesetimbangan antara dua reaksi melalui persamaan stoikiometrinya. Contoh sebagai berikut:

1. $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$ (1)

$$K_1 = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2[O_2]}$$

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightleftharpoons H_2O(ga)$ (2)

$$K_2 = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]\ \ [O_2]^{1/2}}$$

Jika kita perhatikan kedua persamaan di atas, maka semua koefisien pada persamaan reaksi (2) setengah dari koefisien pada persamaan reaksi (1). Hubungan antara kedua tetapan kesetimbangan

$$K_2 = \sqrt{K_1}$$

2. Jika diketahui dua reaksi dimana reaksi kedua kebalikan daripada reaksi pertama, maka hubungan antara K_1 dan K_2 dapat kita tentukan sebagai berikut:

$2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ (1)

$$K_1 = \frac{[NO_2]^2}{[NO\ \ ]^2[O_2]}$$

$2NO_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g) + O_2(g)$ (2)

$$K_2 = \frac{[NO\ \ ]^2[O_2]}{[NO_2]^2}$$

Maka hubungan K_1 dan K_2 adalah

$$K_2 = \frac{1}{K_1}$$

Contoh soal:

1. Pada suatu temperatur harga tetapan kesetimbangan dari reaksi $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ adalah 36. Tentukanlah tetapan kesetimbangan untuk reaksi : $NO_2(g) \rightleftharpoons 1/2\ N_2(g) + O_2(g)$.

   Penyelesaian:

$$K_1 = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]}$$

$$K_2 = \frac{[N_2]^{1/2}[O_2]}{[NO_2]}$$

   Dari persamaan di atas diperoleh hubungan $K_2 = \frac{1}{\sqrt{K_1}}$.

   Jadi $K_2 = \frac{1}{\sqrt{36}} = \frac{1}{6}$

e. Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Konsentrasi (Kc)

Setiap reaksi kesetimbangan mempunyai tetapan kesetimbangan. Nilai tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi molar (Kc) dihitung dari konsentrasi komponen pada keadaan setimbang. Gas hidrogen bereaksi dengan gas bromin menghasilkan hidrogen bromida mempunyai tetapan kesetimbangan, Kc sebesar 1,9 X 10^{19} pada suhu 25°C.

$H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$ Kc = 1,9 X 10^{19}

Gas nitrogen bereaksi dengan gas oksigen menghasilkan gas nitrogen monoksida mempunyai tetapan kesetimbangan sebesar 4,1 X 10^{-31} pada suhu 25°C.

$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ Kc = 4,1 X 10^{-31}

Bagaimanakah cara menentukan nilai Kc? Menunjukkan apakah nilai Kc tersebut?

Konsentrasi suatu zat dapat dinyatakan dengan molaritas. Molaritas adalah banyaknya jumlah mol zat terlarut dalam tiap liter larutan.

$$M = \frac{n}{V}$$

Keterangan: M = konsentrasi molar, n = jumlah mol, V = Volume (L)

N_2O_4 merupakan gas yang tidak berwarna. Gas ini dapat terurai menjadi gas NO_2 yang berwarna coklat. Dengan reaksi kesetimbangan:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

Dari hasil percobaan diperoleh data seperti yang terdapat pada Tabel 2.

Tabel 2. Konsentrasi N_2O_4 dan NO_2 pada keadaan awal dan setimbang

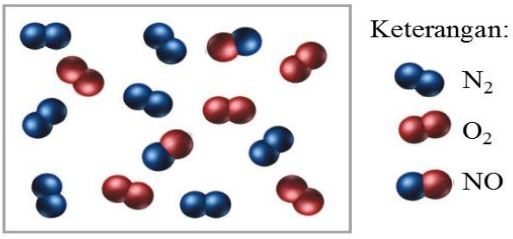
No Percobaan	Konsentrasi Awal (M)		Konsentrasi Kesetimbangan (M)		Harga Kc
	$[NO_2]$	$[N_2O_4]$	$[NO_2]$	$[N_2O_4]$	
1	0,00	0,67	0,0547	0,643	0,0046
2	0,05	0,446	0,0456	0,448	0,0046
3	0,03	0,5	0,0475	0,491	0,0046
4	0,04	0,6	0,0523	0,594	0,0046
5	0,2	0,00	0,0204	0,0898	0,0046

Sumber: Chang, 2011

Lengkapilah Tabel 2 dengan menentukan harga Kc pada masing – masing percobaan!

Diketahui reaksi kesetimbangan berikut.

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$$



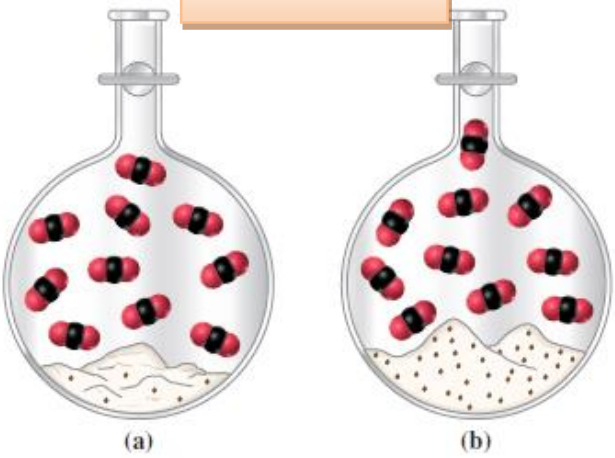
Gambar 22. Ilustrasi jumlah molekul N_2, O_2 dan NO pada kesetimbangan (Tro, 2011: 541)

Untuk tetapan kesetimbangan heterogen, coba Anda perhatikan Gambar 23!. Banyak reaksi kimia yang melibatkan zat berfasa padat (s) dan cair (l) murni. Perbandingan mol terhadap volume yang ditempati zat padat selalu bernilai tetap, begitu juga zat cair murni.

Contoh: $2CaCO_3(s) \rightleftharpoons CO_2(g) + Ca(s)$

Kalsium karbonat dan kalsium berwujud padat, sehingga perbandingan mol terhadap volume yang ditempatinya bernilai tetap. Dengan demikian [CaCO3] [Ca] merupakan konstanta ,sehingga Kc ditulis:

$$Kc = [CO_2]$$



Gambar 23. Kesetimbangan heterogen (Petrucci, 2017: 698)

Contoh Soal 1:

Perhatikanlah reaksi berikut.!

$$NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$$

Pada suhu tertentu, ditemukan pada kesetimbangan $[NH_3]$ = 0,28 M dan $[H_2S]$ = 0,35 M. Berapakah nilai tetapan kesetimbangan pada suhu tersebut?

Jawab : Kc = $[NH_3]$ $[H_2S]$

= (0,28 M) (0,35 M)

= 0,098

Contoh Soal 2:

Ke dalam ruang tertutup yang volumenya 10 L direaksikan masing-masing 0,5 mol gas nitrogen dan 0,5 mol gas oksigen hingga membentuk reaksi setimbang.

$$2N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O(g)$$

Jika pada saat tercapai kesetimbangan terdapat 0,3 mol gas nitrogen. Hitunglah nilai tetapan kesetimbangannya!

Jawab :	$2N_2(g)$ +	$O_2(g)$ $\rightleftharpoons$	$2N_2O(g)$
Mula-mula:	0,5	0,5	0
Bereaksi:	0,2	0,1	0,2
Setimbang:	0,3 mol	0,4 mol	0,2 mol

$$Kc = \frac{[N_2O]^2}{[N_2]^2[O_2]}$$

$$= \frac{(\frac{0,2}{10})^2}{[\frac{0,3}{10}]^2[\frac{0,4}{10}]}$$

$$= \frac{(0,02)^2}{[0,03]^2[0,04]}$$

$$= 11$$

Catatan:

Nilai tetapan kesetimbangan akan berubah jika suhu berubah. Oleh karena itu dalam menuliskan nilai Kc harus disertai dengan menuliskan suhu. Contoh:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$$

Kc = 1,78 x 10^{-3} pada 800°C; Kc = 4,68 x 10^{-2} pada 1000°C; Kc = 5,67 pada 1500°C

f. Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Tekanan Parsial (Kp)

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi yang melibatkan gas selain dapat dinyatakan dengan konsentrasi (Kc), juga dapat dinyatakan berdasarkan tekanan parsial gas dalam campurannya (Kp). Pada saat gas terdiri dari campuran berbagai gas, tekanan total gas merupakan jumlah tekanan masing-masing gas penyusunnya. Contohnya, udara terdiri atas gas nitrogen, oksigen, karbon dioksida, argon dan uap air bertekanan 760 mmHg. Tekanan total (760 mmHg) tersebut merupakan jumlah tekanan masing-masing gas penyusunnya.

$$P\ total = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{CO_2} + P_{Ar} + P_{H_2O}$$

Reaksi pembentukan amonia memiliki Kp 1,5 x 10^{-5} pada suhu 500°C dengan reaksi:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \qquad Kp = 1{,}5 \times 10^{-5}$$

Bagaimana cara menentukan Kp?

Kesetimbangan Kc untuk reaksi,

$$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D \quad \text{adalah}$$

$$Kc = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = \frac{\left(\frac{n_c}{V}\right)^c\left(\frac{n_d}{V}\right)^d}{\left(\frac{n_a}{V}\right)^a\left(\frac{n_b}{V}\right)^b}$$

Menurut persamaan gas ideal, konsentrasi molar gas $\left(\frac{n}{V}\right)$ berbanding lurus dengan tekanannya (P).

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Dengan P = tekanan (atm); V = Volume (Liter); n = jumlah mol; R = tetapan gas ideal = 0,082 (L atm mol^{-1} K^{-1}).

Sehingga tetapan kesetimbangan Kp dapat dinyatakan sebagai berikut.

$$Kp = \frac{(P_C)^c(P_D)^D}{(P_A)^A(P_B)^B}$$

Dimana P_A, P_B, P_C dan P_D merupakan tekanan parsial dari gas A, B, C dan D.

Catatan:

1) Tekanan total sistem (P total) merupakan jumlah dari tekanan parsial masing-masing gas.

$$P\ total = P_A + P_B + P_C + P_D$$

2) Nilai tekanan parsial dari masing-masing gas dalam campuran dapat dihitung:

$$P_A = \frac{n_A}{n_{total}}\ x\ P_{Total} \qquad P_B = \frac{n_B}{n_{total}}\ x\ P_{Total}$$

$P_C = \frac{n_C}{n_{total}} \; x \; P_{Total}$ $\quad$ $P_D = \frac{n_D}{n_{total}} \; x \; P_{Total}$

Contoh Soal 1

Gas amoniak terurai menjadi gas hidrogen dan nitrogen menurut reaksi:

$$2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$$

Tekanan parsial gas NH_3, N_2, dan H_2 masing-masing 1,5 atm; 0,5 atm; dan 1,5 atm. Tentukan harga tetapan kesetimbangan gas tersebut!

Jawab :

$$Kp = \frac{p\,N_2\,p(H_2)^3}{p(NH3)^2}$$

$$= \frac{(0,5)(1,5)^3}{(1,5)^2}$$

$$= 0,75$$

Contoh Soal 2

Dalam ruang tertutup terdapat kesetimbangan antara 2 mol gas N_2O_4 dan 4 mol gas NO_2 menurut reaksi:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2NO_2\,(g)$$

Bila tekanan total gas 6 atm, maka tentukan harga Kp!

Jawab:

$p\,N_2O_4 = X.p_{total}$

$= \frac{2\,mol}{6mol}$ x 6 atm

= 2 atm

$p\,NO_2 = X.p_{total}$

$= \frac{4\,mol}{6mol}$ x 6 atm= 4 atm $\quad$ $Kp = \frac{(pNO_2)^2}{p\,N_2O_4} = \frac{4^2}{2} = 8$

g. Hubungan Kc dengan Kp

Secara umum Kc tidak sama dengan Kp, karena tekanan parsial reaktan dan produk tidak sama dengan konsentrasinya jika dinyatakan dalam mol per liter. Satu hubungan sederhana antara Kp dan Kc dapat

diturunkan sebagai berikut. Mari kita lihat kesetimbangan dalam fasa gas:

$$aA(g) \rightleftharpoons bB(g)$$

dimana a dan b adalah koefisien stoikiometri. Konstanta kesetimbangan Kc adalah

$$K_c = \frac{[B]^b}{[A]^a}$$

dan persamaan untuk Kp adalah

$$K_P = \frac{P_B^b}{P_A^a}$$

dimana P_A dan P_B adalah tekanan parsial A dan B. Dengan asumsi perilaku gas ideal,

$$P_AV = n_ART$$

$$P_A = \frac{n_ART}{V}$$

dimana V adalah volume wadah yang dinyatakan dalam satuan liter. Selain itu

$$P_BV = n_BRT$$

$$P_B = \frac{n_BRT}{V}$$

Dengan mensubsitusikan hubungan ini ke dalam persamaan untuk K_P, kita dapatkan

$$K_P = \frac{\left(\frac{n_BRT}{V}\right)^b}{\left(\frac{n_ART}{V}\right)^A} = \frac{\left(\frac{n_B}{V}\right)^b}{\left(\frac{n_A}{V}\right)^A}(RT)^{b-a}$$

Sekarang, n_A/V dan n_B/V mempunyai satuan mol per liter dan dapat digantikan oleh [A] dan [B] sehingga

$$\boldsymbol{K_P = \frac{[B]^b}{[A]^a} = (RT)^{\Delta n}}$$

$$\boldsymbol{= K_c(RT)^{\Delta n}}$$

Dimana $\Delta n = b - a$

= mol produk gas – mol reaktan gas

Contoh Soal 1:

Reaksi $N_2O(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons 3NO(g)$ mempunyai nilai Kc = 4,2 × 10^{-4} pada suhu 254°C. Berapakah nilai Kp reaksi pada suhu tersebut? (R= 0,082 (L atm mol^{-1} K^{-1})

Jawab :

$Kp = K_c(RT)^{\Delta n}$

$= 4{,}2 \times 10^{-4}$ (0,082 L atm mol^{-1} K^{-1} x (273°K + 254°C)^1

$= 4{,}2 \times 10^{-4}$ x 0,082 L atm mol^{-1} K^{-1} x 527 K

= 0,02 L atm mol^{-1}

Contoh Soal 2:

Pada suhu 550°C, reaksi $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ mempunyai nilai Kc = 490. Berapakah nilai Kp reaksi pada suhu tersebut? (R= 0,082 (L atm mol^{-1} K^{-1})

Jawab :

$Kp = K_c(RT)^{\Delta n}$

= 490 (0,082 L atm mol^{-1} K^{-1} x (550°C + 273°K)^0

= 490 (0,082 L atm mol^{-1} K^{-1} x (823°K)^0

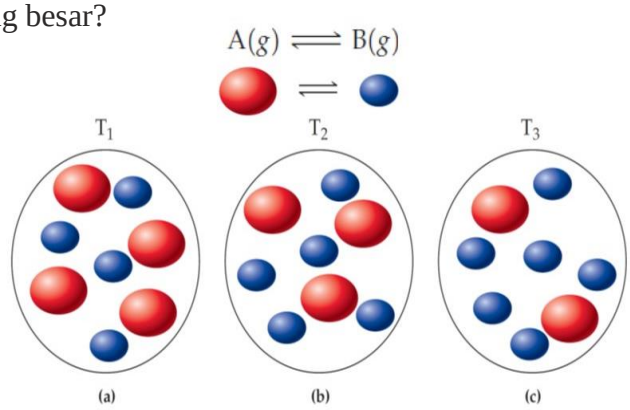
= 490 L atm mol^{-1}

Tabel 3. Harga Kc dan Kp reaksi kesetimbangan heterogen dan homogen

Reaksi	Kc	Kp
$2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$	$Kc = [CO_2]\,[H_2O]$	$Kp = (pCO_2)\,(pH_2O)$
$2CaSO_4(s) \rightleftharpoons 2CaO(s) + 2SO_2(g) + O_2(g)$	$Kc = [SO_2]^2\,[O_2]$	$Kp = (pSO_2)^2\,(pO_2)$
$2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$	$Kc = \frac{[O_2][CO]^2}{[CO_2]^2}$	$Kp = \frac{(pO_2)(pCO)^2}{(pCO_2)^2}$
$3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$	$Kc = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}$	$Kp = \frac{(pO_3)^2}{(pO_2)^3}$
$2ZnS(s) + 3O_2(g) \rightleftharpoons 2ZnO(s) + 2SO_2(g)$	$Kc = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^3}$	$Kp = \frac{(pSO_2)^2}{(pO_2)^3}$
$2NO_2(g) + 7H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + 4H_2O(l)$	$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[NO_2]^2[H_2]^7}$	$Kp = \frac{(pNH_3)^2}{(pNO_2)^2(pH_2)^7}$

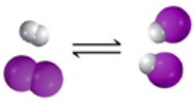
Reaksi	Kc	Kp
$CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$	$Kc = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$	$Kp = \frac{(pCOCl_2)}{(pCO)(pCl_2)}$

1. Berikut ini merupakan ilustrasi kesetimbangan reaksi A $(g) \rightleftharpoons$ B(g), pada suhu T_1, T_2 dan T_3. Pada suhu berapakah nilai Kc yang paling besar?



2. Berdasarkan reaksi:

$$N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \rightleftharpoons 2NH_3\,(g)$$



Tabel 4. Harga Kc pada berbagai temperatur

T (K)	$[N_2]$	$[H_2]$	$[NH_3]$	Kc
500	0,115	0,105	0,44	1454
575	0,11	0,252	0,13	9,6
775	0,12	0,14	0,00445.	0,06

Nilai tetapan kesetimbangan dapat digunakan untuk menentukan konsentrasi zat dalam keadaan setimbang. Dengan mengetahui nilai tetapan kesetimbangan suatu reaksi pada suhu tertentu, maka gambaran tentang komposisi zat-zat yang ada pada kesetimbangan pada suhu tersebut juga dapat diketahui.

Contoh :

Pada suhu 500°C 0,1 mol gas karbon monoksida dan 0,1 mol uap air ditempatkan pada wadah 1 liter dan terjadi reaksi membentuk gas

karbon dioksida dan gas hidrogen. Setelah beberapa lama sistem mencapai kesetimbangan dengan harga Kc= 4,06. Tentukanlah

a. Persamaan reaksi setimbang

b. Konsentrasi zat setelah mencapai kesetimbangan

Jawab :

a. $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$

b.

	$CO(g)$ +	$H_2O(g)$ $\rightleftharpoons$	$CO_2(g)$ +	$H_2(g)$
Mula- mula	0,1 mol	0,1 mol	0	0
Perubahan konsentrasi	-x	-x	+x	+x
Konsentrasi setimbang	(0,1-x)	(0,1-x)	x	x

$$Kc = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

$$4{,}06 = \frac{[x][x]}{[0{,}1-x][0{,}1-x]}$$

$$4{,}06 = \frac{[x]^2}{[0{,}01-0{,}2x+X^2]}$$

$$\sqrt{\frac{X^2}{(0{,}1-x)^2}} = \frac{X}{(0{,}1-x)} = \sqrt{4{,}06} = 2{,}01$$

x = 0,0668

Sekarang kita mengetahui nilai x, maka kita bisa menghitung konsentasi zat – zat dalam kesetimbangan:

[CO] = 0,1 – x = 0,1 – 0,0668 = 0,033 M

$[H_2O]$ = 0,1 – x =0,1 – 0,0668 = 0,033 M

$[CO_2]$ = x = 0,0668 M

$[H_2]$ = x = 0,0668 M

Contoh :

Gas hidrogen bereaksi dengan gas iodin menghasilkan gas hidrogen iodida. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

0,5 mol H_2 dan 0,5 mol I_2 ditempatkan dalam tabung 1 L pada suhu 430°C, reaksi ini mempunyai tetapan kesetimbangan sebesar 54,3. Tentukan konsentrasi masing-masing zat pada kesetimbangan?

Jawab :

	$H_2(g)$ +	$I_2(g)$ $\rightleftharpoons$	$2HI(g)$
Mula- mula	0,5 mol	0,5 mol	0
Perubahan konsentrasi	-x	-x	+x
Konsentrasi setimbang	(0,5-x)	(0,5-x)	x

$$Kc = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

$$54{,}3 = \frac{[x]^2}{[0{,}5-x][0{,}5-x]}$$

$$54{,}3 = \frac{[x]^2}{[0{,}25-x+X^2]}$$

$$\sqrt{\frac{X^2}{(0{,}5-x)^2}} = \frac{X}{(0{,}5-x)} = \sqrt{54{,}3} = 7{,}37$$

x = 0,44

Sekarang kita mengetahui nilai x, maka kita bisa menghitung konsentasi zat – zat dalam kesetimbangan:

$[H_2]$ = 0,5 – x = 0,5 – 0,44 = 0,06

$[I_2]$ = 0,5 – x = 0,5 – 0,44 = 0,06

[HI] = 0,06/2 = 0,03

Jika diketahui dua reaksi kesetimbangan dengan senyawa yang sama, maka dapat dibandingkan nilai tetapan kesetimbangannya (K_1 dan K_2). Gas NO_2 yang berwarna coklat dapat berubah menjadi gas N_2O_4 yang tidak berwarna menurut reaksi:

$$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) \quad \text{Reaksi 1}$$

Rumusan tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut adalah

$$Kc = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$$

Apabila Reaksi 1 dibalik,

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2NO_2\,(g) \quad \text{Reaksi 2}$$

Apabila koefisien Reaksi 1 dikali 2,

$$4NO_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O_4(g) \quad \text{Reaksi 3}$$

Bagaimana hubungan tetapan kesetimbangan reaksi 1 dengan reaksi 2? Bagaimana hubungan tetapan kesetimbangan reaksi 1 dan 3? Bagaimana hubungan tetapan kesetimbangan reaksi 4, 5 dan 6?

Perhatikanlah reaksi berikut ini.

(a) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ Reaksi 1

$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ Reaksi 2

Penyelesaian: reaksi kedua merupakan kebalikan reaksi pertama, sedangkan koefisien reaksi tersebut tidak berubah.

Maka hubungan reaksi 2 dan reaksi 1 adalah $Kc_2 = \frac{1}{Kc2}$

(b) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ Reaksi 1

$4NO_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O_4(g)$ Reaksi 3

Penyelesaian: reaksi 1 dan reaksi 3 merupakan jenis reaksi yang sama, namun koefisien reaksi 3 duakali dari reaksi 1.

Maka hubungan tetapan kesetimbangan reaksi 3 dan reaksi 1 adalah

$Kc_3 = (Kc_1)^2$

(c) $CO(g) + ½\ O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$ Reaksi 4

$H_2O(g) \rightleftharpoons H_2(g) + ½\ O_2(g)$ Reaksi 5

$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$ Reaksi 6

Penyelesaian: reaksi merupakan hasil dari penjumlahan reaksi 4 dan reaksi 5. Jika reaksi dijumlahkan maka tetapan kesetimbangan dikalikan. Maka hubungan tetapan kesetimbangannya adalah $Kc_6 = Kc_4 \times Kc_5$

h. Kesetimbangan Disosiasi

Penguraian senyawa menjadi lebih sederhana disebut reaksi *disosiasi*. Jika reaksi disosiasi dapat balik, terbentuklah kesetimbangan disosiasi. Sebagai contoh:

- $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$
- $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$
- $NH_4Cl(g) \rightleftharpoons NH_3(g) + HCl(g)$

- $2\ HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$
- $2\ NH_3(g) \rightleftharpoons 3\ H_2(g) + N_2(g)$
- $2\ SO_3(g) \rightleftharpoons 2\ SO_2(g) + O_2(g)$

Reaksi disosiasi mengandung satu jenis pereaksi, sedangkan hasil reaksinya dapat satu, dua atau tiga senyawa atau unsur. Kesetimbangan disosiasi dapat terjadi bila pada mulanya sistem mengandung pereaksi, dan kemudian terurai menjadi hasil reaksi. Dalam sistem masih terdapat pereaksi karena hanya sebagian saja terdisosiasi (terurai). Bagian yang terdisosiasi ini disebut *derajat disosiasi (α).*

$$\alpha = \frac{Jumlah\ mol\ pereaksi\ yang\ terdisosiasi}{jumlah\ mol\ pereaksi\ mula - mula}$$

Nilai α berada antara 0 dan 1. Nilai α = 0, bila pereaksi tidak terurai sama sekali, dan α = 1 bila terurai sempurna.

Contoh :

Kesetimbangan $AB \rightleftharpoons A + B$ mengandung [AB] = 0,2 M, [A]=[B]=0,05 M. Tentukan derajat disosiasinya.

Penyelesaian:

$AB \rightleftharpoons A + B$

0,05 M 0,05 M 0,05 M

[AB] yang terurai = 0,05 M

[AB] mula-mula = (0,2 M + 0,05 M) = 0,25 M

$$\alpha = \frac{[AB]\ yang\ terurai}{[AB]mula-mula} = \frac{0{,}05}{0{,}25} = 0{,}2$$

Contoh:

Di dalam ruang yang volumenya 2 L dipanaskan 0,5 mol gas SO_3 sehingga terurai menjadi gas SO_2 dan gas O_2 membentuk reaksi kesetimbangan:

$2SO_3\ (g) \rightleftharpoons 2SO_2\ (g) + O_2\ (g)$

Setelah terjadi kesetimbangan ternyata di dalam sistem terdapat 0,1 mol gas oksigen. Hitunglah nilai derajat disosiasi (α) SO_3!

Jawab :

$$2SO_3\ (g) \rightleftharpoons 2SO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

$$\alpha = \frac{mol\ zat\ yang\ terurai}{mol\ zat\ mula-mula} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4$$

Untuk lebih memahami materi kesetimbangan kimia ini, lihatlah video animasi ini https://www.youtube.com/watch?v=lV7uI9arvlE

i. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Kesetimbangan Kimia

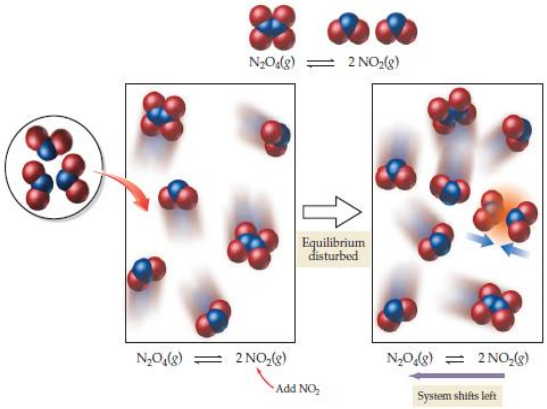
Gambar 24. Henri Louis Le Châtelier (1850–1936)

Ilmuwan Kimia Prancis, Henri Louis Le Châtelier (1850 – 1936) berpendapat bahwa jika pada kesetimbangan kimia dilakukan gangguan, maka akan terjadi pergeseran kesetimbangan, tetapi sistem akan berusaha mempertahankan kesetimbangan tersebut sehingga pengaruhnya menjadi sekecil mungkin. Pendapat Henry Le Chatelier dikenal dengan asas Le Châtelier. Faktor yang mempengaruhi pergeseran kesetimbangan adalah konsentrasi, suhu, volume dan tekanan.

1) Pengaruh Konsentrasi

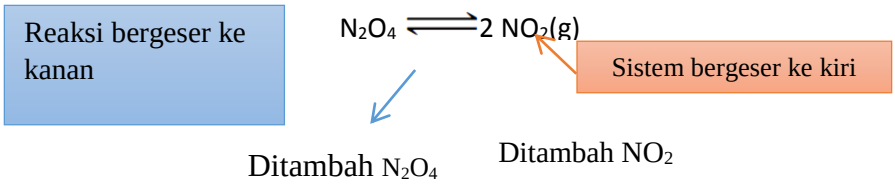
Coba Anda perhatikan reaksi kesetimbangan kimia dibawah ini !.

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$$



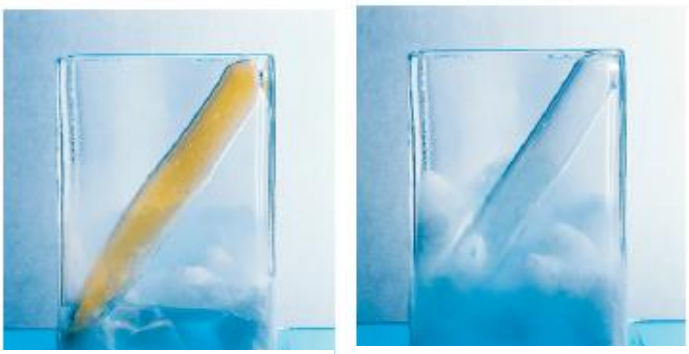
Gambar 25. Kesetimbangan berdasarkan pengaruh konsentrasi

Dari gambar di atas dapat kita ketahui apabila reaksi ditambah gas NO_2 maka kesetimbangan akan bergeser ke arah kiri, apabila ditambah N_2O_4 kesetimbangan bergeser ke kanan



2) Pengaruh Suhu

Suatu reaksi dapat bersifat eksoterm dan endoterm. Reaksi eksoterm adalah reaksi yang melepaskan kalor, ditandai dengan perubahan entalpi (ΔH) bernilai negatif (-). Sedangkan reaksi endoterm adalah reaksi yang membutuhkan kalor, ditandai dengan perubahan entalpi (ΔH) bernilai positif (+).



(a) Panas: NO_2 (b) Dingin: N_2O_4

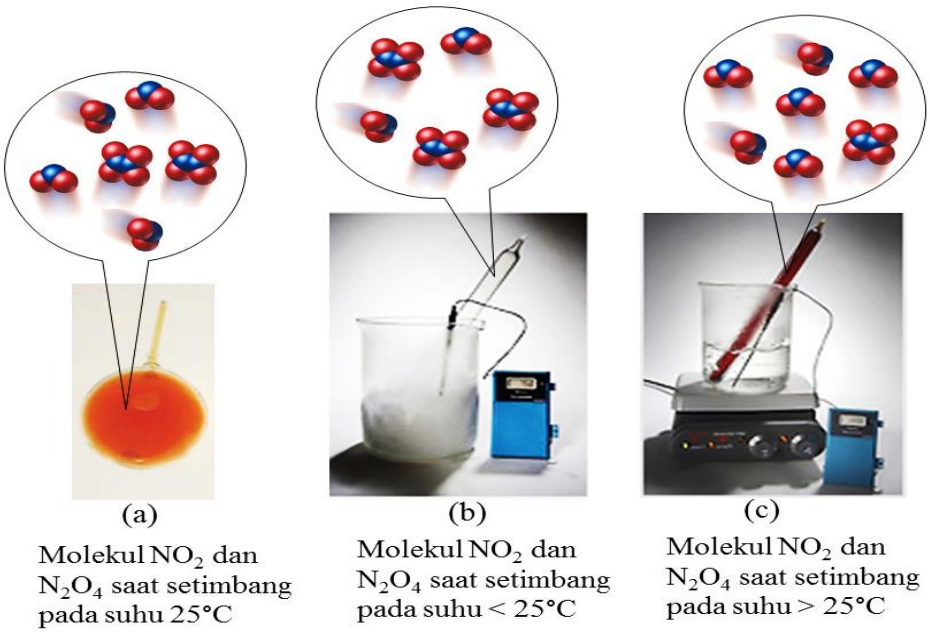
Gambar 26 (a) Kesetimbangan bergeser ke kanan (b) Kesetimbangan bergeser ke kiri (Tro, 2011: 554)

Gas N_2O_4 merupakan gas yang tidak berwarna dan dapat terurai menjadi gas NO_2 yang berwarna coklat. Reaksi yang terjadi merupakan reaksi endoterm.

$$N_2O_4(g) + \text{kalor} \rightleftharpoons NO_2(g) \quad \Delta H = +\text{ x Kkal}$$

tidak berwarna coklat

Apabila suhu sistem diturunkan, kesetimbangan bergeser kearah N_2O_4, dan jika suhu dinaikkan maka kesetimbangan bergeser kearah NO_2.



Gambar 27. Pengaruh suhu terhadap pergeseran kesetimbangan *(Tro, 2011: 647)*

Karena reaksi penguraian N_2O_4 menjadi NO_2 membutuhkan kalor, maka reaksi tersebut merupakan reaksi endoterm

Pada saat keadaan awal (a) jumlah molekul N_2O_4 sebanyak 2 molekul dan NO_2 sebanyak 4 molekul. Pada keadaan kedua saat suhu diturunkan (b) jumlah N_2O_4 adalah sebanyak 3 molekul dan NO_2 sebanyak 2 molekul. Dan pada keadaan ketiga saat suhu dinaikan (c) jumlah N_2O_4 sebanyak 1 molekul dan NO_2 sebanyak 6 molekul.

Pada saat suhu diturunkan, molekul N_2O_4 bertambah dari 2 menjadi 3 sedangkan molekul NO_2 berkurang dari 4 menjadi 2, maka ketika suhu diturunkan, kesetimbangan akan bergeser kearah reaksi eksoterm. Pada saat suhu dinaikkan, jumlah molekul N_2O_4 berkurang dari 2 menjadi 1 sedangkan molekul NO_2 bertambah dari 4 menjadi 6, maka ketika suhu dinaikkan, kesetimbangan akan bergeser kearah reaksi endoterm.

3) Pengaruh Volume dan Tekanan

Kesetimbangan yang dipengaruhi oleh tekanan adalah kesetimbangan homogen fasa gas. Menurut prinsip Le Chatelier,

jika tekanan dalam sistem kesetimbangan diubah, maka sistem akan mengadakan aksi agar pengaruh tersebut berkurang. Perubahan tekanan dapat menggeser kesetimbangan karena dapat mengubah konsentrasi komponen kesetimbangan. Menurut hukum Boyle, tekanan berbanding terbalik dengan volume, bila tekanan gas diperbesar berarti volumenya diperkecil. Sebaliknya bila tekanan gas diperkecil berarti volumenya diperbesar.

Coba Anda perhatikan reaksi pembuatan ammonia dibawah ini,

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

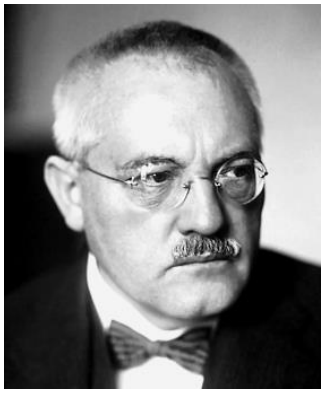
Apabila volume diperkecil atau tekanan diperbesar, maka kesetimbangan bergeser kearah NH_3. Apabila volume diperbesar atau tekanan diperkecil, maka kesetimbangan bergeser ke arah N_2 dan H_2.. Untuk lebih jelas pada media animasi.

b. Proses Haber-Bosch dan Proses Kontak

1) Proses Haber-Bosch

Ratusan tahun yang lalu telah diketahui bahwa senyawa nitrogen sangat penting untuk pertumbuhan tanaman. Dahulunya pupuk merupakan bahan utama untuk penyuburan tanah. Cepatnya pertumbuhan populasi di Eropa pada abad ke-19 maka kebutuhan pangan juga meningkat. Solusinya pada waktu itu adalah menggunakan natrium nitrat ($NaNO_3$) yang ditemukan di Chili sebagai pupuk untuk menyuburkan tanaman. Namun, ketersediaan $NaNO_3$ yang terbatas membuat ahli kimia berusaha untuk menemukan berbagai metode untuk mensintesis senyawa nitrogen dari gas N_2 yang jumlahnya tidak terbatas.

Gambar 28. Carl Bosh



Gambar 29. Fritz Haber

Fritz Haber, seorang ahli kimia Jerman pada tahun 1908 menunjukkan bahwa pada suhu 1000°C terbentuk amonia ketika gas nitrogen dan gas hidrogen dicampurkan.

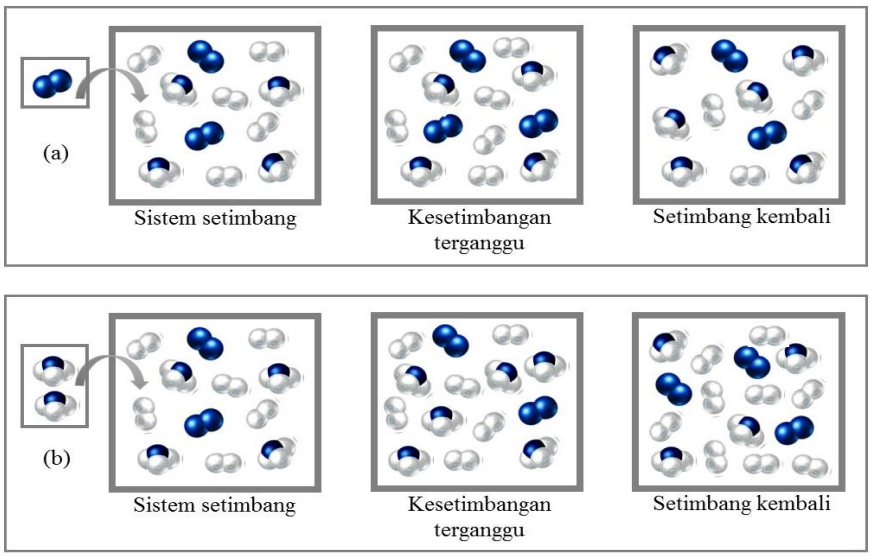
$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H = -92{,}4 \text{ kJ}$$

Reaksi pembentukan amonia dari N_2 dan H_2 merupakan reaksi eksoterm. Haber menemukan kondisi optimum reaksi tersebut adalah pada tekanan 200 atm dan suhu 500°C. Insinyur kimia **Carl Bosch** membutuhkan waktu 5 tahun untuk merancang peralatan sintesis amonia.

Sangat disayangkan penyelesaian rancangan tersebut bertepatan dengan mulainya perang dunia I. Amonia pada waktu itu lebih digunakan untuk memproduksi bahan peledak dibandingkan untuk meningkat hasil pertanian (Canham dan Overton, 2010: 373).

Amonia merupakan salah satu zat kimia anorganik yang paling banyak diproduksi. Pada tahun 2010 total produksi amonia dunia adalah sekitar 159 juta ton. China memproduksi 32,1% dari produksi dunia, India 8,9%, Rusia 7,9%, dan Amerika Serikat 6,3%. Lebih dari 80% amonia yang diproduksi digunakan untuk pupuk. Selain itu juga digunakan untuk produksi plastik, serat, asam nitrat dan dibidang farmasi. Untuk memperoleh amoniak sebanyak-banyaknya maka dapat dihubungkan dengan azaz Le Chatelier seperti yang terlihat pada Gambar 30.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \qquad \Delta H = -92 \text{ kJ}$$



Gambar 30. Pengaruh perubahan konsentrasi terhadap pergeseran kesetimbangan campuran gas NH_3, N_2 dan H_2

Keterangan: NH_3 N_2 H_2

Pada kesetimbangan (a) ditambahkan molekul N_2 sebagai pengganggu, sedangkan pada kesetimbangan (b) ditambahkan molekul NH_3 sebagai pengganggu.

Pada saat penambahan molekul N_2, maka terjadi penambahan pada molekul NH_3 saat keadaan setimbang kembali, sedangakan saat penambahan molekul NH_3 terjadi penambahan molekul N_2 dan molekul H_2 saat keadaan setimbang kembali**,** untuk mendapatkan hasil ammonia yang maksimal, maka zat yang perlu ditambahkan adalah molekul N_2 dan H_2.

Jenis reaksi pembentukan ammonia ini merupakan reaksi eksoterm, Untuk mendapatkan ammonia maksimal, maka suhu sistem harus diturunkan. Koefisien pada reaktan lebih besar dibandingkan koefisisen pada produk, maka untuk mendapatkan ammonia maksimal, tekanan harus diperbesar dan volume diperkecil.

2) Proses Kontak

Asam sulfat (H_2SO_4) mempunyai banyak kegunaan dan merupakan salah satu produk utama industri kimia. Beberapa

manfaat asam sulfat adalah untuk pembuatan pupuk, di antaranya pupuk superfosfat, detergen, cat kuku, cat warna, fiber, plastik, industri logam, dan pengisi aki. Asam sulfat kuat 93% sampai dengan 98% digunakan untuk pembuatan berbagai bahan kimia nitrogen, sintesis fenol, pemulihan asam lemak dalam pembuatan sabun, pembuatan asam fosfat dan tripel superfosfat. Oleum ($H_2S_2O_7$) digunakan dalam pengolahan minyak bumi, TNT (trinitrotoluena) dan zat warna.

Salah satu cara pembuatan asam sulfat melalui proses industri dengan produk yang cukup besar adalah dengan proses kontak. Bahan yang digunakan pada proses ini adalah belerang dan melalui tahap berikut.

1. Belerang dibakar di udara, sehingga bereaksi dengan oksigen dan menghasilkan gas belerang dioksida.

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

2. Belerang dioksida direaksikan dengan oksigen dan dihasilkan belerang trioksida.

$$SO_2(g) + \tfrac{1}{2}\, O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$$

   Hasil optimum diperoleh pada tekanan 1 atm, suhu sekitar 500 °C dan dengan katalis V_2O_5.

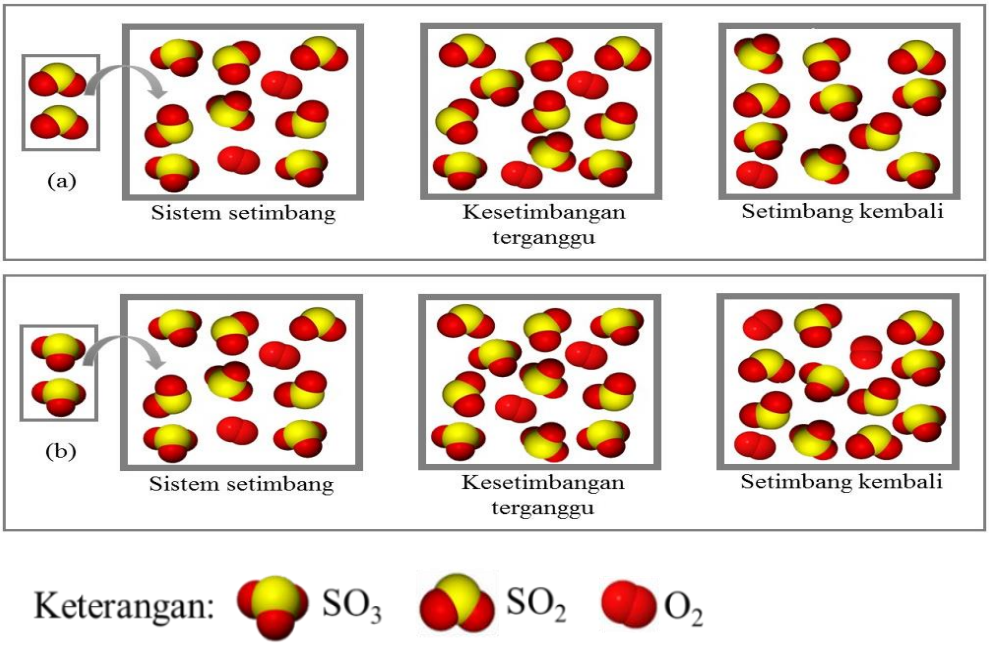
3. Gas SO_3 dialirkan melalui menara yang di dalamnya terdapat aliran H_2SO_4 pekat, sehingga terbentuk asam pirosulfat ($H_2S_2O_7$) atau disebut "oleum". Asam pirosulfat direaksikan dengan air sampai menghasilkan asam sulfat.

$$SO_3(g) + H_2SO_4(g) \longrightarrow H_2S_2O_7(aq)$$

$$H_2S_2O_7(aq) + H_2O(l) \longrightarrow 2\, H_2SO_4(l)$$

Apabila dihubungkan dengan azas Le Chatelier, apa yang harus dilakukan agar diperoleh amonia dan H_2SO_4 sebanyak-banyaknya? Untuk memperoleh asam sulfat sebanyak-banyaknya maka dapat dihubungkan dengan azaz Le Chatelier seperti yang terlihat pada Gambar 31.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) \quad \Delta H = -190 \text{ kJ}$$



Gambar 31. Pengaruh perubahan konsentrasi terhadap pergeseran kesetimbangan campuran gas SO_3, O_2 dan SO_2

Pada kesetimbangan (a) ditambahkan molekul SO_2 sebagai pengganggu, sedangkan pada kesetimbangan (b) ditambahkan molekul SO_3 sebagai pengganggu**.**

Pada saat penambahan molekul SO_2, dapat dilihat terjadi penambahan pada molekul SO_3 saat keadaan setimbang kembali, sedangkan saat penambahan molekul SO_3 terjadi penambahan molekul SO_2 dan molekul O_2 saat keadaan setimbang kembali untuk mendapatkan asam sulfat dalam jumlah yang banyak (maksimal), maka zat yang perlu ditambahkan adalah molekul SO_2 dan O_2.

Jenis reaksi pembentukan asam sulfat ini merupakan reaksi eksoterm, untuk mendapatkan asam sulfat maksimal, maka suhu sistem harus diturunkan. Koefisien pada reaktan lebih besar dibandingkan koefisisen pada produk, maka untuk mendapatkan asam sulfat maksimal, tekanan harus diperbesar/volume diperkecil.

Untuk lebih memahami materi faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan kimia ini bukalah video pada (https://www.youtube.com/watch?v=Nimn4L7oyCI&list=PLbqPkavOOLFusHRpftWeeMEvCNDAxPJq9).

Materi kesetimbangan kimia yang kita bahas meliputi kesetimbangan dinamis, kesetimbangan homogen dan heterogen, Hukum kesetimbangan, Tetapan kesetimbangan dan stoikiometri reaksi, tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi (Kc), tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan parsial (Kp), hubungan Kc dengan Kp, dan menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan kimia.

Kesetimbangan dinamis merupakan keadaan sistem yang setimbang tetapi didalamnya terjadi perubahan yang terus menerus. Contohnya ketika gas hidrogen direaksikan dengan gas nitrogen membentuk gas amonia. Reaksinya yaitu $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Yang bukan termasuk kesetimbangan dinamis yaitu reaksi yang terjadi secara ireversible contohnya

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g).$$

Kesetimbangan homogen yaitu kesetimbangan yang semua zat pereaksi dan hasil reaksinya berfasa sama. Contohnya:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$$

yang bukan merupakan kesetimbangan homogen yaitu

$$C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$$

Kesetimbangan heterogen yaitu kesetimbangan kimia yang fasa zat –zat yang terlibat di dalamnya tidak sama. Contohnya:

$$C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$$

yang bukan merupakan kesetimbangan heterogen yaitu:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ H_2O(g)$$

Hukum tetapan kesetimbangan terjadi apabila pada keadaan setimbang, perbandingan hasil kali konsentrasi produk yang dipangkatkan dengan koefisiennya terhadap hasil kali konsentrasi reaktan dipangkatkan

koefisiennya adalah tetap. Contohnya aA + bB $\rightleftharpoons$ cC + dD, maka tetapan kesetimbangan (K): $K=\frac{[C]^C[D]^d}{[A]^a[B]^b}$. Yang tidak sesuai dengan tetapan kesetimbangan contohnya yaitu: $K=\frac{[C]\ \ [D]}{[A]\ \ [B]}$

Konstanta kesetimbangan konsentrasi adalah hasil perkalian zat hasil reaksi dibagi dengan perkalian konsentrasi zat pereaksi, dan masing-masing dipangkatkan dengan koefisien reaksi. Contohnya $H_2(g)+I_2(g)$ $\rightleftharpoons$ 2HI(g) maka $Kc=\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$. Yang bukan merupakan konstanta kesetimbangan konsentrasi contohnya : $H_2(g)+I_2(g)$ $\rightleftharpoons$ 2HI(g), $Kc=\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$.

Kita mengetahui bahwa campuran beberapa gas dalam wadah yang sama mempunyai volume, tekanan dan suhu yang sama, maka jumlah partikel masing-masing komponen setara dengan jumlah molnya. Karena tekanan parsial komponen gas setara dengan jumlah molnya, maka dalam kesetimbangan gas dikenal konstanta kesetimbangan tekanan (K_p). Contohnya yaitu: $H_2(g)$ + $I_2(g)$ $\rightleftharpoons$ 2HI(g). Maka $Kp=\frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})\ \ (P_{I_2})}$. Yang bukan merupakan konstanta kesetimbangan tekanan (Kp) yaitu: $H_2(g)$ + $I_2(g)$ $\rightleftharpoons$ 2HI(g), $Kp=\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

Nilai Kp dan Kc suatu kesetimbangan tidak selalu sama, tetapi saling berhubungan. Jika satu diketahui maka yang lain dapat dihitung. Contohnya yaitu kesetimbangan gas

aAB(g) + bCD(g) $\rightleftharpoons$ cAC(g) + dBD(g)

sehingga:

$Kp=\frac{P^c AC\ x\ P^d BD}{P^a AB\ x\ P^b CD}$ dan $Kc=\frac{[AC]^c\ [BD]^d}{[AB]^a[CD]^b}$. Yang bukan merupakan hubungan antara Kc dan Kp contohnya yaitu $Kc=\frac{[AC]^c\ [BD]^d}{[AB]^a[CD]^b}$, $Kp=\frac{[AC]^c\ [BD]^d}{[AB]^a[CD]^b}$

Kesetimbangan disosiasi merupakan kesetimbangan reaksi penguraian suatu molekul menjadi dua atau lebih molekul sederhana. Contohnya $NH_4Cl \rightleftharpoons NH_3(g) + HCl(g)$. Yang bukan merupakan contoh dari kesetimbangan disosiasi yaitu $H_2(g)+I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$.

Kesetimbangan kimia bersifat mantap, karena konsentrasi semua zat dapat dikatakan konstan. Kemantapan itu ditandai oleh konstanta kesetimbangan. Namun, suatu kesetimbangan dapat berubah bila mendapat gangguan dari luar. Perubahan itu menuju ke arah tercapainya suatu kesetimbangan baru yang disebut pergeseran kesetimbangan. Beberapa faktor yang dapat menggeser kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, suhu, volume dan tekanan.

Perubahan konsentrasi komponen kesetimbangan mengakibatkan pergeseran beberapa saat sampai tercapai kesetimbangan baru. Arah pergeseran bergantung pada jenis perubahannya. Jika salah satu konsentrasi zat ditambah, kesetimbangan bergeser dari arah yang ditambah. Jika salah satu konsentrasi zat dikurangi, kesetimbangan bergeser ke arah yang dikurangi. Contohnya dapat anda ketahui antara kesetimbangan ion-ion $FeSCN^{2+}$ yang tidak terurai dan Fe^{3+} dan SCN ditulis $FeSCN^{2+}(aq) \rightleftharpoons Fe^{3+}(aq)+SCN(aq)$. Jika ditambahkan sedikit natrium tiosianat ke dalam larutan maka beberapa ion Fe^{3+} bereaksi ion SCN yang ditambahkan sehingga kesetimbangan bergeser dari kanan ke kiri:

$$FeSCN^{2+}(aq) \longleftarrow Fe^{3+}(aq) + SCN^{-}(aq)$$

Perubahan suhu mengubah jumlah zat dan juga konstanta kesetimbangan. Suatu kesetimbangan terdiri dari dua reaksi bolak balik. Jika reaksi yang satu eksotermik, maka yang lain akan endotermik. Contohnya dapat anda ketahui pada kesetimbangan ion berikut:

$$CoCl_4^{2-} + 6H_2O \rightleftharpoons Co(H_2O)_6^{2+} + 4Cl^-$$

Biru merah muda

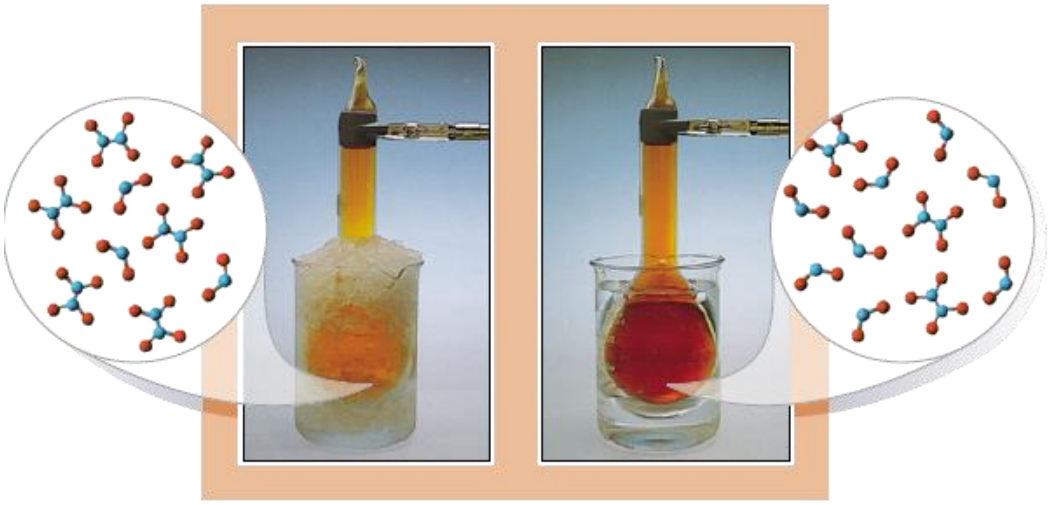
Jika dipanaskan, kesetimbangan bergeser ke kiri dan larutan menjadi biru. Pendinginan menghasilkan reaksi eksotermik (pembentukan $Co(H_2O)_6^{2+}$) dan larutan menjadi merah muda.

4. Forum Diskusi

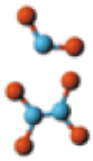
Untuk lebih memahami materi kesetimbangan kimia, silahkan Anda diskusikan soal-soal berikut ini.

1. Andi ingin mengetahui bagaimana pengaruh perubahan suhu terhadap kesetimbangan. Andi melakukan percobaan dengan memasukkan gas NO_2 kedalam gelas kimia yang berisi es dan memasukkan gas N_2O_4 kedalam gelas kimia yang berisi air pada suhu kamar.

   Reaksi kesetimbangannya : $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ $\Delta H = 57{,}2$ kJ/mol



   Keterangan :



   : NO_2

   : N_2O_4

   Gas NO_2 berwarna coklat dan gas N_2O_4 berwarna coklat pekat. Berdasarkan kegiatan tersebut, apa yang dapat Anda temukan? coba anda jelaskan bagaimana pengaruh perubahan suhu terhadap kesetimbangan!

2. Pernakah Anda meminum minuman bersoda? Ketika Anda menggoyangkan botol minuman bersoda tersebut dan membukanya maka

akan timbul gelembung-gelembung gas. Lalu ketika Anda menutup kembali tutup botol tersebut maka gelembung-gelembung gas tersebut akan berhenti. Reaksi pada minuman bersoda adalah: $CO_2\,(g) \rightleftharpoons CO_2\,(aq)$

Coba Anda jelaskan peristiwa dan reaksi tersebut menggunakan prinsip kesetimbangan!

3. Dalam dunia industri pembuatan HNO_3, pengusaha akan melakukan 3 tahapan dan salah satu tahapnya yaitu pembentukan gas NO :

$$4NH_3 + 5O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O \qquad \Delta H = -907\ kJ$$

Pada tahap pembentukan gas NO pengusaha lebih memilih menggunakan suhu yang tinggi untuk mempercepat produksi dibandingkan dengan menggunakan suhu yang rendah walaupun suhu rendah dapat menggeser kesetimbangan kearah kanan. Dapatkah anda menjelaskan kenapa pengusaha tersebut melakukan hal demikian untuk menghasilkan NO yang lebih banyak? dan apakah yang dilakukan pengusaha tersebut sudah benar? Menurut anda langkah apa yang tepat dilakukan oleh pengusaha tersebut untuk meningkatkan jumlah NO yang dihasilkan dan yang sesuai dengan prinsip kesetimbangan?

C. PENUTUP

1. Rangkuman

Kesetimbangan kimia merupakan kesetimbangan dinamis dimana laju perubahan zat pereaksi menjadi zat hasil reaksi sama dengan laju perubahan produk menjadi reaktan, pada saat setimbang hasil kali konsentrasi pereaksi dibandingkan dengan hasil kali konsentrasi reaktan pangkat koefisien merupakan bilangan yang konstan yang disebut dengan konstanta kesetimbangan (Kc). Kesetimbangan gas mempunyai konstanta kesetimbangan tekanan (Kp) yaitu perbandingan antara tekanan parsial produk dan reaktan pangkat koefisien. Kp dapat ditentukan dari Kc apabila tekanan dan suhu diketahui.

Menurut asas Le Chatelier, suatu kesetimbangan bila diganggu akan bergeser sedemikian rupa sehingga pengaruh gangguan itu sekecil mungkin.

Faktor yang menggeser kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, suhu, tekanan, dan voleme. Kesetimbangan bergeser dari arah penambahan komponen atau ke arah pengurangan komponen.

Kenaikan suhu menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke arah endoterm, dan sebaliknya penurunan suhu pergeseran ke arah eksoterm. Memperbesar tekanan atau memperkecil volume akan menggeser kesetimbangan ke arah molekul terkecil, dan sebaliknya, memperkecil tekanan atau memperbesar volume akan menggeser kesetimbangan ke arah molekul terbesar. Katalis tidak menggeser kesetimbangan, tetapi mempercepat kedua reaksi secara setara.

2. Tes Formatif

1. Suatu kesetimbangan dikatakan dinamis apabila ....
   A. Reaksi berjalan dalam kedua arah dan bersifat mikroskopis
   B. Ada perubahan dari kiri ke kanan tetapi jumlahnya seimbang
   C. Laju reaksi dari kiri selalu sama dengan laju reaksi dari kanan
   D. Perubahan dari kiri dan kanan berlangsung terus-menerus
   E. Reaksi terus menerus bersifat makroskopis
2. Perhatikan reaksi kesetimbangn $2X(g) + Y(g) \rightleftharpoons 3P(g) + Q(g)$. Jika kedalam suatu ruangan hampa dimasukan zat-zat X dan Y dengan jumlah mol yang sama, maka setelah tercapai kesetimbangan akan selalu berlaku.....
   A. [Y] = [Q]
   B. [X] < [Y]
   C. [Y] = [X]
   D. [Y] < [X]
   E. [X] + [X] > [P] + [Q]
3. Pada suhu tertentu kesetimbangan $N_2(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ mempunyai konstanta 16, maka konstanta kesetimbangan $NO_2(g) \rightleftharpoons {}^1/_2\, N_2(g) + O_2(g)$ adalah.....
   A. 1/16
   B. ¼

C. 4

D. 8

E. 1/8

4. Reaksi kesetimbangan $2BaO_2(s) \rightleftharpoons 2BaO(s) + O_2(g)$ mempunyai konstanta kesetimbangan ....

A. $[BaO]^2 [O_2]/ [BaO_2]^2$

B. $[BaO] / [BaO_2]^2$

C. $[BaO]^2 / [BaO_2]^2 [O_2]$

D. $[BaO]$

E. $[O_2]$

5. Kesetimbangan $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ dibuat dengan mencampur H_2 dengan konsentrasi 0,20 mol/L dan I_2 dengan konsentrasi 0,15 mol/L. setelah setimbang masih tersisa I_2 sebanyak 0,05 mol/L Dari data itu akan didapat konstanta kesetimbangan adalah.....

A. 2 B. 4 C. 8 D. 16 E. 32

6. Dari reaksi setimbang:

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^{-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$$

Jika ditambah 1 tetes larutan jenuh $FeCl_3$ maka …

A. Jumlah ion SCN^- akan bertambah

B. Jumlah ion Fe^{3+} akan berkurang

C. Jumlah ion $FeSCN^{2+}$ akan bertambah

D. Jumlah ion $FeSCN^{2+}$ akan berkurang

E. Jumlah ketiga ion tetap

7. Pada suhu dan tekanan tertentu di dalam bejana yang volumenya 200 liter terdapat kesetimbangan:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) \quad \Delta H = -198{,}2 \text{ kJ}$$

Pada suhu tetap volume sistem dijadikan 1000 liter. Setelah sistem kembali pada keadaaan setimbang maka …

A. Konsentrasi gas oksigen akan menjadi setengah konsentrasi semula.

B. Konsentrasi gas SO_3 sama dengan konsentrasi semula.

C. Konsentrasi gas SO_3 menjadi lebih kecil dari konsentrasi semula.

D. Tekanan sistem menjadi 5 kali dari tekanan sistem semula.

E. Perubahan yang terjadi tidak dapat diramalkan.

8. Pada kesetimbangan:

$$2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2\ (g)\ \Delta H = +380\ kJ$$

Jika suhu diturunkan, maka konsentrasi …

A. SO_3 tetap

B. SO_3 bertambah

C. SO_2 dan O_2 tetap

D. SO_2 tetap

E. O_2 bertambah

9. Perhatikan kesetimbangan $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2\ \Delta H^o = +150$ kJ. Apabila volume teap dan suhu dinaikan, maka kesetimbangan bergeser....

A. Kanan dan harga K tetap

B. Kiri dan harga K makin kecil

C. Kanan dan harga K maikin kecil

D. Kiri dan harga K makin besar

E. Kanan dan harga K makin besar

10. Dalam industri pembuatan asam sulfat memerlukan kesetimbangan $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$ diberi V_2O_5 sebagai katalis. Maksud penggunaan katalis adalah....

A. Mengubah letak kesetimbangan reaksi

B. Mengubah kecepatan reaksi ke kanan

C. Mempercepat terjadinya kesetrimbangan

D. Mengubah konsentrasi zat-zat dalam reaksi

E. Semua salah

DAFTAR PUSTAKA

Brady, James E. 1986. *General Chemistry* 6st. John Wiley and Sons.

Brady, James E, Jespersen, D. Neil, Alison Hyslop. 2012. *Chemistry* 6st. John Wiley and Sons: Hoboken River Street.

Chang, Raymond. 2011. *General Cheistry*. New York: Connect Learn Succed.

Lewis, Michael and Guy Waller. (1997). *Thinking Chemistry*. London: Great. Britain Oxford University Press.

Tro, Nivaldo, J. 2011. *Introductory Chemistry, Fouth Editio*n. Boston USA: Partince Hall.

Silberberg. 2010. *Principle of General Chemistry*. Newyork: McGraw-Hill.

Syukri, S. 1999. *Kimia Dasar 2*. Bandung: Penerbit ITB.

https://www.youtube.com/watch?v=CLXiDTi6XC4

No Kode: DAR2/Profesional/187/4/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

ENERGETIKA

Dra. Iryani, M.S

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si

Dr. Andromeda, M.Si

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si

Dr. Mawardi, M.Si

Hesty Parbuntari, S,Pd., M.Sc

KEMENTRIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 3
ENERGETIKA KIMIA

A. PENDAHULUAN

1. Deskripsi Singkat

Energetika kimia dikenal juga dengan termodinamika kimia, yaitu ilmu kimia yang mempelajari tentang perubahan energi yang terjadi di dalam reaksi-reaksi kimia. Di dalam kegiatan belajar 3 ini kita akan membahas tentang: hukum pertama termodinamika dan hukum kedua termodinamika.

Hukum pertama termodinamika menyangkut perubahan energi dalam proses kimia atau reaksi kimia. Hukum pertama ini didasarkan pada hukum kekekalan energi. Hukum pertama termodinamika ini dinyatakan dalam bentuk perubahan energi dalam (ΔE). Besarnya perubahan energi dalam sebanding dengan kalor (q) dan kerja (w), secara matematika dapat dirumuskan: $\Delta \mathbf{E} = \mathbf{q} + \mathbf{w}$. Bagian dari energetika yang mempelajari tentang perubahan kalor yang menyertai reaksi kimia disebut dengan **termokimia**. Kalor reaksi pada tekanan tetap = $\Delta \mathbf{H}$ dan kalor reaksi pada volume tetap = $\Delta \mathbf{E}$.

Hukum kedua termodinamika menyangkut tentang arah proses atau kespontanan reaksi. Hukum kedua ini dinyatakan dalam bentuk suatu fungsi keadaan yaitu **entropi (S)**. Entropi menyatakan derajat ketidakteraturan suatu sistem, semakin besar entropi suatu sistem maka semakin tidak teratur sistem tersebut.

2. Relevansi

Modul ini membahas tentang materi energetika kimia khususnya termokimia. Dengan mempelajari modul ini diharapkan Anda dapat menghitung ΔH reaksi dengan berbagai metode dan dapat menentukan kespontanan reaksi. Kompetensi-kompetensi di atas sangat diperlukan bagi anda sebagai seorang guru kimia di SMA/MA. Berdasarkan silabus mata pelajaran kimia SMA/MA kurikulum 2013 revisi 2018, materi pada

modul ini merupakan materi pokok kimia kelas XI SMA/MA. Materi termokimia erat kaitannya dengan materi kimia lainnya, seperti: ikatan kimia, laju reaksi, kesetimbangan kimia, elektrokimia.

Coba Anda perhatikan Gambar 32!

Gambar 32. Ibu memeluk anaknya (https://www.wajibbaca.com/2018/03/pelukan-ibu-bisa-turunkan-demam-anak.html)

Tahukah Anda, materi termokimia erat kaitannya dalam kehidupan sehari-hari. Pernahkah Anda mengamati saat seorang ibu mendekap anaknya yang sedang demam? Apa yang terjadi jika seorang ibu mendekap anaknya yang sedang demam? Pada saat ibunya mendekap anaknya, apa yang terjadi terhadap suhu tubuh anaknya? Apakah terjadi perpindahan kalor antara ibu ke anak sehingga suhu anak menjadi stabil?

3. Petunjuk Belajar

Proses pembelajaran yang Anda ikuti akan berjalan dengan lancar bila anda mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut:

a. Pahamilah capaian pembelajaran dan uraian materi pada setiap KB!
b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan link media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!

e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 4 (M4KB4)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan 4. Poin untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada soal. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan

$$\text{NA kegiatan} = \frac{KB1 + KB2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. KEGIATAN INTI

1. Capaian Pembelajaran

Setelah mempelajari modul ini, diharapkan Anda mampu menganalisis hubungan struktur materi dengan sifat-sifat dinamis, kereaktifan, energi dan fungsi dalam berbagai perubahan kimia.

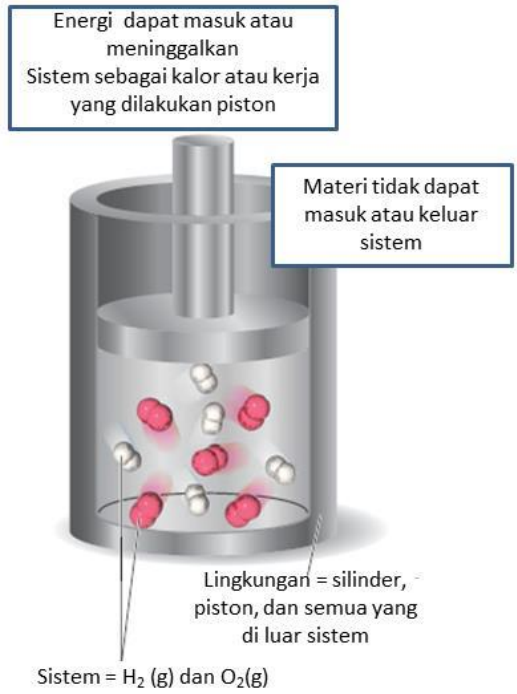
2. Pokok-Pokok Materi

a. Beberapa Istilah dan Konsep (sistem, lingkungan, kalor, kerja, energi dalam)
b. Rumusan Hukum Pertama Termodinamika
c. Perhitungan Hukum Pertama Termodinamika
d. Perubahan Energi pada Berbagai Proses
e. Reaksi Eksoterm dan Endoterm
f. Perubahan Kalor Reaksi pada Tekanan Tetap (ΔH)
g. Penentuan Harga ΔH dengan Berbagai Metode
h. Rumusan Hukum Kedua Termodinamika
i. Perhitungan Entropi
j. Energi Bebas Gibbs

3. Uraian Materi

a. Sistem dan Lingkungan

Pada kegiatan belajar kali ini kita akan mempelajari dan membahas tentang termodinamika kimia. Apakah Anda masih ingat tentang materi dan energi? Setiap perubahan kimia selalu disertai oleh perubahan energi. Bahagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang energi ini adalah termodinamika kimia. Dalam termodinamika kimia kita akan mempelajari tentang hukum pertama termodinamika dan aplikasi hukum pertama termodinamika. Dalam mempelajari termodinamika perlu dipahami beberapa istilah seperti: alam semesta, sistem, lingkungan, energi, kalor, kerja. Untuk memahami apa itu sistem dan lingkungan, coba Anda perhatikan Gambar 33!.



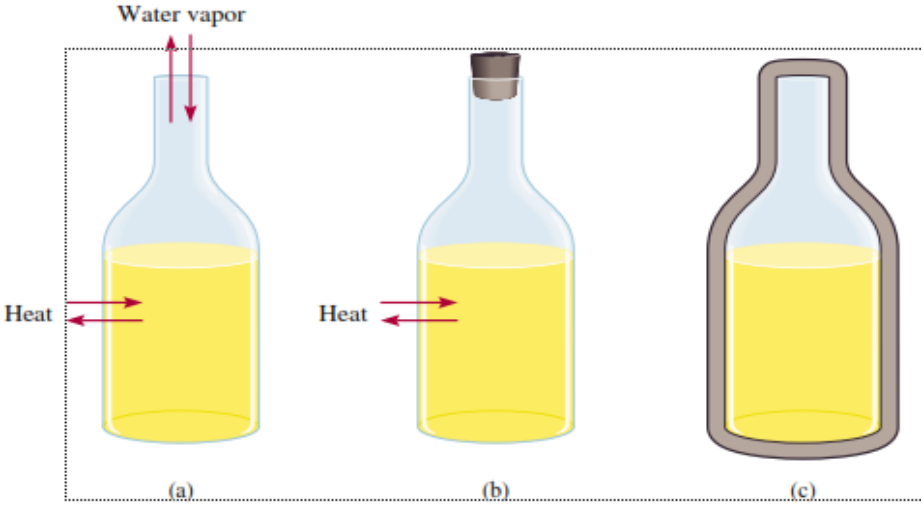
Gambar 33. Sistem tertutup (Brown, et al., 2012: 162)

Pada Gambar 33 yang menjadi sistem adalah gas H_2 dan gas O_2, sedangkan silinder, piston dan segala sesuatu yang berada di luar sistem adalah lingkungan. Alam semesta terdiri dari sistem dan lingkungan.

Sistem adalah Bagian dari alam semesta yang menjadi pusat perhatian atau yang akan kita pelajari

Lingkungan adalah Suatu yang berada diluar sistem

Sistem dan lingkungan dibatasi oleh suatu dinding yang bersifat diatermal (dapat ditembus energi) dan adiatermal (tidak tembus energi). Berdasarkan hal ini maka sistem dapat dibagi atas tiga bagian yaitu: sistem terbuka, tertutup dan terisolasi. Untuk lebih jelasnya Anda dapat melihat Gambar 34!



Gambar **34**. Air di dalam tiga termos yang menggambarkan tiga jenis sistem (Chang, 2010: 231)

Termos (a) merupakan sistem terbuka: terjadi perpindahan kalor dan materi (air) dari dalam termos ke lingkungan dan dari lingkungan ke dalam termos. Temos (b) merupakan sistem tertutup: terjadi perpindahan kalor dari termos ke lingkungan dan sebaliknya. Termos (c) merupakan sistem terisolasi: tidak terjadi perpindahan kalor maupun materi (air) dari dalam termos ke lingkungan dan sebaliknya.

Video\Systems, surroundings, universe.MP4

b. Kerja, Kalor, dan Energi Dalam

1) Kerja (W)

Kerja adalah setiap bentuk energi yang bukan kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Contoh: kerja ekspansi, kerja mekanis, kerja listrik.

$$\mathbf{W = - p \Delta V} \quad \text{(Persamaan 1)}$$

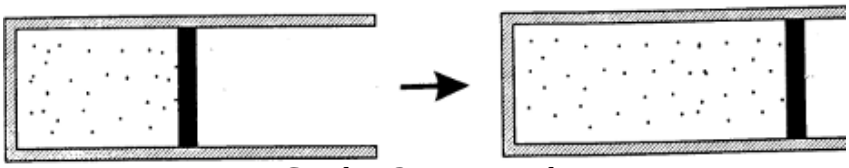
w= kerja ekspansi /kompressi

p= tekanan ekternal (satuan atm)

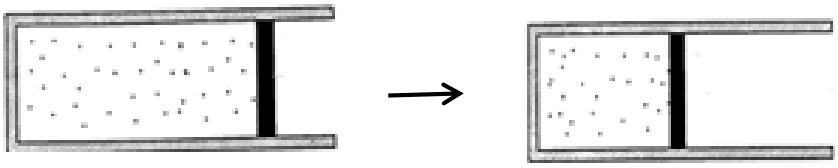
ΔV = perubahan volume ($V_2 - V_1$) satuan Liter

Kerja Ekspansi dan Kompressi

Untuk memahami kerja ekspansi dan kompressi coba Anda perhatikan Gambar 35!



Gambar 35a. Kerja ekspansi



Gambar 35b. Kerja kompresi (Syukri S, 1999: 73)

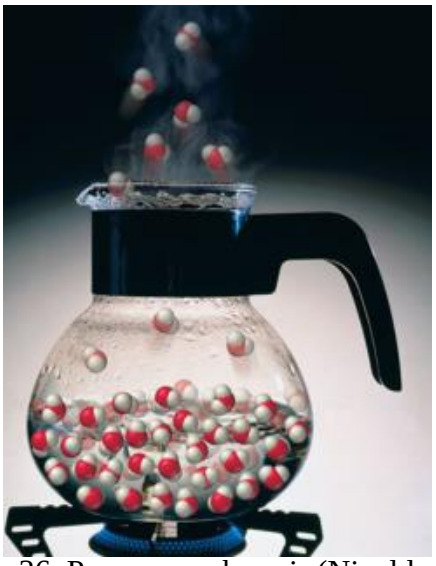
Kerja ekspansi: kerja yang menyebabkan volume sistem bertambah.

($V_2 > V_1$), $P_{in} > P_{eks}$

Kerja Kompresi: Kerja yang menyebabkan volume sistem berkurang.

($V_2 < V_1$), $P_{in} < P_{eks}$

2) Kalor (q)



Gambar 36. Proses merebus air (Nivaldo, 2011: 61)

ada proses merebus air kita akan merasakan panas di sekitar kita setelah beberapa lama. Hal ini menunjukkan bahwa terjadi perpindahan kalor dari wadah (sistem) ke lingkungan sekitar kita. Perpindahan kalor ini disebabkan adanya perbedaan temperatur antara sistem dengan lingkungan. Air sebelum direbus suhunya sama dengan suhu lingkungan, setelah direbus beberapa lama suhu air naik sehingga kita merasakan panas disekitarnya.

Kalor (*q*): energi yang dipindahkan melalui batas-batas sistem, akibat perbedaan suhu sistem dan lingkungan. Kalor akan berpindah dari suhu tinggi ke suhu rendah. Apabila suhu sistem lebih tinggi dari suhu lingkungan maka sistem akan melepaskan kalor ke lingkungan (lingkungan menerima kalor). Apabila suhu lingkungan lebih tinggi dari suhu sistem maka lingkungan akan melepaskan kalor ke sistem (sistem menerima kalor)

Video\Relation Between Internal Energy Work And Heat.MP4

$q = C. \Delta t$ (persamaan 2)

$\Delta t = t_2 - t_1$

atau **$q = m\ c\ \Delta t$** (persamaan 3)

C = kapasitas kalor ($J/^0C$)

c= kalor jenis (J/g^0C)

Kapasitas kalor (C) adalah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu sistem sebanyak satu derajat Celcius ($J/^0C$). Kapasitas kalor merupakan sifat ekstensif dari materi.

Kapasitas kalor pada volume tetap $(C_V) = \frac{q_v}{\Delta t}$

Kapasitas kalor pada tekanan tetap $(C_p) = \frac{q_p}{\Delta t}$

Kalor jenis (c) adalah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 gram zat sebanyak 1 derajat Celcius

Beberapa satuan yang perlu diingat:

Joule = Kgm^2s^{-2} 1L atm = 101,325 J 1 kalori = 4,2 J

1J = 0,24 Kal

Tabel 5. Kalor jenis beberapa zat (J/g^oC)

Padatan	Kalor Jenis ($J/g\ ^oC$)
Pb(s)	0.130
Cu(s)	0.385
Fe(s)	0.449
S_8(s)	0.708
P_4(s)	0.769
Al(s)	0.897
Mg(s)	1.023
H_2O(s)	2.11
Gas	
CO_2(g)	0.843
N_2(g)	1.040
C_3H_8(g)	1.67
NH_3(g)	2.06
H_2O(g)	2.08
H_2(g)	14.3

Cairan	Kalor Jenis ($J/g\ ^oC$)
Hg(l)	0.140
Br_2(l)	0.474
CCl_4(l)	0.850
CH_3COOH(l)	2.15
CH_3CH_2OH(l)	2.44
H_2O(l)	4.18

(Petrucci, et.al., 2017: 251)

Perjanjian :

1. Jika sistem melakukan kerja, w bertanda negatif (w = -)
2. Jika sistem menerima kerja, w bertanda positif (w = +)
3. Jika sistem melepaskan kalor, q bertanda negatif (q = -)
4. Jika sistem menerima kalor, q bertanda negatif (q = +)

Contoh Soal

1. Seseorang setiap pagi minum 250 mL teh panas (suhu 65°C) agar tubuhnya tetap hangat. Berapakah kalor yang diserap oleh tubuh orang tersebut, jika suhu air teh turun menjadi suhu tubuh (37°C). Diketahui kalor jenis air teh = 4,2 J/g°C

   Penyelesaian:

   Kalor yang diterima tubuh = kalor yang dilepaskan air the

   $q = mc\Delta t$

   $q = 250\ \cancel{mL} \times \frac{1\ g}{1\ \cancel{mL}} \times 4{,}2\ J/g^0C \times (37\ ^0C - 65\ ^0C)$

   $q = 250\ \cancel{mL} \times \frac{1\ \cancel{g}}{1\ \cancel{mL}} \times 4{,}2\ J/\cancel{g}^0\cancel{C} \times -28\ ^0\cancel{C}$

   $q = -\ 29400\ J$

   Jadi kalor yang diterima tubuh = 29400 J

2. Air sebanyak 25 gram dipanaskan dari suhu 25^0C hingga 30^0C, hitunglah kalor yang diterima oleh air tersebut. Diketahui kalor jenis air = $4{,}2 J/g^0C$

   Penyelesaian: $q = mc\Delta t$

   $q = 25\ g \times 4{,}2 J/g^0C \times 5^0C = 525\ J$

3. Berapakah perubahan temperatur, jika 355 mL air menyerap kalor sebesar 34 kJ, diketahui massa jenis air 1 g/mL, kalor jenis air = 4,2 J/g ^0C

   Penyelesaian : $q = mc\Delta t$

   $34\ kJ = 355\ \cancel{mL} \times \frac{1\ \cancel{g}}{1\ \cancel{mL}} \times 4{,}2\ \frac{J}{\cancel{g}\ ^\circ C} \times \Delta t$

   $34\ kJ = 1491\ J/^0C \times \Delta t$

$$\Delta t = 34\ \cancel{kJ} \times \frac{1}{1{,}491\ \cancel{kJ}/^{\circ}C}$$

$$\Delta t = \frac{34}{1{,}491} \times {}^{0}C = 22{,}8\ {}^{0}C$$

3) Energi Dalam (U)

Energi adalah kemampuan untuk melakukan kerja. Energi suatu partikel terdiri dari energi potensial dan energi kinetika. Energi potensial adalah energi yang didasarkan pada posisi benda, dipengaruhi oleh massa, tinggi dan gaya gravitasi. Secara matematika rumusan energi potensial adalah sebagai berikut.

Ep = m g h

Ep = enegi potensial (Joule)

m = massa benda (kg)

g = gaya gravitasi (9,8 m s^{-2})

h = tinggi benda dari permukaan bumi (m)

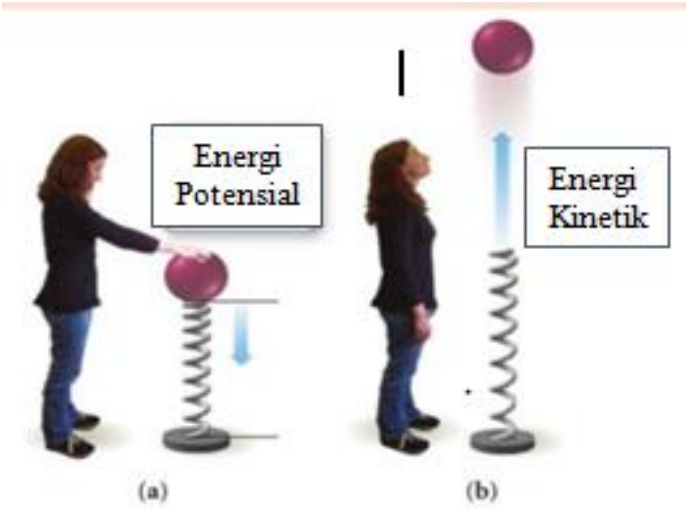
Energi kinetika adalah energi pada benda yang bergerak. Energi kinetik ini dipengaruhi oleh massa dan kecepatan dari benda. Semakin besar massa dan kecepatan benda maka energi kinetik semakin besar pula. Secara matematika energi potensial dapat dirumuskan sebagai berikut.

Ek = ½ mv^2

Ek = Energi kinetik (Joule)

m = massa benda (Kg)

V = kecepatan benda (m/sec)



Gambar 37. (a) Pemampatan pegas mempunyai energi potensial (b) Ketika pegas dilepas energi potensial yang dimiliki diubah menjadi energi kinetik (Nivaldo, 2011: 233)

Energi dalam adalah energi total (energi potensial dan energi kinetik) yang terkandung dalam suatu materi. Energi dalam dilambangkan dengan E atau U. Besarnya energi dalam tidak dapat diukur, yang dapat diukur adalah perubahannya. Bila suhu sistem naik maka energi dalam juga akan naik, dan sebaliknya jika suhu sistem turun maka energi dalam juga akan turun. Jadi perubahan energi dalam dinyatakan dengan:

$$\Delta E = E_2 - E_1 \text{ atau } \Delta U = U_2 - U_1$$

c. Hukum Pertama Termodinamika

Hukum pertama termodinamika disebut juga dengan hukum kekekalan energi yang berbunyi ”Energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan, hanya dapat dirubah dari suatu bentuk ke bentuk yang lain”.

Video\What is the First Law of Thermodynamics-.MP4

Perubahan energi dalam dapat berupa kalor dan kerja. Secara matematika perubahan energi dalam dapat dirumuskan sebagai berikut.

$\Delta E = q + w$ (persamaan 3) $w = - P_{eks}.\Delta V$

Atau

$\Delta E = q - P_{eks}.\Delta V$

Contoh Soal

1. Suatu gas sebanyak 20 L diberi kalor sebesar 100 kalori sehingga berekspansi melawan tekanan udara luar 1 atm, volume gas naik menjadi 50 L. Tentukanlah:

   a. kerja yang dilakukan gas!

   b. perubahan energi dalam!

   Penyelesaian:

   Diket : $V_1 = 20$ L $V_2 = 50$ L

   $q = 100$ kal $P_{eks} = 1$ atm

   Ditanya : w dan ΔE

   Jawab : $w = - P\Delta V$

   $w = -1$ atm (50 L – 20 L)

   $w = -30$L.atm $= 30\ \cancel{\text{L.atm}} \times \frac{101{,}325\ \text{J}}{1\cancel{\text{L.atm}}}$

   $= 3039{,}75$J $= -3{,}03975$kJ

   $\Delta E = q + w$

   $\Delta E = 100\ \cancel{\text{Kal}} \times \frac{4{,}2\ \text{J}}{1\ \cancel{\text{Kal}}} + (-3039{,}75\ \text{J})$

   $\Delta E = -2619{,}75$ J

   Kesimpulan: sistem/gas melepaskan kalor ke lingkungan sebesar 2619,75 J.

2. 14 gram gas nitrogen pada temperatur 27^0C dan tekanan 2 atm berekspansi melawan tekanan udara luar 1 atm, sehingga volume menjadi 50 L dan energi dalam turun sebesar 40 Kal. Tentukanlah:

   a. kerja!

   b. kalor!

   Penyelesaian

Diket : Ar N = 14

R = 0,082 L atm/mol K

V_2 = 50 L

T= 27^0C

P N_2 = 2 atm

Massa N_2 = 14 gram

P_{eks} = 1 atm

ΔE = 40 Kal

Ditanya : w dan q

Jawab :

a.w = -Peks (V_2-V_1) V1 = $\frac{nRT}{P}$

V1 = $\frac{0{,}5\ \cancel{mol}\ x\ \ 0{,}082\ L.\cancel{atm.mol-K-}\ x\ 300\cancel{K}}{2\ \cancel{atm}}$ = 6,15 L

w = -1atm (50 L – 16,15 L)

w = -33,85 L.atm = -33,85 ~~Latm~~ x $\frac{101,325\ \cancel{J}}{1\ \cancel{L\ atm}}$ x $\frac{1\ Kal}{0{,}24\ \cancel{J}}$

= -14291,04 Kal

b. q = ΔE – w

q = -40 Kal – (-14291,04 Kal)

q = +14251,04 Kal (sistem menerima kalor)

d. Perubahan Energi Dalam Berbagai Macam Proses

1) Proses isotermal (temperatur tetap, T_1 – T_2), ΔE = 0 sehingga q = -w artinya seluruh kalor yang diberikan pada sistem diubah menjadi kerja.
2) Proses isovolum (isokhor). Pada proses ini V_1 = V_2, sehingga ΔE = q.
3) Proses adiabatik (sistem tidak menerima maupun melepaskan kalor), q = 0, sehingga ΔE = -w.
4) Ekspansi isobarik reversibel: w = -P_s (V_2- V_1), ΔE = q - P_s (V_2-V_1).
5) Ekspansi isotermal reversibel: w_{maks} = -n RT ln $\frac{V_1}{V_2}$

Media-media:
Isotermik

animasi\Isothermal process.html

isobarik

animasi\Isobaric process.html

isokorik

animasi\Isochoric processs.html

adiabatik

animasi\Adiabatic processs.html

Contoh Soal

1. 32 gam gas metana pada suhu 27^0C dan tekanan 1,5 atm berekspansi ke udara luar 1 atm. Apabila prosesnya adiabatik, hitunglah perubahan energi dalam!

   Penyelesaian

   Diket : massa CH_4 = 32 g T = 27^0C P_1= 1,5 atm P_2 = 1 atm

   Ditanya : ΔE =…

   Jawab : Pada proses adiabatik ΔE = w = -P (V_2-V_1)

   $V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} = \frac{2 \text{ mol} \times 0{,}082 \text{L}\cancel{\text{atm}}/\text{mol.K} \times 300\text{K}}{1{,}5\cancel{\text{atm}}} = 32{,}8 \text{ L}$

   $V_2 = \frac{nRT_2}{P_2} = \frac{2\ \cancel{\text{mol}} \times 0{,}082 \text{ L}\cancel{\text{atm}}/\cancel{\text{mol.K}} \times 300\ \cancel{\text{K}}}{1\text{atm}} = 49{,}2 \text{ L}$

   ΔE = -P (V_2-V_1) = -1 atm (49,2L-32,8L) = -12,4 L.atm =-1,256 kJ

e. Reaksi Eksoterm dan Endoterm

Pernahkah Anda mereaksikan larutan NaOH dengan larutan HCl di laboratorium? Apa yang Anda rasakan pada dinding tabung reaksi sebelum dan sesudah reaksi? Jika Anda sudah pernah melakukannya, pasti Anda akan merasakan panas pada dinding tabung reaksi setelah terjadi reaksi. Reaksi antara larutan NaOH dan larutan HCl disebut dengan reaksi eksoterm. Kalau begitu apa yang dimaksud dengan reaksi eksoterm?

Reaksi eksoterm adalah reaksi yang pada saat berlangsung disertai pelepasan kalor atau sistem melepaskan kalor ke lingkungan. Kalor reaksi ditulis dengan tanda negatif.

Contoh :

$NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$ q = - 56 kJ

$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$ q = - 112,47 kJ

Pernahkah Anda mereaksikan kristal $Ba(OH)_2.8H_2O$ dan kristal NH_4Cl? Jika pernah, Anda akan merasakan dingin pada dinding tabung reaksi. Reaksi antara kristal $Ba(OH)_2.8H_2O$ dan kristal NH_4Cl disebut reaksi endoterm. Jadi apakah yang dimaksud dengan reaksi endoterm?

Reaksi endoterm adalah reaksi yang pada saat berlangsung disertai penyerapan kalor atau sistem menyerap kalor dari lingkungan. Kalor reaksi ditulis dengan tanda positif. Contoh reaksi endoterm adalah sebagai berikut.

$2NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$ q = +112,47 kJ

$Ba(OH)_2.8H_2O(s) + NH_4Cl(s) \longrightarrow BaCl_2(s) + 2NH_3(g) + 10H_2O(l)$ q= +50 kJ

f. Kalor Reaksi pada Tekanan Tetap (Perubahan Entalpi)

Pada umumya reaksi kimia berlangsung pada tekanan tetap, kalor reaksi pada tekanan tetap dilambangkan dengan $\mathbf{q_p}$ dan energi dinyatakan dengan entalpi (H). Entalpi dinyatakan dalam bentuk persamaan :

$$H = E + PV$$

Pada tekanan tetap :

$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$

$\Delta H = (qp + w) + P\Delta V$

$\Delta H = qp - P\Delta V + P\Delta V$

Jadi pada tekanan tetap: $\Delta H = q_p$

$\Delta H = H_2 - H_1$

$\Delta H = H_{produk} - H_{reaktan}$

Jika reaksi melepaskan kalor: ΔH negatif (reaksi eksoterm)

Jika reaksi menerima kalor: ΔH positif (reaksi endoterm)

1) Entalpi reaksi (ΔHr)

Ketika kita memberikan nilai numerik untuk ΔHr, kita harus menentukan reaksi yang terlibat. Misalnya ketika 2 mol H_2 (g) terbakar untuk membentuk 2 mol H_2O (g) pada tekanan konstan, maka sistem melepaskan kalor sebesar 483,6 kJ. Persamaan reaksinya bisa dilihat sebagai berikut.

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) \qquad \Delta H = -483{,}6\ kJ$$

Tanda negatif untuk ΔH memberi tahu kita bahwa reaksi ini eksoterm. Persamaan reaksi kimia yang telah setara dan dilengkapi dengan perubahan entalpi reaksi disebut persamaan termokimia.

2) Entalpi Pembentukan Standar

Entalpi pembentukan standar (*standart entalphy of formation*, $\Delta H_f°$) suatu zat adalah perubahan entalpi yang terjadi dalam pembentukan satu mol zat/senyawa dari unsur-unsurnya pada keadaan standar (T = 298K P= 1atm) (Petrucci, 2011: 246).

Berdasarkan perjanjian entalpi pembentukan standar unsur bebas = 0. Berikut tabel entalpi pembentukan standar dari zat.

Tabel 6. Entalpi pembentukan standar beberapa senyawa

zat	FORMULA	ΔH_f° (kJ/mol)
Acetic acid(*l*)	CH_3COOH	−484.2
Acetaldehyde(*g*)	CH_3CHO	−166.35
Acetone(*l*)	CH_3COCH_3	−246.8
Acetylene(*g*)	C_2H_2	226.6
Benzene(*l*)	C_6H_6	49.04
Ethanol(*l*)	C_2H_5OH	−276.98
Ethane(*g*)	C_2H_6	−84.7
Ethylene(*g*)	C_2H_4	52.3
Formic acid(*l*)	HCOOH	−409.2
Glucose(*s*)	$C_6H_{12}O_6$	−1274.5
Methane(*g*)	CH_4	−74.85
Methanol(*l*)	CH_3OH	−238.7
Sucrose(*s*)	$C_{12}H_{22}O_{11}$	−2221.7

(Chang, 2010: 1008

Tabel 7. Entalpi pembentukan standar zat anorganik

zat	ΔH_f°(kJ/mol)	zat	ΔH_f°(kJ/mol)
Ag(*s*)	0	H_2O_2(*l*)	−187.6
AgCl(*s*)	−127.0	Hg(*l*)	0
Al(*s*)	0	I_2(*s*)	0
Al_2O_3(*s*)	−1669.8	HI(*g*)	25.9
Br_2(*l*)	0	Mg(*s*)	0
HBr(*g*)	−36.2	MgO(*s*)	−601.8
C(graphite)	0	$MgCO_3$(*s*)	−1112.9
C(diamond)	1.90	N_2(*g*)	0
CO(*g*)	−110.5	NH_3(*g*)	−46.3
CO_2(*g*)	−393.5	NO(*g*)	90.4
Ca(*s*)	0	NO_2(*g*)	33.85
CaO(*s*)	−635.6	N_2O(*g*)	81.56
$CaCO_3$(*s*)	−1206.9	N_2O_4(*g*)	9.66
Cl_2(*g*)	0	O(*g*)	249.4
HCl(*g*)	−92.3	O_2(*g*)	0
Cu(*s*)	0	O_3(*g*)	142.2
CuO(*s*)	−155.2	S(rhombic)	0
F_2(*g*)	0	S(monoclinic)	0.30
HF(*g*)	−271.6	SO_2(*g*)	−296.1
H(*g*)	218.2	SO_3(*g*)	−395.2
H_2(*g*)	0	H_2S(*g*)	−20.15
H_2O(*g*)	−241.8	Zn(*s*)	0
H_2O(*l*)	−285.8	ZnO(*s*)	−348.0

(Chang, 2010: 253)

$C(s)+O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -393{,}5$ kJ

ΔH pembentukan standar $CO_2(g) = -393{,}5$ kJ/mol.

Umumnya dituliskan $\Delta H_f^0 CO_2(g) = -393{,}5$ kJ/mol.

Jika suatu senyawa dibentuk bukan dari unsur-unsur penyusunnya, maka ΔH nya tidak sama dengan ΔH pembentukan standar.

$CO(g)+\frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -26{,}4$ kkal $\neq \Delta H_f^0 CO_2(g)$

CO(g) bukan unsur, unsur-unsur penyusun $CO_2(g)$ pada keadaan standar adalah C(s) dan $O_2(g)$.

3) Entalpi Penguraian Standar (ΔH_d^0)

Entalpi penguraian standar adalah ΔH untuk menguraikan 1 mol suatu senyawa menjadi unsur-unsur penyusunnya pada keadaan standar.

$CO_2(g) \longrightarrow C(s)+O_2(g)$ ΔH= +94,1 kKal

= ΔH penguraian standar

$CO_2(g) \longrightarrow CO(g)+½\ O_2(g)$ ΔH= +26,4 kKal

≠ΔH penguraian standar $CO_2(g)$

4) ΔH Pembakaran Standar (ΔHc^0)

Entalpi pembakaran standar adalah ΔH dalam pembakaran sempurna 1 mol suatu zat pada keadaan standar.

$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$ ΔH= – 212,4 kkal

=ΔHpembakaran

$2CH_4(g)+ 4O_2(g) \longrightarrow 2CO(g) + 4H_2O\ (l)$ ΔH= – 424,8 kkal

≠ΔHpembakaran $CH_4(g)$

g. Penentuan Kalor Reaksi (ΔH)

Kalor reaksi (ΔH) dapat ditentukan dengan beberapa cara yaitu: dengan metode kalorimetri menggunakan alat kalorimeter bom, hukum Hess, entalpi pembentukan standar dan data energi ikatan

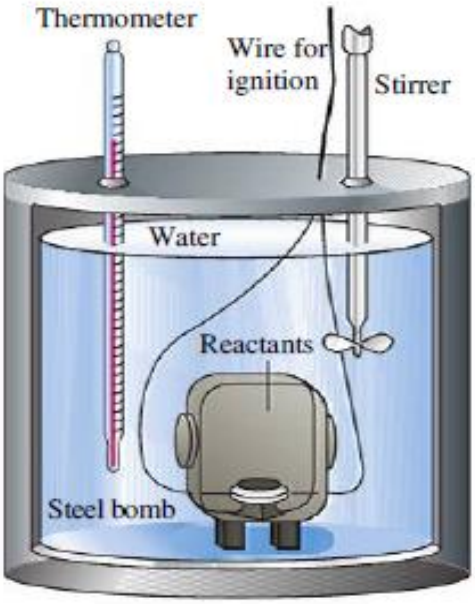
1) Kalorimetri

Penentuan ΔH secara kalorimetri melalui eksperimen dengan menggunakan alat kalorimeter bom. Kalorimeter bom terdiri dari wadah yang terbuat dari baja kuat yang menyerupai bom dimana reaktan (sampel) ditempatkan. Dengan demikian, perubahan volume (ΔV) adalah nol selama reaksi berlangsung. Oleh sebab itu, kalor reaksi yang dihitung dalam kalorimeter bom adalah kalor reaksi pada volume tetap dan ini menunjukkan nilai ΔE. Kalor reaksi (ΔH) yang dapat ditentukan secara kalorimetri adalah reaksi-reaksi berkesudahan (irreversibel) seperti: reaksi pembakaran, reaksi penetralan, dan reaksi pelarutan. Kalorimeter bom

digunakan untuk menentukan kalor dari reaksi-reaksi pembakaran. Alat kalorimeter bom dapat anda lihat pada Gambar 7.

Sesuai dengan asas black, maka :

$$q_{\text{sistem}} = -q_{\text{lingkungan}}$$
$$q_{\text{reaksi}} = -(q_{\text{air}} + q_{\text{kalorimeter}})$$



Gambar 38. Kalorimeter Bom (Petrucci, 2017: 253)

Contoh soal:

Larutan HCl 0,4 M sebanyak 150 cm^3 dinetralkan dengan larutan NaOH berlebih dalam kalorimeter bom sehingga terjadi kenaikan suhu larutan sebesar 2,36 ℃. Jika diasumsikan kapasitas kalor kalorimeter bom dan isinya setelah reaksi adalah 1318 J/K. Tentukanlah entalpi penetralan larutan HCl tersebut!

Penyelesaian:

$q_{sistem} = -q_{lingkungan}$

$q_{reaksi} = -q_{kalorimeter}$

Pada tekanan tetap $q_{reaksi} = \Delta H$

Reaksi penetralan: NaOH(aq) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H_2O(l)

Tentukan terlebih dahulu mol HCl

Mol HCl = Molar × V

= 0,4 mol/L × 0,150 L

= 0,06 mol

$\Delta H_{reaksi} = Cp \times \Delta T$

= 1318 J/K × 2,36 K × $\frac{1}{0{,}06 mol}$

= 51841,33 J/mol = 51,84 kJ/mol

Karena reaksi penetralan adalah reaksi eksoterm maka entalpi penetralan HCl = -51,84 kJ/mol

2) Hukum Hess

Perhatikan jalur pendakian sebuah gunung pada gambar 39!

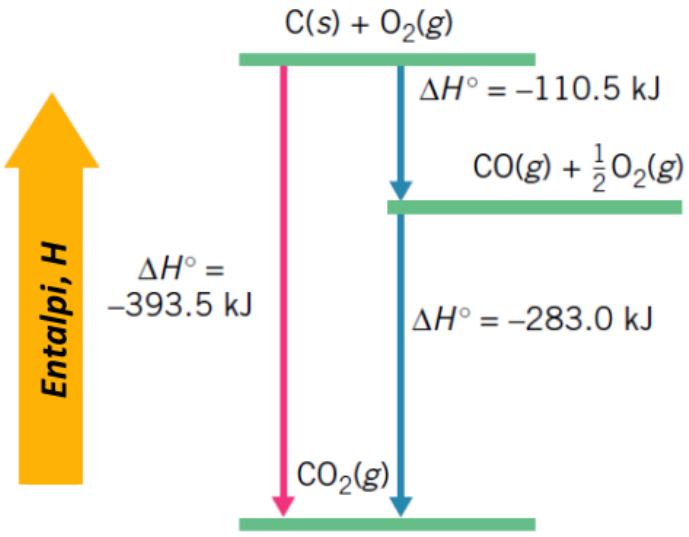
Gambar 39. Jalur pendakian gunung (Sumber: https://www.google.com/search?safe=strict&client)

Coba Anda bayangkan jika perjalanan dari kaki gunung ke puncak gunung dilakukan secara bertahap. Ketinggian yang dicapai dapat ditunjukkan pada masing-masing tahapan dan ketinggian total yang didapat merupakan jumlah dari perubahan setiap tahap.

Ilustrasi pendakian gunung di atas sama halnya dengan reaksi yang dapat berlangsung dalam beberapa tahap. Setiap tahapan menghasilkan perubahan entalpi (ΔH) yang berbeda dan perubahan entalpi untuk seluruh proses dapat diperoleh dengan

menjumlahkan ΔH dari setiap tahapan tersebut. Hal ini dikemukakan oleh Henry Hess, yang kemudian kita kenal dengan Hukum Hess.

ukum Hess dapat dinyatakan dalam diagram entalpi, manipulasi persamaan termokimia, dan menggunakan entalpi pembentukan standar ($\Delta H_f°$). Bagaimana cara menentukan ΔH dengan menerapkan hukum Hess tersebut? Anda dapat memahaminya melalui Gambar 40.



Gambar 40. Diagram entalpi untuk pembentukan $CO_2(g)$ dari unsur-unsurnya melalui dua tahap yang berbeda (Brady, 2012: 279)

Walaupun ada alat untuk mengukur kalor reaksi, tetapi ada reaksi yang berlangsung terlalu cepat atau lambat sehingga sulit diukur. Disamping itu, ada reaksi yang tidak terjadi tetapi kita ingin mengetahui kalor reaksinya. Masalah ini dapat kita pecahkan dengan hukum Hess yang menyatakan:

"Kalor yang menyertai suatu reaksi tidak bergantung pada jalan yang ditempuh, tetapi hanya pada keadaan awal (sebelum reaksi) dan keadaan akhir (setelah reaksi)".

Contoh soal:

Reaksi antara CaO dengan H_2O menghasilkan $Ca(OH)_2$, dengan persamaan reaksi sebagai berikut:

$$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$$

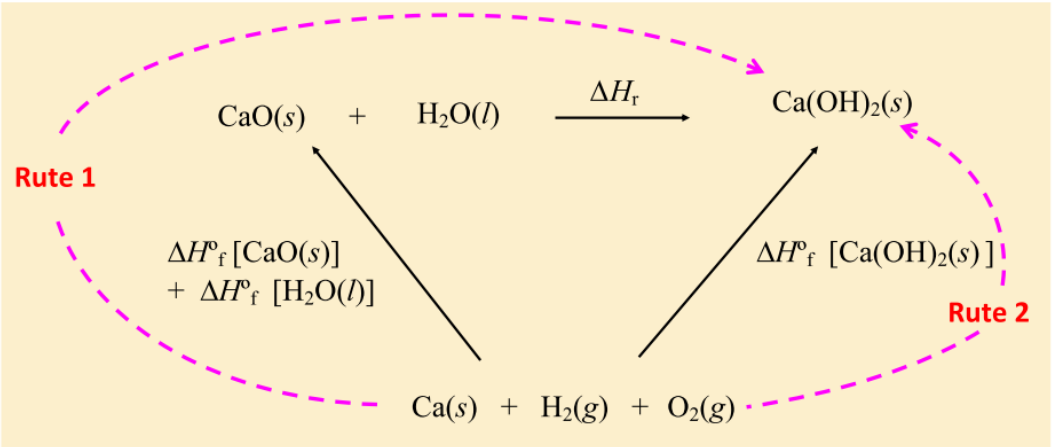
Tentukanlah ΔH untuk reaksi di atas jika diketahui ΔH^o_f reaksi di bawah ini:

$Ca(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow CaO(s)$ $\Delta H^o_f = -635{,}1$ kJ/mol (1)

$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H^o_f = -285{,}8$ kJ/mol (2)

$Ca(s) + H_2(g) + O_2(g) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$ $\Delta H^o_f = -986{,}1$ kJ/mol (3)

Dari data ΔH^o_f di atas, digambarkan dalam suatu bentuk diagram siklus.



Gambar 41. Perubahan entalpi untuk reaksi kapur tohor dengan air (Ratcliff, 2000: 158)

Penyelesaian:

Berdasarkan Gambar 41,

$\Delta H_r = \Delta H^o_f\ Ca(OH)_2 - (\Delta H^o_f\ CaO + \Delta H^o_f\ H_2O)$

$= -986{,}1$ kJ/mol $- (-635{,}1$ kJ/mol $- 285{,}8$ kJ/mol$)$

$= -986{,}1$ kJ/mol $+ 920{,}9$ kJ/mol $= -65{,}2$ kJ/mol

Cara lain untuk menentukan ΔH_r dengan menjumlahkan ketiga tahap reaksi, dimana reaksi 1 dan 2 harus dibalik, agar hasil

penjumlahan ke 3 reaksi sama dengan reaksi yang akan dicari ΔHnya.

$CaO(s) \rightarrow Ca(s) + \frac{1}{2} O_2(g)$	$\Delta H^o_f = +\ 635{,}1$ kJ/mol
$H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$	$\Delta H^o_f = +285{,}8$ kJ/mol
$Ca(s) + H_2(g) + O_2(g) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$	$\Delta H^o_f = -\ 986{,}1$ kJ/mol
$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$	$\Delta H_r = -\ 65{,}2$ kJ/mol

3) Energi Ikatan

Energi ikatan adalah energi yang terlibat dalam pembentukan atau pemutusan ikatan. Energi ikatan terbagi atas dua yaitu: energi disosiasi ikatan (D) dan energi ikatan rata-rata (ε).

Energi disosiasi ikatan adalah perubahan entalpi yang terjadi dalam proses pemutusan ikatan dalam molekul dwiatom atau ikatan tertentu dalam suatu senyawa dalam keadaan gas.

Contoh: $H_2(g) \rightarrow 2H(g)$ DH-H= 436,0 kJ

$H_2O(g) \rightarrow HO(g) + H(g)$ DHO-H = 497,9 kJ

Energi ikat rata-rata adalah energi rata-rata yang diperlukan untuk memutuskan ikatan tertentu dalam semua senyawa yang mengandung ikat tersebut.

Contoh: Dalam senyawa CH_4 $\varepsilon C - H = 414{,}2\ kJ/mol$

Penentuan ΔH_{reaksi} berdasarkan data energi ikat hanya berlaku untuk reaksi menyangkut gas dengan ikatan kovalen. Tabel 8 adalah daftar energi ikat beberapa zat.

Tabel 8. Daftar energi ikat

Ikatan	Energi Ikat (kJ/mol)	Ikatan	Energi Ikat (kJ/mol)
C—C	348	C—Br	276
C=C	612	C—I	238
C≡C	960	H—H	436
C—H	412	H—F	565
C—N	305	H—Cl	431
C=N	613	H—Br	366
C≡N	890	H—I	299
C—O	360	H—N	388
C=O	743	H—O	463
C—F	484	H—S	338
C—Cl	338	H—Si	376

(Brady, 2012: 906)

Tabel 9. Entalpi pembentukan atom dalam keadaan gas dari unsur pada keadaan standar

Atom	ΔH_f° per mole of atoms (kJ mol^{-1})[a]
H	217.89
Li	161.5
Be	324.3
B	560
C	716.67
N	472.68
O	249.17
S	276.98
F	79.14
Si	450
P	332.2
Cl	121.47
Br	112.38
I	107.48

(Brady, 2012: 905)

Entalpi reaksi berdasarkan data energi ikat ditentukan dengan cara mengurangi jumlah energi ikat pereaksi dengan energi ikat produk. Secara matematika dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$\Delta H_{reaksi} = \sum(energi\ ikat\ pereaksi) - \sum(energi\ ikat\ produk)$$

Contoh soal:

16 gram metana dibakar secara sempurna menghasilkan gas CO_2 dan uap air. Dengan menggunakan data dari Tabel 8 dan Tabel 9, hitunglah ΔH_{reaksi} pembakaran metana tersebut!

Penyelesaian:

$CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

$$\Delta H_{reaksi} = \sum(energi\ ikat\ pereaksi) - \sum(energi\ ikat\ produk)$$

$\sum$Energi ikat pereaksi = 4 X $(\varepsilon C - H)$ + 1 X D (2O)

= 4 X 412 kJ + 1 X (2x249 kJ)

= 1648 kJ + 498kJ

= 2146 kJ

$\sum energi\ ikat\ produk$ = 2 X $(\varepsilon C = O)$ + 4 X $(\varepsilon H - O)$

= 2 X 743 + 4 x 463

= 3338 kJ

Jadi, ΔH_{reaksi} = 2146kJ – 3338 kJ = -1192 kJ/mol

4) Penentuan ΔH_{reaksi} berdasarkan entalpi pembentukan standar

$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H°_{fproduk} - \sum \Delta H^0_{f\ reaktan}$

Reaksi : nA + mB→pD + rE

$\Delta H_{reaksi} = (p.\Delta H^o_f D + r.\Delta H^o_f E) - (n.\Delta H^o_f A + m.\Delta H^o_f B)$

Contoh soal

Kalsium karbonat (Mr = 100) sebanyak 200 gram dipanaskan sehingga terurai menjadi gas karbondioksida dan kalsium oksida. Hitunglah kalor reaksi pada keadaan standar dengan menggunakan data pada Tabel 8!

Penyelesaian ;

Persamaan reaksi : $CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + CaO(s)$

$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H^0_{fproduk} - \sum \Delta H^0_{f\ reaktan}$

$\Delta H_{reaksi} = (\Delta H^0_f\ CO_2 + \Delta H^0_f\ CaO) - (\Delta H^0_f\ CaCO_3)$

ΔH_{reaksi} = (-393,5 + -635,0)kJ/mol – (-1206,9)kJ/mol

ΔH_{reaksi} = -1028,5 kJ/mol +1206,9 kJ/mol

ΔH_{reaksi} = 178,4 kJ/mol

ΔH_{reaksi} untuk penguraian 200 gram (2 mol) $CaCO_3$ = 2 mol x 178,4 kJ/mol = 356,8 kJ

h. Entropi

Kespontanan suatu proses atau reaksi dapat kita prediksi dengan mengetahui dua hal tentang sistem itu, yaitu: perubahan entalpi, yang hampir setara dengan ΔE untuk kebanyakan proses dan entropi (S), yakni *ukuran keacakan atau ketidakteraturan suatu sistem.* Semakin besar ketidakteraturan suatu sistem, semakin besar entropinya. Sebaliknya, semakin teratur suatu sistem semakin, semakin kecil entropinya.

Untuk zat apapun, partikel dalam keadaan padat lebih teratur dibandingkan dalam keadaan cair, dan partikel dalam keadaan cair lebih teratur dibandingkan dalam keadaan gas. Jadi, untuk jumlah molar yang sama dari suatu zat, kita dapat tuliskan:

$$S_{padatan} < S_{cairan} < S_{gas}$$

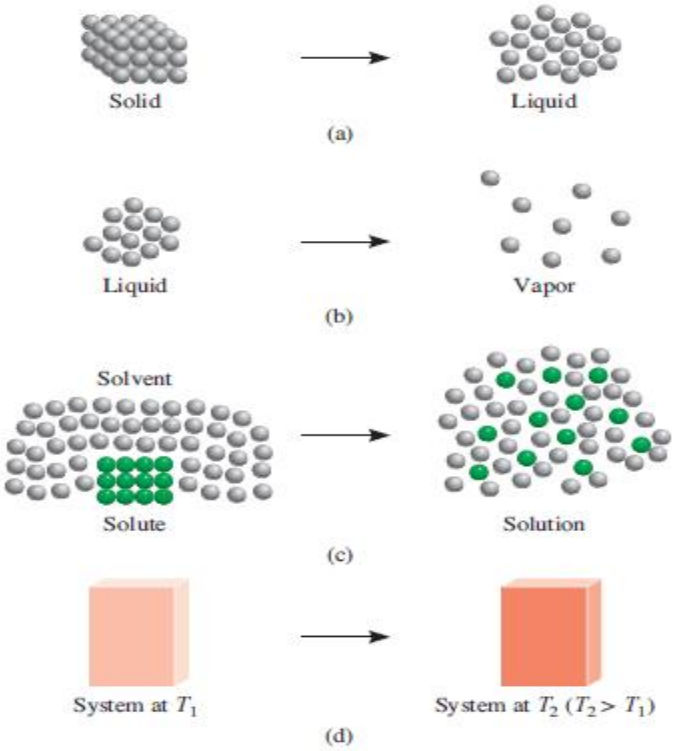
Dengan kata lain entropi menjelaskan banyaknya atom, molekul, atau ion yang terdistribusi secara tidak teratur dalam ruang tertentu.

Seperti halnya energi dan entalpi, entropi merupakan suatu fungsi keadaan (*state function*). Mari kita lihat proses tertentu yang sistemnya berubah dari suatu keadaan awal ke suatu keadaan akhir. Perubahan entropi untuk proses ini ΔS ialah:

$$\Delta S = S_f - S_i$$

Dimana S_f dan S_i berturut-turut adalah entropi sistem pada keadaan akhir (*final state*) dan keadaan awal (*initial state*). Jika perubahan mengakibatkan kenaikan keacakan, atau ketidakteraturan maka $S_f > S_i$ atau $\Delta S > 0$.

Proses pelarutan biasanya menghasilkan kenaikan entropi. Bila kristal gula melarut dalam air, struktur yang sangat teratur dalam padatan dan struktur teratur dalam air menjadi rusak. Akibatnya, larutan lebih tidak teratur dibandingkan zat terlarut murni dan pelarut murni. Bila padatan ionik melarut dalam air, terdapat dua faktor penyebab kenaikan pada entropi yaitu proses pelarutan dan penguraian senyawa menjadi ion-ionnya. Untuk lebih jelasnya anda dapat melihat Gambar 42!



Gambar 42. Proses yang menghasilkan kenaikan entropi sistem (a) Pelelehan: $S_{cairan} > S_{padatan}$, (b) Penguapan: $S_{uap} > S_{cairan}$, (c) Pelarutan $S_{padatan} < S_{zat\ terlarut} + S_{pelarut}$, (d) Pemanasan $S_{T2} > S_{T1}$ (Chang, 2011: 633)

Gambar 42 menunjukkan beberapa proses yang menghasilkan kenaikan entropi. Pada setiap kasus, anda dapat melihat bahwa sistem berubah dari keadaan yang lebih teratur ke keadaan yang kurang teratur. Sudah jelas bahwa baik proses pelarutan, pelelehan, penguapan maupun pemanasan mempunya $\Delta S > 0$. Berikut daftar entropi untuk beberapa senyawa.

Tabel 10. Data entropi beberapa senyawa

Substance	$S°$ (J/K · mol)
$Li(s)$	28.0
$Li^+(aq)$	14.2
$Li_2O(s)$	?
$LiOH(s)$	50.2
$Mg(s)$	32.5
$Mg^{2+}(aq)$	−117.99
$MgO(s)$	26.78
$Mg(OH)_2(s)$	63.1
$MgCl_2(s)$	89.5
$MgSO_4(s)$	91.6
$MgCO_3(s)$	65.69
$N_2(g)$	191.5
$N_3^-(aq)$	?
$NH_3(g)$	193.0
$NH_4^+(aq)$	112.8
$NH_4Cl(s)$	94.56
$NH_3(aq)$	111.3
$N_2H_4(l)$	?
$NO(g)$	210.6
$NO_2(g)$	240.46
$N_2O_4(g)$	304.3
$N_2O(g)$	219.99
$HNO_3(aq)$	146.4
$Na(s)$	51.05

(Chang, 2011: A-3)

Menentukan perubahan entropi pada reaksi kimia. Kita dapat menentukan perubahan entropi pada suatu reaksi kimia dengan cara menentukan selisih entropi produk terhadap entropi pereaksi, secara matematik dapat dirumusakan:

$$\Delta S = \sum S°_{produk} - \sum S°_{reaktan}$$

$$pA + qB \rightarrow rC + sB$$

perubahan entropi pada reaksi tersebut adalah

$$\Delta S = \sum S°_{produk} - \sum S°_{reaktan}$$
$$= \sum (r\ S°C + s\ S°B) - \sum (p\ S°A + q\ S°B)$$

Contoh Soal

Magnesium karbonat dipanaskan pada suhu tertentu sehingga terurai menjadi magnesium oksida dan gas karbondioksida. Tentukanlah perubahan entropi pada reaksi penguraian magnesium karbonat tersebut! Dan apakah termasuk reaksi spontan?

Jawab:

$MgCO_3(s) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$

$\Delta S = \sum S°_{produk} - \sum S°_{reaktan}$

$= \sum (S°MgO + s\ S°CO_2) - \sum (p\ S°MgCO_3)$

= (26,78 J/K mol + 213,6 J/K mol) – (65,69 J/K mol)

= 174,69 J/K mol (reaksi spontan)

i. Hukum Kedua Termodinamika

Hubungan anatara entropi dan kespontanan reaksi dinyatakan oleh *hukum kedua termodinamika* yaitu *entropi alam semesta (universe) akan meningkat dalam proses spontan dan tidak berubah dalam proses kesetimbangan*. Karena alam semesta terdiri atas sistem dan lingkungan (*surrounding*), perubahan entropi alam semesta (ΔS_{as}) untuk proses apa saja adalah jumlah perubahan entropi dalam sistem (ΔS_{sis}) dan perubahan entropi linkungan (ΔS_l).

Secara matematis, kita dapat menyatakan hukum kedua termodinamika sebagai berikut:

Untuk proses spontan: $\Delta S_{as} = \Delta S_{sis} + \Delta S_l > 0$

Untuk proses kesetimbangan: $\Delta S_{as} = \Delta S_{sis} + \Delta S_l = 0$

j. Energi Bebas Gibbs

Kespontanan reaksi biasanya kita tentukan dengan mengukur ΔS_{as}, dengan cara menentukan ΔS_{sis} dan ΔS_l. Untuk mengukur ΔS_l cukup sulit, biasanya kita hanya memperhatikan ΔS_{sis}, sehingga penentuan ΔS_{as} tidak tepat. Untuk mengatasi hal ini maka kita hanya menggunakan besaran termodinamika lainnya yaitu **Energi Bebas Gibbs (G)**.

Harga Energi bebas Gibbs secara umum adalah:

$$G = H - TS$$

Perubahan energi bebas (ΔG) suatu sistem pada suhu tetap ialah

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Dalam konteks ini, energi bebas ialah *energi yang tersedia untuk melakukan kerja*. Jadi, jika suatu reaksi diiringi dengan pelepasan energi yang berguna (dengan kata lain, jika ΔG negatif), kenyataan ini sendiri saja sudah menjamin bahwa reaksinya spontan, dan kita tidak perlu mengkhawatirkan bagian lain dari semesta.

Syarat-syarat untuk kespontanan dan kesetimbangan pada suhu dan tekanan tetap dari segi ΔG:

$\Delta G < 0$ Reaksi spontan

$\Delta G > 0$ Reaksi nonspontan, reaksi ini spontan pada arah yang berlawanan

$\Delta G = 0$ Sistem berada pada kesetimbangan, tidak ada perubahan bersih

Perubahan energi bebas standar (ΔG_f°)

Perubahan energi bebas pada reaksi yang berlangsung pada keadaan standar (1 atm, 25°C). Untuk menentukan besarnya ΔG_f° adalah dengan menentukan selisih jumlah ΔG_f°produk – jumlah ΔG_f°reaktan secara matematis dapat ditulis:

$$\Delta G_f^\circ = \sum \Delta G_f^\circ \text{produk} - \sum \Delta G_f^\circ \text{reaktan}$$

Diketahui reaksi:

$aA + bB \longrightarrow cC + dD$

maka perbahan energi bebas standar pada reaksi tersebut adalah

$\Delta G_f^\circ = \sum (c\Delta G_f^\circ C + d\Delta G_f^\circ D) - \sum (a\Delta G_f^\circ A + b\Delta G_f^\circ B)$

Berikut data energi bebas Gibbs pada senyawa organik dan anorganik

Tabel 11. Data energi bebas gibbs beberapa senyawa organik

SUBSTANCE	FORMULA	ΔG_f° (kJ/mol)
Acetic acid(*l*)	CH_3COOH	−389.45
Acetaldehyde(*g*)	CH_3CHO	−139.08
Acetone(*l*)	CH_3COCH_3	−153.55
Acetylene(*g*)	C_2H_2	209.2
Benzene(*l*)	C_6H_6	124.5
Ethanol(*l*)	C_2H_5OH	−174.18
Ethane(*g*)	C_2H_6	−32.89
Ethylene(*g*)	C_2H_4	68.1
Formic acid(*l*)	HCOOH	−346.0
Glucose(*s*)	$C_6H_{12}O_6$	−910.56
Methane(*g*)	CH_4	−50.8
Methanol(*l*)	CH_3OH	−166.3
Sucrose(*s*)	$C_{12}H_{22}O_{11}$	−1544.3

(Chang, 2010: 1008)

Tabel 12. Daftar energi bebas gibbs beberapa senyawa anorganik

SUBSTANCE	S°(J/K · mol)
Ag(*s*)	42.7
$Ag^+(aq)$	73.9
AgCl(*s*)	96.1
AgBr(*s*)	107.1
AgI(*s*)	114.2
$AgNO_3(s)$	140.9
Al(*s*)	28.3
$Al^{3+}(aq)$	−313.38
$Al_2O_3(s)$	50.99
As(*s*)	35.15
$AsO_4^{3-}(aq)$	−144.77

(Chang, 2010: 1003)

Agar Anda lebih memahami tentang energi bebas Gibbs ini, mari kita selesaikan soal berikut.

*Asetilen adalah salah satu gas hasil destilasi dari minyak bumi. Asetilen ini banyak digunakan sebagai bahan bakar. Jika asetilen dibakar secara sempurna akan dihasilkan gas karbondioksida dan air. Tentukanlah perubahan energi bebas Gibbs pada keadaan standar!.

Jawab:

$2C_2H_2(g) + \cancel{O_2(g)} \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O\ (l)$

$\Delta G_f^\circ = \sum (2\Delta G_f^\circ\ C_2H_2 + \Delta G_f^\circ\ O_2) - \sum (4\Delta G_f^\circ CO_2 + 2\Delta G_f^\circ\ H_2O)$

= (2(209,2J/Kmol)+(205J/K mol)–(4(213,6J/K mol)+2 (69,9J/K mol)

= 623,4 J/K mol – 994,2 J/K mol

= -370,8 J/K mol (reaksi spontan)

Hukum pertama termodinamika dikenal juga dengan hukum kekekalan energi. Menurut hukum kekakalan energi: energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan tetapi dapat dirubah dari satu bentuk ke bentuk lain. Contoh: energi dalam dapat dirubah menjadi kalor dan kerja. Secara matematika perubahan energi dalam dapat dirumuskan: $\Delta E = q + w$. Apabila proses berlangsung pada volume tetap, seluruh energi dalam dirubah menjadi kalor. Jika proses berlangsung pada tekanan tetap maka kalor = ΔH.

Kalor reaksi adalah kalor yang menyertai suatu reaksi. Contoh:

a. Kalor penetralan yaitu kalor yang menyertai pembentukan satu mol H_2O dari reaksi asam dan basa.

   Contoh: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$ $\Delta H = X$ kJ/mol

   Non contoh: $2HCl(aq) + 2NaOH(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + 2H_2O(l)$ $\Delta H = X$ kJ

b. Kalor pembentukan yaitu : kalor yang menyertai pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya.

   Contoh: $Na(s) + 1/2Cl_2\ (g) \rightarrow NaCl(s)$ $\Delta H = -X$ kJ

   Non contoh: $2Na(s) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2NaCl(s)$ $\Delta H = -X$ kJ

c. Kalor penguraian yaitu kalor yang menyertai penguraian satu mol senyawa menjadi unsur-unsurnya.

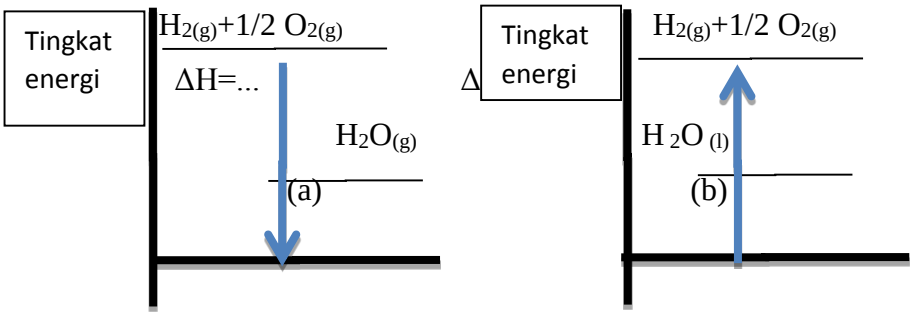
Contoh: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $\Delta H = X$ kJ

Non contoh: $2CaCO_3(s) \rightarrow 2CaO(s) + 2CO_2(g)$ $\Delta H = X$ kJ

4. Forum Diskusi

Untuk lebih memahami materi Termokimia, silahkan anda diskusikan soal-soal berikut ini!

1) Diagram tingkat energi menggambarkan besarnya entalpi zat-zat sebelum reaksi dan entalpi zat-zat hasil reaksi serta besarnya perubahan entalpi yang menyertai reaksi tersebut. Pada pembentukan H_2O dari gas hidrogen dan gas oksigen dilepaskan kalor sebesar 285,5 kJ sedangkan untuk menguraikan H_2O gas menjadi unsur- unsurnya dibutuhkan kalor sebesar 329 kJ. Diagram tingkat energi dari reaksi di atas seperti dibawah ini



Dari pernyataan diatas, jawablah pertanyaan berikut :

a. Tentukan perubahan entalpi pada masing-masing diagram tingkat energi pembentukan dan penguraian gas H_2O dan jelaskan maksudnya!

b. Apakah dalam setiap reaksi kimia energi yang dibutuhkan selalu sama?

2) Dalam suatu percobaan dilakukan pembakaran gas etana dan gas etena. Sebelum dibakar, gas etana dibentuk terlebih dahulu melalui reaksi pembentukan standar. Reaksi pembentukan gas etana ini melepaskan kalor sebesar 85 kJ, sedangkan reaksi pembentukan etena membutuhkan kalor sebesar 52 kJ. Untuk membentuk gas

karbondioksida dan uap air dilepaskan kalor berturut-turut yaitu 394 kJ dan 286 kJ. Dari pembakaran etana diperoleh persamaan reaksi sebagai berikut

$C_2H_{6(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

Reaksi pembakaran gas etena sebagai berikut

$C_2H_{4\,(g)} + 3\,O_{2\,(g)} \rightarrow 2\,CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(l)}$

a. Hitunglah masing-masing perubahan entalpi pembakaran pada kedua reaksi diatas!
b. Berapakah perbandingan kalor pembakaran dua reaksi tersebut?

3) Karbon dioksida merupakan salah satu senyawa kimia yang dihasilkan dari suatu pembakaran bahan bakar. Untuk membentuk membentuk karbondioksida terdapat beberapa tahap, yaitu:

$2C_{(s)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$ ΔH_1 .....reaksi 1

$2CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2CO_{2\,(g)}$ ΔH_2 .....reaksi 2

$2C_{(s)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2\,(g)}$ ΔH_3 .....reaksi 3

Dalam membentuk karbondioksida ini tidak terjadi perhitungan terhadap jalannya reaksi, tetapi hanya melihat keadaan awal dan keadaan akhir saja sehingga untuk menghitung perubahan entalpi pembentukan karbondioksida hanya dengan menjumlahkan entalpi yang diketahui.

Berdasarkan pernyataan di atas, jawablah pertanyaan berikut:

a. Ubahlah reaksi pembentukan karbondioksida diatas ke dalam bentuk diagram tingkat energi!
b. Berapa entalpi yang dibutuhkan reaksi 3 di atas jika diketahui ΔH_1 = -787 kJ/mol, ΔH_2= -221 kJ/mol?

C. PENUTUP

1. Rangkuman

Termodinamika kimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang perubahan energi yang menyertai proses kimia. Energi dapat berpindah dari sistem kelingkungan atau dari lingkungan ke sistem melalui

batas sistem berupa dinding diatermal dan adiatermal. Sistem dapat dibagi atas tiga yaitu sistem terbuka, tertutup dan terisolasi. Energi adalah kemampuan untuk melakukan kerja. Hukum kekakalan energi menyatakan bahwa energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan hanya bisa dirubah dari suatu bentuk ke bentuk lain. Hukum kekekalan energi ini disebut juga Hukum pertama termodinamika yang dinyatan dalam bentuk perubahan energi dalam (ΔE). Hukum I termodinamika ini dirumuskan dalam bentuk persamaan matematika:

$$\Delta E = q + w$$

$$w = - p\Delta V$$

$$\Delta E = q - p\Delta V$$

Pada proses isotermal, $\Delta E = 0$, sehingga $q = w$

Pada proses isovolum (isokhor), $\Delta V = 0$, sehingga $\Delta E = q_v$

2. Tes Formatif

1. Paku merupakan salah satu logam keras yang banyak digunakan.Dalam kehidupan sehari-hari paku digunakan sebagai pelekat bangunan. Jika paku tersebut diletakkan diatas meja dalam ruangan tertutup dan udara lembab, maka lama kelamaan akan terdapat serbuk bewarna kuning yang menempel pada paku seperti gambar dibawah ini

Reaksi yang terjadi pada paku yaitu:

$2\ Fe^{2+}{}_{(aq)} + 3/2\ O_{2\ (g)} + H_2O_{\ (l)} \rightarrow Fe_2O_3..\ xH_2O_{(s)}$

yang bertindak sebagai sistem dan lingkungan pada proses perkaratan paku tersebut adalah…

A. Paku berkarat, oksigen dan uap air merupakan sistem, meja merupakan lingkungan
B. Meja merupakan sistem, paku berkarat dan uap air merupakan lingkungan
C. Paku berkarat merupakan sistem, oksigen merupakan lingkungan
D. Oksigen merupakan sistem, paku berkarat merupakan lingkungan
E. Meja merupakan sistem, oksigen merupakan lingkungan

2. Kapur bakar merupakan produk proses kalsinasi batu kapur yang dilakukan pada suhu sekitar 1000^0C. Kalsinasi adalah proses penghilangan air, karbon dioksida atau gas lain yang mempunyai ikatan kimia dengan bijih sehingga akan didapatkan produk yang bernama kalsin (CaO). Ketika kalsin dimasukkan kedalam wadah berisi air, maka terjadi reaksi ditandai dengan naiknya suhu campuran tersebut dan permukaan wadah terasa panas. Persamaan reaksi sebagai berikut :

   $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2\,(aq)}$

   Reaksi diatas melepaskan kalor sebanyak 64 kJ.

   Reaksi yang terjadi ketika kapur bakar dimasukkan kedalam wadah berisi air adalah….

   A. Reaksi endoterm
   B. Reaksi eksoterm
   C. Reaksi redoks
   D. Reaksi oksidasi
   E. Reaksi reduksi

3. Dalam dunia industri, amonia digunakan sebagai bahan baku pembuatan pupuk. Pupuk tersebut digunakan oleh masyarakat sebagai penyubur tanaman untuk meningkatkan hasil panen. Jika pada pembentukan 2 mol gas amonia (NH_3) pada tekanan 1 atm dilepaskan kalor sebanyak 484 kJ, dengan reaksi seperti ini

   $$N_{2\,(g)} + 3\,H_{2\,(g)} \rightarrow 2\,NH_{3\,(g)} \quad \Delta H = -484 \text{ kJ}$$

Dari pernyataan diatas, kalor yang dilepaskan untuk membentuk 1 mol gas NH_3 pada tekanan 1 atm adalah ….

A. -484 kJ/mol

B. 484 kJ/mol

C. -242 kJ/mol

D. 242 kJ/mol

E. 24,2 kJ/mol

4. Dalam suatu kalorimeter direaksikan 100 cm^3 larutan NaOH 1 M dengan 100 cm^3 larutan HCl 1 M mengalami perubahan suhu sebanyak 6^0C . kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air yaitu 4,18 J g^{-1} K^{-1} dan massa jenis larutan dianggap 1 g/cm^3. Jika dianggap bahwa kalorimeter tidak menyerap kalor, perubahan entalpi pembentukan 1 mol NaCl adalah….

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

A. 50,16 kJ/mol

B. 5,016 kJ/mol

C. -50,16 kJ/mol

D. -5,016 kJ/mol

E. 501,6 kJ/mol

5. Semen merupakan bahan yang digunakan untuk mendirikan suatu bangunan. Dalam pembuatannya dibutuhkan bahan seperti batu kapur, tanah liat, pasir besi, pasir silikat, dan gipsum. Jika dalam membakar 16 gram batu kapur dibutuhkan kalor sebesar 571 J, berapakah kalor yang dibutuhkan untuk membentuk 1 mol batu kapur? (A_r Ca=40, C=12, O=16)

$$CaCO_{3\,(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2\,(s)} \quad \Delta H = ...kJ$$

A. 3,568 kJ

B. 571 kJ

C. -571 kJ

D. -3,568 kJ

E. 356,8 kJ

6. Pada tahun 2019 terjadi kebakaran hutan yang terletak di Riau seluas 10 ribu hektar lebih. Sebagian besar lahan yang terbakar tersebut merupakan lahan gambut. Gambut merupakan jenis tanah yang berasal dari sisa tanaman yang setengah membusuk. Kandungan organik gambut ini sangat tinggi. Jika 4,4 gram senyawa organik dibakar dengan dibebaskan kalor sebesar 223 J, massa molar senyawa organik tersebut 44 g/mol, hitunglah berapa perubahan entalpi pembakaran untuk 1 mol senyawa tersebut!

$$C_xH_{y\,(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H = ...kJ$$

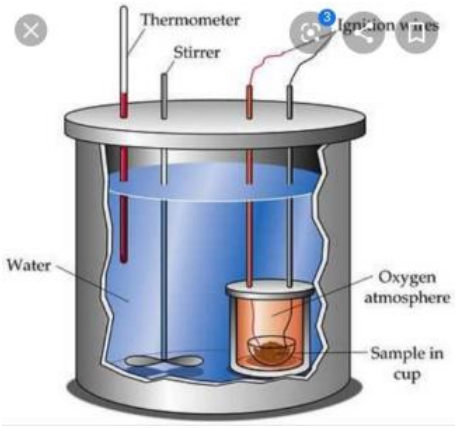
A. -22,3 kJ
B. 223 kJ
C. -223 kJ
D. -2,23 kJ
E. 2,23 kJ

7. Garam dapur dengan rumus kimia NaCl merupakan salah satu bahan pokok yang digunakan sebagai bahan penyedap rasa. Dalam kehidupan sehari-hari garam ini digunakan sebagai bahan cita rasa masakan. Padatan NaCl berbentuk kristal putih. Apabila diketahui pembentukan 10 gram NaCl membebaskan kalor sebesar 822 J. Tentukan perubahan entalpi untuk pembentukan 1 mol NaCl jika persamaan reaksi sebagai berikut. (A_r Na=23, Cl=35,5)

$$Na_{(s)} + \frac{1}{2}Cl_{2\,(g)} \rightarrow NaCl_{(s)} \quad \Delta H = ...kJ$$

A. 4,807 kJ
B. 48,07 kJ
C. 480,7 kJ
D. -48,07 kJ
E. -4,807 kJ

8. Kalorimeter bom digunakan untuk menetukan perubahan entalpi dari reaksi-reaksi pembakaran yang melibatkan gas, seperti pembakaran gas metana (CH_4). Perhatikanlah gambar Kalorimeter Bom berikut.



Reaksi pembakaran gas metana adalah sebagai berikut

$$CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + {}_2H_2O_{\,(g)}$$

dengan kenaikan suhu 1,56 ^{0}C.

Dari pernyataan diatas,

Jika dalam suatu percobaan direaksikan 0,16 gram gas metana dengan oksigen berlebih dan kapasitas kalor kalorimeter adalah 958 J/^{0}C, hitung kalor pembakaran gas metana tersebut!

A. -149,4 J/mol

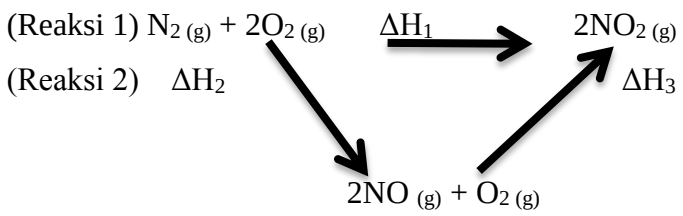
B. 149,4 J/mol

C. -298,8 J/mol

D. 298,8 J/mol

E. 74,7 J/mol

9. Nitrogen oksida adalah senyawa gas yang terdapat di udara bebas (atmosfer) yang sebagian besar terdiri atas nitrogen monoksida (NO) dan nitrogen dioksida (NO_2). Kedua gas ini sangat berbahaya bagi kesehatan. Secara visual gas NO sulit untuk diamati, sedangkan gas NO_2 mudah untuk diamati karena gas ini memiliki bau yang sangat menyengat dan ciri warna yang merah kecoklatan di udara. Sifat racun gas ini sangat kuat. Organ tubuh yang paling peka terhadap pencemaran gas NO_2 yaitu paru-paru. Paru-paru yang terkontaminasi oleh gas ini akan membengkak sehingga penderita sulit bernafas dan mengakibatkan kematian. Secara ilmiah pembentukan gas NO_2 yaitu:



Pada reaksi diatas terbentuk dua reaksi. Reaksi 1 berlangsung dalam satu tahap yaitu reaksi pembentukan $2NO_{2\,(g)}$, sedangkan reaksi 2 berlangsung melalui tahap pembentukan $2NO_{(g)}$ terlebih dahulu kemudian berlanjut ke tahap pembentukan $2NO_{2\,(g)}$. Untuk membentuk $2NO_{2\,(g)}$ dibutuhkan kalor sebesar 66,4 kJ, sedangkan untuk membentuk $2NO_{(g)}$ dibutuhkan kalor sebesar *X* kJ dan untuk membentuk $2NO_{2\,(g)}$ dari $2NO_{(g)}$ dibebaskan kalor sebesar 114,1 kJ. Berapakah nilai *X!*

A. 280,5 kJ

B. 380,5 kJ

C. 240,5 kJ

D. 180,5 kJ

E. 140,5 kJ

10. Manusia memanfaatkan berbagai macam bahan bakar dalam kehidupan sehari-hari. Bahan bakar tersebut umumnya merupakan bahan bakar fosil karena terbentuk jutaan tahun lalu dari sisa tumbuhan serta hewan. Penggunaan bahan bakar diantaranya adalah untuk keperluan memasak, dan kendaraan bermotor. Bahan bakar yang mengandung unsur C dan H ini jika dibakar akan menghasilkan energi (ΔHc), gas karbon dioksida, dan uap air.

Tabel Perbandingan bahan bakar

Bahan Bakar	Komponen Utama	M_r	ΔH pembakaran (berdasarkan energi ikatan)	ΔH (per gram)	Jumlah massa per Rp.1000 (Agustus, 2017)
Etanol	C_2H_5OH	46	-1380 kJ/mol	30 kJ	23 gram

Elpiji	C_3H_8	44	-2023 kJ/mol	46 kJ	93 gram
Bensin	C_8H_{18}	114	-5060 kJ/mol	44 kJ	113 gram
Solar	$C_{16}H_{34}$	226	-9920 kJ/mol	44 kJ	155 gram
Minyak tanah	$C_{14}H_{30}$	198	-8705 kJ/mol	44 kJ	320 gram

Berdasarkan jumlah energi bahan bakar yang diperoleh, harga bahan bakar termurah adalah…

A. Etanol

B. Elpiji

C. Bensin

D. Solar

E. Minyak Tanah

DAFTAR PUSTAKA

Brown, Theodore L. H. Eugene LEMay, Jr., Bruce E. Bursten, Catherine J. Murphy, Patrick M. Woodward. 2012. *Chemistry the Central Science.* USA: Pearson Education, Inc.

Chang, Raymond; Overby, Jason .2011. *General Chemistry, the Essential Concept.* New York: McGraw-Hill.

Chang, Raymond. 2010. *Chemistry*. Tenth Edition. New York: McGraw-Hill.

Jespersen, Neil D; Brady, James E; Hyslop, Alison (2012). *Chemistry, the Molecular Nature of Matter*. John Wiley & Sons, Inc.

Petrucci, Ralph H, F. Geoffrey Herring, Jeffry D. Madura, Carey Bissonnette. 2017. *General Chemistry*. Eleventh Edition. Canada: Pearson Canada, Inc.

Ratcliff, B. 2000. *Chemistry 1*. New York: Cambridge University Press.

S, Syukri. 1999. *Kimia Dasar 1*. Bandung: Penerbit ITB.

Tro, Nivaldo J. 2011. *Introductory Chemistry*, USA: Pearson Education,Inc.

https://www.wajibbaca.com/2018/03/pelukan-ibu-bisa-turunkan-demam-anak.html.

Lampiran 1. Daftar Entalpi Pembentukan Standar dan Energi Gibss untuk Senyawa Anorganik

SUBSTANCE	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/K · mol)
$Ag(s)$	0	0	42.7
$Ag^+(aq)$	105.9	77.1	73.9
$AgCl(s)$	−127.0	−109.7	96.1
$AgBr(s)$	−99.5	−95.9	107.1
$AgI(s)$	−62.4	−66.3	114.2
$AgNO_3(s)$	−123.1	−32.2	140.9
$Al(s)$	0	0	28.3
$Al^{3+}(aq)$	−524.7	−481.2	−313.38
$Al_2O_3(s)$	−1669.8	−1576.4	50.99
$As(s)$	0	0	35.15
$AsO_4^{3-}(aq)$	−870.3	−635.97	−144.77
$AsH_3(g)$	171.5		
$H_3AsO_4(s)$	−900.4		
$Au(s)$	0	0	47.7
$Au_2O_3(s)$	80.8	163.2	125.5
$AuCl(s)$	−35.2		
$AuCl_3(s)$	⁻118.4		
$B(s)$	0	0	6.5
$B_2O_3(s)$	−1263.6	−1184.1	54.0
$H_3BO_3(s)$	−1087.9	−963.16	89.58
$H_3BO_3(aq)$	−1067.8	−963.3	159.8
$Ba(s)$	0	0	66.9
$Ba^{2+}(aq)$	−538.4	−560.66	12.55
$BaO(s)$	−558.2	−528.4	70.3
$BaCl_2(s)$	−860.1	−810.66	125.5
$BaSO_4(s)$	−1464.4	−1353.1	132.2
$BaCO_3(s)$	−1218.8	−1138.9	112.1
$Be(s)$	0	0	9.5
$BeO(s)$	−610.9	−581.58	14.1
$Br_2(l)$	0	0	152.3
$Br^-(aq)$	−120.9	102.8	80.7

(Chang, 2010: 1127)

SUBSTANCE	ΔH_f°(kJ/mol)	ΔG_f°(kJ/mol)	S°(J/K · mol)
HBr(g)	−36.2	−53.2	198.48
C(graphite)	0	0	5.69
C(diamond)	1.90	2.87	2.4
CO(g)	−110.5	−137.3	197.9
$CO_2(g)$	−393.5	−394.4	213.6
$CO_2(aq)$	−412.9	−386.2	121.3
$CO_3^{2-}(aq)$	−676.3	−528.1	−53.1
$HCO_3^-(aq)$	−691.1	−587.1	94.98
$H_2CO_3(aq)$	−699.7	−623.2	187.4
$CS_2(g)$	115.3	65.1	237.8
$CS_2(l)$	87.9	63.6	151.0
HCN(aq)	105.4	112.1	128.9
$CN^-(aq)$	151.0	165.69	117.99
$(NH_2)_2CO(s)$	−333.19	−197.15	104.6
$(NH_2)_2CO(aq)$	−319.2	−203.84	173.85
Ca(s)	0	0	41.6
$Ca^{2+}(aq)$	−542.96	−553.0	−55.2
CaO(s)	−635.6	−604.2	39.8
$Ca(OH)_2(s)$	−986.6	−896.8	76.2
$CaF_2(s)$	−1214.6	−1161.9	68.87
$CaCl_2(s)$	−794.96	−750.19	113.8
$CaSO_4(s)$	−1432.69	−1320.3	106.69
$CaCO_3(s)$	−1206.9	−1128.8	92.9
Cd(s)	0	0	51.46
$Cd^{2+}(aq)$	−72.38	−77.7	−61.09
CdO(s)	−254.6	−225.06	54.8
$CdCl_2(s)$	−389.1	−342.59	118.4
$CdSO_4(s)$	−926.17	−820.2	137.2
$Cl_2(g)$	0	0	223.0
$Cl^-(aq)$	−167.2	−131.2	56.5
HCl(g)	−92.3	−95.27	187.0
Co(s)	0	0	28.45
$Co^{2+}(aq)$	−67.36	−51.46	155.2
CoO(s)	−239.3	−213.38	43.9
Cr(s)	0	0	23.77
$Cr^{2+}(aq)$	−138.9		
$Cr_2O_3(s)$	−1128.4	−1046.8	81.17
$CrO_4^{2-}(aq)$	−863.16	−706.26	38.49
$Cr_2O_7^{2-}(aq)$	−1460.6	−1257.29	213.8
Cs(s)	0	0	82.8
$Cs^+(aq)$	−247.69	−282.0	133.05
Cu(s)	0	0	33.3
$Cu^+(aq)$	51.88	50.2	−26.36
$Cu^{2+}(aq)$	64.39	64.98	98.7
CuO(s)	−155.2	−127.2	43.5
$Cu_2O(s)$	−166.69	−146.36	100.8
CuCl(s)	−134.7	−118.8	91.6

(Chang, 2010:1128)

SUBSTANCE	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/K · mol)
$CuCl_2(s)$	−205.85	?	?
$CuS(s)$	−48.5	−49.0	66.5
$CuSO_4(s)$	−769.86	−661.9	113.39
$F_2(g)$	0	0	203.34
$F^-(aq)$	−329.1	−276.48	−9.6
$HF(g)$	−271.6	−270.7	173.5
$Fe(s)$	0	0	27.2
$Fe^{2+}(aq)$	−87.86	−84.9	−113.39
$Fe^{3+}(aq)$	−47.7	−10.5	−293.3
$FeO(s)$	−272.0	−255.2	60.8
$Fe_2O_3(s)$	−822.2	−741.0	90.0
$Fe(OH)_2(s)$	−568.19	−483.55	79.5
$Fe(OH)_3(s)$	−824.25	?	?
$H(g)$	218.2	203.2	114.6
$H_2(g)$	0	0	131.0
$H^+(aq)$	0	0	0
$OH^-(aq)$	−229.94	−157.30	−10.5
$H_2O(g)$	−241.8	−228.6	188.7
$H_2O(l)$	−285.8	−237.2	69.9
$H_2O_2(l)$	−187.6	−118.1	?
$Hg(l)$	0	0	77.4
$Hg^{2+}(aq)$		−164.38	
$HgO(s)$	−90.7	−58.5	72.0
$HgCl_2(s)$	−230.1		
$Hg_2Cl_2(s)$	−264.9	−210.66	196.2
$HgS(s)$	−58.16	−48.8	77.8
$HgSO_4$	−704.17		
$Hg_2SO_4(s)$	−741.99	−623.92	200.75
$I_2(s)$	0	0	116.7
$I^-(aq)$	55.9	51.67	109.37
$HI(g)$	25.9	1.30	206.3
$K(s)$	0	0	63.6
$K^+(aq)$	−251.2	−282.28	102.5
$KOH(s)$	−425.85		
$KCl(s)$	−435.87	−408.3	82.68
$KClO_3(s)$	−391.20	−289.9	142.97
$KClO_4(s)$	−433.46	−304.18	151.0
$KBr(s)$	−392.17	−379.2	96.4
$KI(s)$	−327.65	−322.29	104.35
$KNO_3(s)$	−492.7	−393.1	132.9
$Li(s)$	0	0	28.0
$Li^+(aq)$	−278.46	−293.8	14.2
$Li_2O(s)$	−595.8	?	?
$LiOH(s)$	−487.2	−443.9	50.2
$Mg(s)$	0	0	32.5
$Mg^{2+}(aq)$	−461.96	−456.0	−117.99
$MgO(s)$	−601.8	−569.6	26.78

(Chang, 2010: 1129)

SUBSTANCE	ΔH_f°(kJ/mol)	ΔG_f°(kJ/mol)	S°(J/K · mol)
$Mg(OH)_2(s)$	−924.66	−833.75	63.1
$MgCl_2(s)$	−641.8	−592.3	89.5
$MgSO_4(s)$	−1278.2	−1173.6	91.6
$MgCO_3(s)$	−1112.9	−1029.3	65.69
$Mn(s)$	0	0	31.76
$Mn^{2+}(aq)$	−218.8	−223.4	−83.68
$MnO_2(s)$	−520.9	−466.1	53.1
$N_2(g)$	0	0	191.5
$N_3^-(aq)$	245.18	?	?
$NH_3(g)$	−46.3	−16.6	193.0
$NH_4^+(aq)$	−132.80	−79.5	112.8
$NH_4Cl(s)$	−315.39	−203.89	94.56
$NH_3(aq)$	−80.3	−26.5	111.3
$N_2H_4(l)$	50.4		
$NO(g)$	90.4	86.7	210.6
$NO_2(g)$	33.85	51.8	240.46
$N_2O_4(g)$	9.66	98.29	304.3
$N_2O(g)$	81.56	103.6	219.99
$HNO_2(aq)$	−118.8	−53.6	
$HNO_3(l)$	−173.2	−79.9	155.6
$NO_3^-(aq)$	−206.57	−110.5	146.4
$Na(s)$	0	0	51.05
$Na^+(aq)$	−239.66	−261.87	60.25
$Na_2O(s)$	−415.89	−376.56	72.8
$NaCl(s)$	−411.0	−384.0	72.38
$NaI(s)$	−288.0		
$Na_2SO_4(s)$	−1384.49	−1266.8	149.49
$NaNO_3(s)$	−466.68	−365.89	116.3
$Na_2CO_3(s)$	−1130.9	−1047.67	135.98
$NaHCO_3(s)$	−947.68	−851.86	102.09
$Ni(s)$	0	0	30.1
$Ni^{2+}(aq)$	−64.0	−46.4	159.4
$NiO(s)$	−244.35	−216.3	38.58
$Ni(OH)_2(s)$	−538.06	−453.1	79.5
$O(g)$	249.4	230.1	160.95
$O_2(g)$	0	0	205.0
$O_3(aq)$	−12.09	16.3	110.88
$O_3(g)$	142.2	163.4	237.6
P(white)	0	0	44.0
P(red)	−18.4	13.8	29.3
$PO_4^{3-}(aq)$	−1284.07	−1025.59	−217.57
$P_4O_{10}(s)$	−3012.48		
$PH_3(g)$	9.25	18.2	210.0
$HPO_4^{2-}(aq)$	−1298.7	−1094.1	−35.98
$H_2PO_4^-(aq)$	−1302.48	−1135.1	89.1
$Pb(s)$	0	0	64.89
$Pb^{2+}(aq)$	1.6	24.3	21.3

(Chang, 2010: 1130)

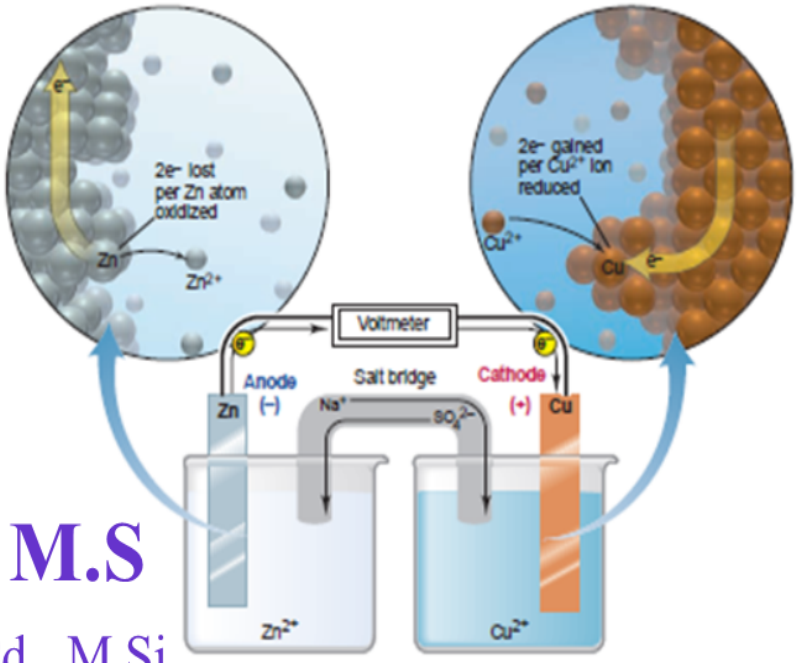
SUBSTANCE	ΔH_f°(kJ/mol)	ΔG_f°(kJ/mol)	S°(J/K · mol)
$PbO(s)$	−217.86	−188.49	69.45
$PbO_2(s)$	−276.65	−218.99	76.57
$PbCl_2(s)$	−359.2	−313.97	136.4
$PbS(s)$	−94.3	−92.68	91.2
$PbSO_4(s)$	−918.4	−811.2	147.28
$Pt(s)$	0	0	41.84
$PtCl_4^{2-}(aq)$	−516.3	−384.5	175.7
$Rb(s)$	0	0	69.45
$Rb^+(aq)$	−246.4	−282.2	124.27
$S(rhombic)$	0	0	31.88
$S(monoclinic)$	0.30	0.10	32.55
$SO_2(g)$	−296.1	−300.4	248.5
$SO_3(g)$	−395.2	−370.4	256.2
$SO_4^{2-}(aq)$	−624.25	−497.06	43.5
$SO_3^{2-}(aq)$	−907.5	−741.99	17.15
$H_2S(g)$	−20.15	−33.0	205.64
$HSO_3^-(aq)$	−627.98	−527.3	132.38
$HSO_4^-(aq)$	−885.75	−752.87	126.86
$H_2SO_4(l)$	−811.3	?	?
$SF_6(g)$	−1096.2	?	?
$Se(s)$	0	0	42.44
$SeO_2(s)$	−225.35		
$H_2Se(g)$	29.7	15.90	218.9
$Si(s)$	0	0	18.70
$SiO_2(s)$	−859.3	−805.0	41.84
$Sr(s)$	0	0	54.39
$Sr^{2+}(aq)$	−545.5	−557.3	39.33
$SrCl_2(s)$	−828.4	−781.15	117.15
$SrSO_4(s)$	−1464.74	−1334.28	121.75
$SrCO_3(s)$	−1218.38	−1137.6	97.07
$W(s)$	0	0	33.47
$WO_3(s)$	−840.3	−763.45	83.26
$WO_4^-(aq)$	−1115.45		
$Zn(s)$	0	0	41.6
$Zn^{2+}(aq)$	−152.4	−147.2	106.48
$ZnO(s)$	−348.0	−318.2	43.9
$ZnCl_2(s)$	−415.89	−369.26	108.37
$ZnS(s)$	−202.9	−198.3	57.7
$ZnSO_4(s)$	−978.6	−871.6	124.7

(Chang, 2010: 1131)

No Kode: DAR2/Profesional/187/4/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

REDOKS DAN ELEKTROKIMIA



Dra. Iryani, M.S

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si

Dr. Andromeda, M.Si

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si

Dr. Mawardi, M.Si

Hesty Parbuntari, S,Pd., M.Sc

KEMENTRIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 4
REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

A. PENDAHULUAN

1. Deskripsi Materi

Materi redoks merupakan kegiatan belajar (KB 4) dari modul 4 dan diberi alokasi waktu 24 jam latihan. Materi ini berhubungan dengan perubahan bilangan oksidasi atom-atom dalam sebuah reaksi kimia. Kegiatan belajar 4 ini membahas tentang perkembangan konsep redoks, penyetaraan reaksi redoks, sel volta/sel galvani, potensial reduksi standar, kespontanan reaksi dan elektrolisis.

2. Relevansi

Reaksi redoks tidak hanya bisa kita temukan saat belajar kimia di kelas atau di laboratorium, tetapi dapat kita temukan dalam kehidupan sehari-hari. Contohnya saat anda mencuci pakaian menggunakan zat pemutih tanpa kita sadari zat pemutih tersebut merupakan salah satu dari reaksi redoks. Oksidator yang sering digunakan adalah natrium hipoklorit (NaOCl) dan hidrogen peroksida (H_2O_2). Oksidator tersebut mampu menghilangkan elektron, sehingga menyebabkan warna akan hilang.

Gambar 43. Mencuci dicampur dengan pemutih pakaian
(https://sumberbelajar.belajar.kemendikbud.go.id/sumberbelajar/tampil/reaksi-redoks-2009/konten5.html)

Gambar 44. Proses pemutihan dengan zat pemutih
(https://www.slideshare.net/yunanmalifah/makalah-kimia-reaksi-redoks)

Selain pada pemutih pakaian penerapan konsep redoks lainnya dapat kita temukan pada proses respirasi, fotosintesis, fotografi, baterai dan sel bahan bakar.

3. Petunjuk Belajar

Proses pembelajaran yang Anda ikuti akan berjalan dengan lancar bila Anda mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut:

a. Pahamilah capaian pembelajaran dan uraian materi pada setiap KB!
b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan link media pembelajaran yang ada pada KB ini!
c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan mengerjakan tes sumatif! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan.

$$\text{NA kegiatan} = \frac{KB1 + KB2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. KEGIATAN INTI

1. Capaian Pembelajaran

Setelah mempelajari modul ini, diharapkan Anda mampu menganalisis hubungan struktur materi dengan sifat-sifat dinamis, kereaktifan, energi dan fungsi dalam berbagai perubahan kimia.

2. Materi Pokok

a. Reaksi redoks

b. Sel volta

c. Sel elektrolisis

3. Uraian Materi

a. Reaksi Redoks

1) Konsep Redoks

Tahukah Anda bahwa istilah oksidasi dan reduksi sudah lama digunakan untuk menjelaskan suatu reaksi. Istilah oksidasi mulai dikenal pada abad 19. Istilah oksidasi digunakan untuk menjelaskan suatu zat bersenyawa dengan oksigen, contohnya pembakaran bahan bakar kayu pada waktu tertentu dinamakan dengan oksidasi. Sedangkan untuk istilah reduksi berasal dari kata *reduco* yang berarti mengambilkan. Mulanya kata reduksi digunakan dalam *metalurgi* dalam proses mendapat kembali logam dari bijihnya.

Istilah oksidasi dan reduksi bisa dikemukakan juga berdasarkan reaksi berikut. Reaksi pembakaran gas alam CH_4 dan pembakaran bensin dalam mesin kendaraan bermotor dan reaksi pembakaran magnesium dalam udara.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

$$2C_8H_{18}(g) + 25O_2(g) \rightarrow 16CO_2(g) + 18H_2O(g)$$

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$$

Berdasarkan reaksi di atas bisa kita lihat bahwa saat metana (CH_4) terbakar, gas ini bereaksi dengan oksigen dan melepaskan hidrogen. Proses melepaskan atau menghilangkan hidrogen kita sebut juga dengan reaksi oksidasi. Sedangkan reaksi yang berhubungan dengan penguraian zat dengan melepaskan oksigen kita namakan dengan reduksi. Contoh reaksi reduksi adalah sebagai berikut:

$$2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$$

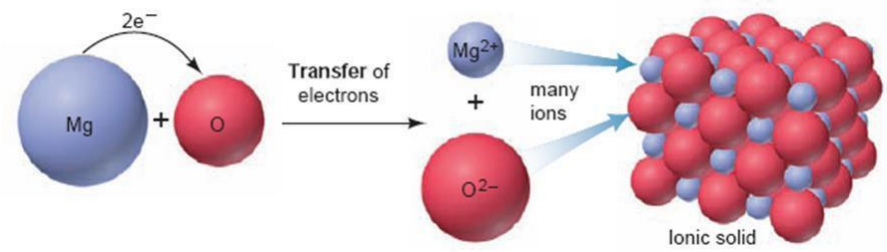
Coba Anda perhatikan reaksi antara magnesium dengan uap air berikut yang menghasilkan magnesium oksida dan hidrogen.

$$Mg(s) + H_2O(g) \rightarrow MgO(s) + H_2(g)$$

Berdasarkan reaksi ini dapat kita lihat bahwa magnesium bereaksi dengan oksigen, sedangkan air melepaskan oksigen. Jadi dari reaksi ini coba anda tentukan manakah yang mengalami oksidasi? dan manakah yang mengalami reduksi?

Seiring dengan perkembangan ilmu kimia, konsep oksidasi reduksi yang semula hanya menyangkut pengikatan atau pelepasan oksigen kini diperluas menjadi reaksi yang melibatkan elektron dan bilangan oksidasi unsur. Apabila suatu reaksi **melepaskan elektron** dan **bilangan oksidasi unsur menjadi bertambah atau naik**, maka reaksi ini disebut dengan **oksidasi**. Dan sebaliknya jika reaksi **menangkap elektron** dan **bilangan oksidasi unsur menjadi berkurang atau turun,** maka reaksi disebut dengan **reduksi.**

Jadi bisa kita simpulkan bahwa reaksi redoks adalah reaksi transfer elektron antar spesi yang bereaksi dalam reaksi kimia. Spesi yang memberikan elektron akan mengalami oksidasi disebut **reduktor** dan spesi yang menerima elektron akan mengalami reduksi disebut **oksidator**. Setiap reaksi redoks pasti mengalami reaksi oksidasi dan reduksi. Jadi, reaksi reduksi tidak bisa tanpa terjadi reaksi oksidasi dan sebaliknya.



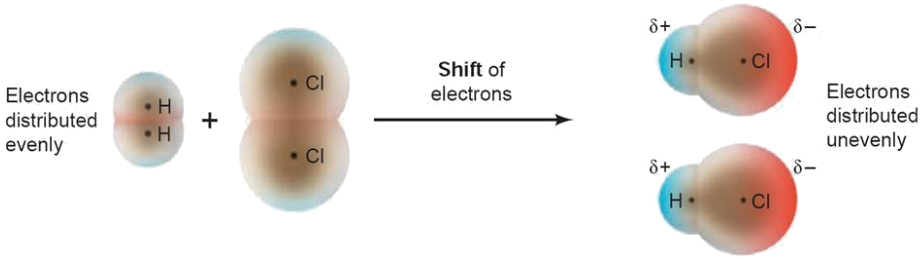
Gambar 45. Contoh reaksi redoks (pembentukan senyawa ion) (Silberberg, 2009: 158)

Pada pembentukan senyawa kovalen dari unsur-unsurnya, juga terjadi perpindahan elektron tetapi lebih kepada pergeseran

muatan elektron daripada transfer elektron. Contohnya pada pembentukan gas HCl:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$$

Untuk melihat perpindahan elektronnya, bandingkan distribusi muatan elektron pada reaktan dan produk pada Gambar 46!.



Gambar 46. Contoh reaksi redoks (pembentukan senyawa kovalen) (Silberberg, 2009: 158)

Berdasarkan Gambar 46 di atas dapat kita lihat bahwa ikatan pada molekul H_2 dan Cl_2 adalah ikatan kovalen karena adanya pemakaian bersama sepasang elektron. Dalam molekul HCl elektron dipakai bersama namun tidak terdistribusi secara merata ke atom H dan atom Cl karena atom Cl menarik elektron lebih kuat daripada atom H. Oleh karena itu, dalam molekul HCl muatan elektron H lebih rendah daripada muatan elektron pada molekul H_2 dan muatan elektron Cl lebih besar daripada molekul Cl_2. Dengan kata lain, pada pembentukan HCl, terdapat pergeseran muatan elektron dari atom H ke atom Cl. Walaupun pergeseran elektron ini tidak menyebabkan transfer elektron seperti pada pembentukan senyawa ion (seperti pada Gambar 45), reaksi ini tetap disebut sebagai reaksi redoks. Untuk lebih jelas dapat dilihat pada video animasi (https://www.youtube.com/watch?v=cyEEEq5-FCg&t=81s).

2) Oksidator dan Reduktor

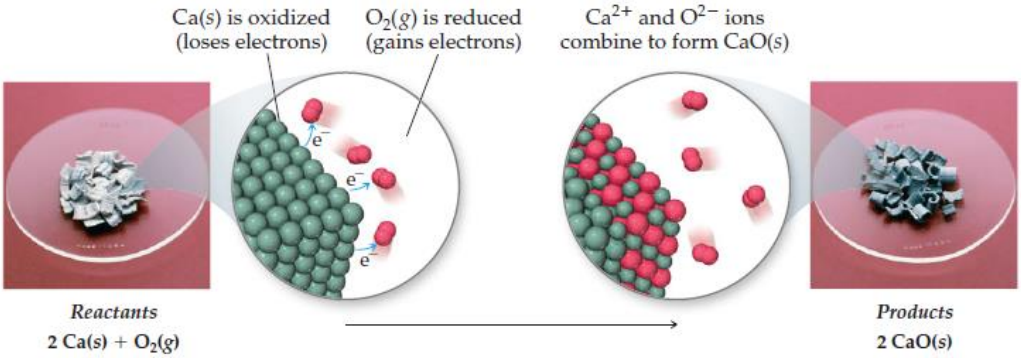
Oksidator (zat pengoksidasi) merupakan zat yang mengoksidasi zat lain, sedangkan reduktor (zat pereduksi) merupakan zat yang mereduksi zat lain. Hubungan oksidator,

reduktor, perubahan bilangan oksidasi dan perubahan elektron bisa kita lihat pada Tabel 13. Dalam suatu reaksi oksidator mengalami reduksi sedangkan reduktor mengalami oksidasi.

Tabel 13. Hubungan oksidator, reduktor, perubahan bilangan oksidasi dan perubahan elektron

	Bilangan Oksidasi	**Perubahan elektron**
Oksidasi	bertambah	Elektron berkurang
Reduksi	berkurang	Elektron bertambah
Oksidator	berkurang	Elektron bertambah
Reduktor	bertambah	Elektron berkurang
Zat yang dioksidasi	bertambah	Elektron berkurang
Zat yang direduksi	berkurang	Elektron bertambah

(Achmad, 2001: 5)



Gambar 47. Oksidasi dan reduksi (Brown et al, 2012: 132)

Agar lebih memahami tentang oksidator dan reduktor silahkan Anda perhatikan contoh berikut.

1. $2Na_2S_2O_3(aq) + I_2(l) \rightarrow 2NaI(s) + Na_2S_4O_6(aq)$
2. $K_2Cr_2O_7(l) + 14HCl(l) \rightarrow 3Cl_2(g) + 2KCl(s) + 2CrCl_3(aq) + 7H_2O(l)$

Jawab :

1. a. Zat yang dioksidasi : $Na_2S_2O_3$
   b. Zat yang direduksi : I_2
   c. Oksidator : I_2
   d. Reduktor : $Na_2S_2O_3$
2. a. Zat yang dioksidasi : HCl
   b. Zat yang direduksi : $K_2Cr_2O_7$

c. Oksidator : $K_2Cr_2O_7$

d. Reduktor : HCl

3) Setengah Reaksi

Suatu reaksi redoks terdiri atas dua setengah reaksi yaitu setengah reaksi oksidasi dan setengah reaksi reduksi. Coba anda perhatikan contoh berikut.

Contoh :

Reaksi oksida ion iodida oleh kalium dikromat dalam suasana asam.

$6I^-(aq) \rightarrow 3I_2(aq) + 6e$

Setengah reaksi redoks :

$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$

Jumlah kedua setengah reaksi,

$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 6I^-(aq) + 14H^+(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3I_2(aq) + 7H_2O(l)$

4) Bilangan Oksidasi

Hirarki dalam menentukan bilangan oksidasi

a) Bilangan oksidasi
b) Atom dari unsur bebas mempunyai bilangan oksidasi 0
c) Logam golongan IA, IIA, IIIA mempunyai bilangan oksidasi +1, +2, +3 secara berurutan
d) H dan F dalam senyawa mempunyai bilangan oksidasi +1 dan -1 secara berurutan
e) Oksigen mempunyai bilangan oksidasi -2 unsur-unsur golongan VIIA punya bilangan oksidasi -1
f) Unsur-unsur golongan VIA punya bilangan oksidasi -2
g) Unsur-unsur golongan VA punya bilangan oksidasi -3
h) Jika terdapat konflik antara dua dari aturan ini, pilih aturan dengan nomor terendah dan abaikan aturan dengan nomor yang lebih tinggi.

Silahkan Anda tentukan berapa bilangan oksidasi N pada NaN_3 untuk menambah pemahaman anda dalam menentukan bilangan oksidasi.

5) Reaksi Disproporsionasi

Reaksi oksidasi dan reduksi yang terjadi simultan oleh suatu spesi disebut reaksi disproporsionasi atau reaksi autoredoks. Reaksi ini terjadi pada unsur yang mempunyai bilangan oksidasi lebih dari dua, diantara bilangan oksidasi tertinggi dan terendah saling bereaksi.

$2H^+(aq) + Cu_2O(s) \rightarrow Cu(s) + Cu^{2+}(aq) + H_2O(l)$

(+1) (0) (+2)

$Cl_2(g) + 2OH^-(aq) \rightarrow ClO^-(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$

(0) (+1) (-1)

$2H^+(aq) + Cl^-(aq) + ClO^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + H_2O(l)$

(-1) (+1) (0)

$2Cu^+(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + Cu(s)$

(+1) (+2) (0)

$2H^+(aq) + 3NO_2^-(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + 2NO(g) + H_2O(l)$

(+3) (+5) (+2)

6) Penyetaraan Reaksi Redoks

Prinsip penyetaraan reaksi redoks adalah jumlah elektron yang dilepaskan oleh reduktor sama dengan jumlah elektron yang diterima oleh oksidator. Ada dua cara yang bisa kita gunakan untuk menyetarakan reaksi redoks, yaitu cara setengah reaksi dan cara perubahan bilangan oksidasi. Kita akan membahas cara setengah reaksi terlebih dahulu.

a) Cara Setengah Reaksi

Cara setengah reaksi ini terdiri dari beberapa tahapan yaitu:

(1) Setiap persamaan reaksi redoks merupakan penjumlahan dua setengah reaksi

(2) Dalam persamaan reaksi redoks yang sudah setara, jumlah elektron yang dilepaskan pada oksidasi sama banyak dengan jumlah elektron yang diterima pada reduksi

(3) Tahapannya :

(a) Menuliskan kerangka setengah reaksi

(b) Mengimbangkan setiap stengah reaksi

(c) Menjumlahkan kedua setengah reaksi

Contoh :

1. Setarakan reaksi yang berlangsung dalam suasana asam berikut.

$H_2SO_3(aq) + HNO_2(l) \rightarrow NO(g) + SO_4^{2-}(aq)$

Tahap 1 menulis kedua kerangka setengah reaksi

$H_2SO_3(l) \rightarrow SO_4^{2-}$ (pereduksi H_2SO_3 dioksidasi menjadi SO_4^{2-})

$HNO_2\ (l) \rightarrow NO$ (pengoksidasi HNO_2 direduksi menjadi NO)

Tahap 2 mengimbangkan setiap setengah reaksi

a) Menambahkan H_2O untuk mengimbangkan O

$H_2SO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq)$

$HNO_2\ (l) \rightarrow NO(g) + H_2O(l)$

b) Menambahkan H^+ untuk mengimbangkan H

$H_2SO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2}(aq)^- + 4H^+(aq)$

$HNO_2(l) + H^+(aq) \rightarrow NO(g) + H_2O(l)$

c) Menambahkan elekron untuk mengimbangkan muatan

$H_2SO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e$

$HNO_2\ (l) + 2H^+(aq) + e \rightarrow NO(g) + H_2O(l)$

Tahap 3 menjumlahkan kedua setengah reaksi

$H_2SO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e$

$2HNO_2(l) + 2H^+(aq) + 2e \rightarrow 2NO + 2H_2O(l)$

$H_2SO_3 + 2HNO_2 \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2NO(g) + 2H^+(aq) + H_2O(l)$

2. Setarakan reaksi yang berlangung dalam suasana basa

   $HPO_3^{2-}(aq) + OBr^-(aq) \rightarrow Br^-(aq) + PO_4^{3-}(aq)$

   Tahap 1

   $HPO_3^{2-}(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq)$

   $OBr^-(aq) \rightarrow Br^-(aq)$

   Tahap 2

   a) $HPO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow PO_4^{3-}(aq)$

      $OBr^-(aq) \rightarrow Br^-(aq) + H_2O(l)$

   b) Pada tahap ini seperti pada suasana, kemudian menghilangkan H^+ dengan menambahkan jumlah ion OH^- yang sama banyak di kedua ruas.

      $HPO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + 3H^+(aq)$

      $3OH^-(aq) \rightarrow 3OH^-(aq)$

      $HPO_3^{2-}(aq) + 3OH^-(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + 2H_2O(l)$

      $OBr^-(aq) + 2H^+(aq) \rightarrow Br^-(aq) + H_2O(l)$

      $2OH^-(aq) \rightarrow 2OH^-(aq)$

      $OBr^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow Br^-(aq) + 2OH^-(aq)$

   c) $HPO_3^{2-}(aq) + 3OH^-(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + 2H_2O(l) + 2e$

      $OBr^-(aq) + H_2O(l) + 2e \rightarrow Br^-(aq) + 2OH^-(aq)$

      Tahap 3

      $HPO_3^{2-}(aq) + 3OH^-(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + 2H_2O(l) + 2e$

      $OBr^-(aq) + H_2O(l) + 2e \rightarrow Br^-(aq) + 2OH^-(aq)$

      $HPO_3^{2-}(aq) + OBr^-(aq) + OH^-(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + Br^-(aq) + H_2O(l)$

b) Cara Perubahan Bilangan Oksidasi

   Cara ini dilakukan melalui beberapa tahapan.

   (1) Tulis pereaksi dan hasil reaksi

   (2) Tandai unsur-unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi

(3) Setarakan jumlah unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi diruas kiri dan ruas kanan persamaan reaksi.

(4) Hitung jumlah berkurangnya dan bertambahnya bilangan oksidasi

(5) Samakan jumlah berkurangnya dan bertambahnya bilangan oksidasi

(6) Samakan jumlah muatan diruas kiri dan ruas kanan dengan menambahkan H^+ bila larutan bersifat asam atau OH^- bila larutan bersifat basa

(7) Tambahkan H_2O untuk menyamakan jumlah atom H diruas kiri dan ruas kanan

Contoh :

1. Setarakan reaksi berikut berlangsung dalam suasana asam !

$Fe^{2+}(aq) + MnO^{4-}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq)$

Tahap 1

$Fe^{2+}(aq) + MnO^{4-}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq)$

Tahap 2,3

$$\underset{+2}{\underline{Fe^{2+}(aq)}} + \underset{+7}{\underline{MnO_4^-(aq)}} \rightarrow \underset{+3}{\underline{Fe^{3+}(aq)}} + \underset{+2}{\underline{Mn^{2+}(aq)}}$$

Tahap 4

-5

$$\underset{+2}{\underline{Fe^{2+}(aq)}} + \underset{+7}{\underline{MnO_4^-(aq)}} \rightarrow \underset{+3}{\underline{Fe^{3+}(aq)}} + \underset{+2}{\underline{Mn^{2+}(aq)}}$$

+1

Tahap 5

$5\ Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) \rightarrow 5Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq)$

Tahap 6

$5\ Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) \rightarrow 5Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq)$

Tahap 7

$5\ Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) \rightarrow 5Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$

2. Setarakan reaksi berikut dalam suasana basa !

$Al(s) + NO_3^-(aq) \rightarrow AlO_2^-(aq) + NH_3(l)$

Tahap 1

$Al(s) + NO_3^-(aq) \rightarrow AlO_2^-(aq) + NH_3(l)$

Tahap 2,3

$$\underset{0}{Al(s)} + \underset{+5}{NO_3^-(aq)} + \underset{+3}{AlO_2^-(aq)} + \underset{-3}{NH_3(l)}$$

Tahap 4

$$\underset{0}{Al(s)} + \underset{+5}{NO_3^-(aq)} + \underset{+3}{AlO_2^-(aq)} + \underset{-3}{NH_3(l)}$$

-8

+3

Tahap 5

$8Al(s) + 3NO_3^-(aq) \rightarrow 8\ AlO_2^-(aq) + 3NH_3(l)$

Tahap 6

$8Al(s) + 3NO_3^-(aq) + 5OH^-(aq) \rightarrow 8AlO_2^-(aq) + 3NH_3(l)$

Tahap 7

$8Al(s) + 3NO_3^-(aq) + 5OH^-(aq) + 2H_2O(l) \rightarrow 8AlO_2^-(aq) + 3NH_3(l)$

7) Ekivalen Redoks

Suatu ekivalen oksidator (zat pengoksidasi) adalah sejumlah oksidator yang dapat menerima satu mol elektron. Suatu ekivalen reduktor (zat pereduksi) adalah sejumlah reduktor yang dapat memberi satu mol elektron. Dalam suatu reaksi redoks.

a) Jumlah elektron yang diterima sama dengan jumlah elektron yang diberikan.

b) Satu ekivalen oksidator bereaksi dengan satu ekivalen reduktor

c) Massa satu ekivalen oksidator sama dengan berat satu mol dibagi dengan jumlah elektron yang diterima

d) Massa satu ekivalen reduktor sama dengan berat satu mol dibagi dengan jumlah elektron yang dilepaskan.

Contoh: Massa ekivalen oksidator dan reduktor

1. $KMnO_4$ berubah menjadi Mn^{2+}

   Reaksi: $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

   +7 +2

   1 mol MnO_4^- membutuhkan 5 mol elektron untuk menjadi Mn^{2+}

   Massa molar $KMnO_4$ = 158,03 g/mol

   Massa 1 ekivalen $KMnO_4$ (oksidator) = $\frac{158{,}03\ g/mol}{5\ mol} = 31{,}606\ g$

2. H_2S dioksidasi menjadi belerang

   Reaksi: $S^{2-} \rightarrow S$

   -2 0

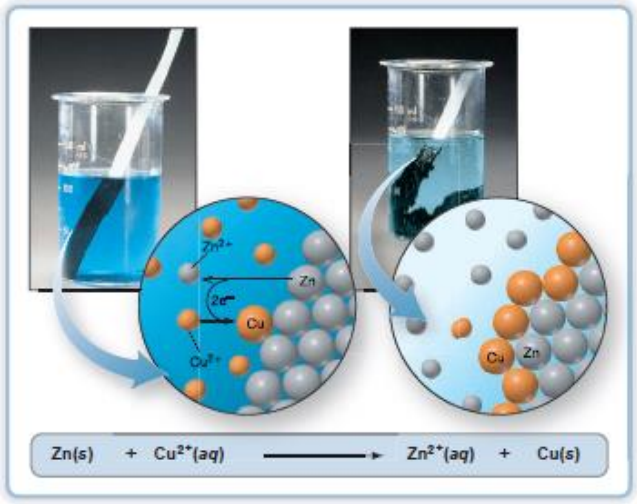
   1 mol H_2S melepaskan 2 mol elektron untuk menjadi S

   Massa molar H_2S = 34,08 g/mol

   Massa 1 ekivalen H_2S = $\frac{34{,}08\ g/mol}{2\ mol} = 17{,}04\ g$

b. Sel Elektrokimia

Reaksi redoks spontan dapat kita manfaatkan sebagai sumber energi listrik, sebaliknya arus listrik dapat digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tak spontan. Jika lempengan Zn dicelupkan ke dalam larutan Cu^{2+} yang berwarna biru, seperti yang dapat kita lihat pada Gambar 48, akan terjadi reaksi redoks spontan yang mudah diamati, dimana terjadinya perubahan warna larutan Cu^{2+} dari biru menjadi hampir tidak berwarna.



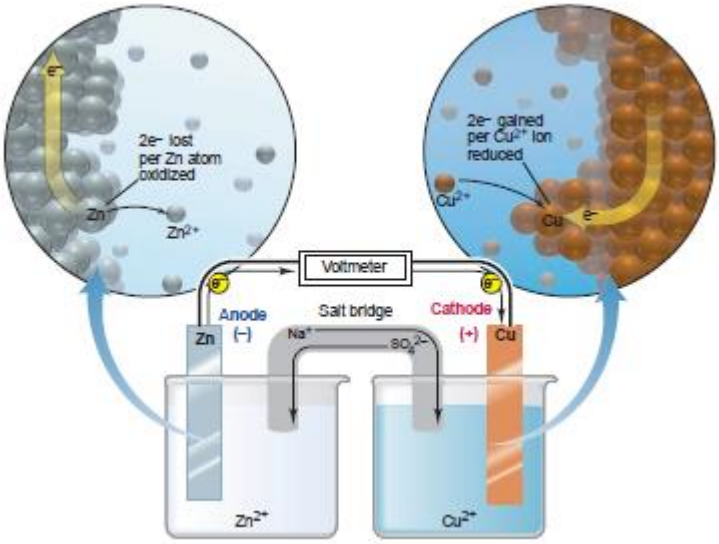
Gambar 48. Sepotong logam Zn dicelupkan ke dalam larutan Cu^{2+} (Silberbeg, 2009: 929)

Reaksi ini merupakan reaksi spontan. Sementara reaksi sebaliknya merupakan reaksi yang tidak spontan. Umtuk lebih jelas dapat dilihat pada video animasi.

(https://www.youtube.com/watch?v=gdrRSUdGUuI&t=170s)

1) Sel Volta dan Susunannya

Reaksi redoks spontan dapat digunakan sebagai sumber listrik. Perlu diingat bahwa arus listrik adalah aliran elektron. Tiap elektron membawa muatan listrik sebesar 1,6 x 10^{-19} Coulomb. Pada sel elektrokimia, agen pengoksidasi (oksidator) dan agen reduksi (reduktor) diatur sedemikian rupa sehingga mereka dapat bereaksi hanya jika elektron mengalir melalui suatu konduktor luar dari reduktor ke oksidator. Sel elektrokimia tersebut dikenal sebagai **sel volta** atau sel Galvani. Gambar 49 merupakan contoh sel volta.



Gambar 49. Suatu rangkaian Sel Volta, yang mengubah energi reaksi redoks menjadi energi listrik (Silberbeg, 2009: 931)

Pada Gambar 49, logam Zn dicelupkan ke dalam larutannya yang mengandung ion Zn^{2+}, sedangkan logam Cu dicelupkan ke dalam larutannya yang mengandung ion Cu^{2+}. Logam seng dan tembaga pada sel ini merupakan **elektroda**. Elektroda mengalirkan arus listrik (elektron) masuk atau keluar dari suatu larutan. Elektroda terbagi dua, yaitu **anoda dan katoda.** Anoda merupakan elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi. Reaksi oksidasi merupakan reaksi yang membebaskan elektron. Karena elektron dibebaskan dari anoda maka anoda dilambangkan dengan muatan negatif. Sementara, katoda merupakan elektroda tempat terjadi reaksi reduksi. Karena anoda dilambangkan dengan muatan negatif maka katoda dilambangkan dengan muatan positif.

Dua buah setengah reaksi terjadi dalam gelas kimia terpisah, masing-masing disebut setengah sel. Pada Berdasarkan harga potensial reduksinya, Cu mempunyai harga potensial reduksi yang lebih besar dibandingkan Zn. Oleh karena itu logam

Zn akan lebih mudah teroksidasi. Oksidasi logam Zn melepaskan 2 elektron menjadi ion Zn^{2+}. Ion Zn^{2+} ini akan larut sehingga jumlah logam Zn berkurang. Elektron-elektron yang dibebaskan oleh logam Zn melewati kawat ke arah logam Cu sehingga ion Cu^{2+} tereduksi menjadi Cu. Hal ini menyebabkan jumlah logam Cu bertambah. Reaksi redoks yang terjadi dapat kita tulis sebagai berikut:

Pada Anoda : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e$

Pada Katoda: $Cu^{2+}(aq) + 2e \rightarrow Cu(s)$

Reaksi ini menyebabkan konsentrasi ion Zn^{2+} dalam setengah sel meningkat, sehingga muatan positif dalam larutan Zn^{2+} bertambah. Sementara, konsentrasi ion Cu^{2+} menurun pada setengah sel yang lain karena ion Cu^{2+} tereduksi menjadi Cu sehingga jumlah ion positif (Cu^{2+}) m enjadi berkurang di dalam larutan, sehingga jumlah ion negatif (SO_4^{2-}) menjadi lebih besar dari ion positif. Karena ketidakseimbangan muatan ini, aliran elektron dalam kabel akan sangat cepat berhenti. Oleh karena itu, dibutuhkan jembatan garam untuk menetralkan kembali muatan-muatan yang berlebih pada masing-masing setengah sel tersebut. Pada Gambar 49, garam yang digunakan pada jembatan garamnya adalah Na_2SO_4. Kelebihan muatan positif akibat bertambahnya jumlah ion Zn^{2+} pada salah satu setengah sel akan dinetralkan oleh ion SO_4^{2-}. Kelebihan muatan negatif akibat berkurangnya ion Cu^{2+} pada setengah sel yang lain dinetralkan oleh ion Na^+. Ada notasi singkat untuk merepresentasikan sel elektrokimia. Untuk sel ditunjukkan pada Gambar 49 dengan reaksi redoks.

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

dinyatakan dengan notasi:

(anoda)	JG	(katoda)
$Zn(s)$ I $Zn^{2+}(aq)$	II	$Cu^{2+}(aq)$ I $Cu(s)$

Istilah-istilah yang biasa digunakan untuk sel volta adalah :

1. Elektroda adalah penghantar listrik dan reaksi berlangsung dipermukaan elektroda
2. Anoda adalah elektroda dimana terjadi reaksi oksidasi
3. Katoda adalah elektroda dimana terjadi reaksi reduksi
4. Elektrolit adalah larutan yang menghantar listrik dan muatan listrik diangkat oleh ion yang bergerak.

Dalam sel volta:

- Anoda disebut elektroda negatif diberi tanda (-)
- Katoda disebut elektroda positif diberi tanda (+)
- Elektron mengalir dari elektroda negatif ke elektroda positif melalui sirkuit luar.

Video tentang proses yang terjadi pada sel volta dapat dilihat pada
https://www.youtube.com/watch?v=C26pH8kC_Wk
https://www.youtube.com/watch?v=gdrRSUdGUuI&t=170s

2) Potensial Sel

Sel volta merupakan sel yang merubah perubahan energi bebas suatu reaksi spontan menjadi energi kinetik dari elektron (disebut juga sebagai energi listrik) yang mengalir melalui suatu sirkuit. Energi listrik ini sebanding dengan perbedaan potensial listrik antar dua elektroda, yang disebut potensial sel (E_{sel}); yang juga dikenal sebagai voltage sel atau *electromotive force* (emf).

Pada Gambar 49, kira-kira mengapa elektron dapat berpindah secara spontan dari Zn ke Cu^{2+}? Untuk menjelaskan hal ini, aliran elektron dapat dianalogikan dengan aliran air pada air terjun. Air mengalir secara spontan karena adanya perbedaan energi potensial antara atas dan bawah air terjun. Elektron juga mengalir secara spontan karena adanya perbedaan energi

potensial. Energi potensial elektron pada anoda lebih besar daripada katoda. Oleh karena itu, elektron mengalir ke arah elektroda dengan potensial listrik yang lebih positif secara spontan. Perbedaan energi potensial per muatan listrik antar dua elektroda diukur dalam Volt (V). Jika dua elektroda mempunyai beda potensial 1 V, dihasilkan kerja sebesar 1 J per setiap muatan yang berpindah antar elektroda.

$$1\text{V} = 1\frac{\text{J}}{\text{C}}$$

(*Ingat kembali bahwa 1 elektron mempunyai muatan 1,6 x* 10^{-19}*C*)

Perbedaan potensial antara dua elektroda dari sel volta disebut dengan potensial sel (E^0_{sel}). Karena perbedaan potensial ini menyebabkan elektron berpindah melalui sirkuit, potensial ini disebut juga dengan *electromotif* (*causing elektron motion*, menyebabkan elektron berpindah) *force*, atau **emf**. Karena E_{sel} mempunyai satuan volt, sering juga diistilahkan dengan **voltage**.

Potensial sel untuk setiap sel volta selalu bernilai positif. Nilai ini bergantung pada reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda, konsentrasi reaktan dan produk, suhu. Jika berada pada suhu 25°C maka disebut sebagai keadaan standar. (Ingat bahwa keadaan standar merupakan keadaan pada tekanan 1 atm untuk gas dan konsentrasi 1M jika dalam bentuk larutan). Potensial sel pada keadaan standar disebut sebagai potensial sel standar atau emf standar dan dilambangkan dengan E^o_{sel}. Untuk sel volta Zn-Cu pada Gambar 49, potensial sel standar pada suhu 25°C adalah +1,10 V.

$Zn(s) + Cu^{2+}(aq,1M) \rightarrow Zn^{2+}(aq,1M) + Cu(s)$ $E^o sel = +1,10$ V

3) Potensial Reduksi Standar

Potensial sel standar dari sel volta bergantung pada katoda dan anodanya. Kita dapat mentabulasi potensial sel standar dengan mengkombinasikan jenis katoda dan anodanya. Namun,

hal ini tidak perlu dilakukan karena kita juga dapat menentukan potensial standar suatu setengah sel kemudian menggunakan harganya untuk menentukan E^o_{sel}. Seperti yang telah kita ketahui bahwa potensial sel merupakan perbedaan antara dua-setengah sel. Dengan perjanjian, potensial elektroda yang diukur adalah potensial dari reaksi reduksi pada elektroda tersebut. Sehingga data yang didapatkan ditabulasikan sebagai potensial sel standar dari setengah sel yang mengalami reduksi, diistilahkan dengan potensial reduksi standar, dilambangkan dengan E^o_{red}. Potensial sel standar merupakan potensial reduksi reaksi pada katoda, E^o_{red}(katoda) dikurangi dengan potensial reduksi pada anoda , E^o_{oks}(anoda):

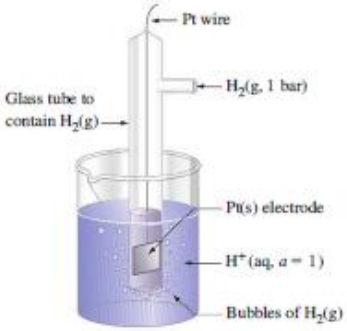
$$E^o_{sel} = E^o_{red}(\text{katoda}) - E^o_{oks}(\text{anoda})$$

Kita tidak mungkin dapat mengukur potensial reduksi standar secara langsung. Jika kita menandai suatu potensial reduksi standar suatu setengah reaksi tertentu dan nilai ini dijadikan patokan maka kita bisa menentukan potensial reduksi standar dari setengah sel lainnya yang relatif terhadap nilai patokan tersebut. Dengan perjanjian, setengah reaksi yang dijadikan patokan adalah reaksi reduksi $H^+(aq)$ menjadi $H_2(g)$ pada keadaan standar dengan nilai potensial reduksi standar = 0 V. Persamaan reaksinya adalah sebagai berikut:

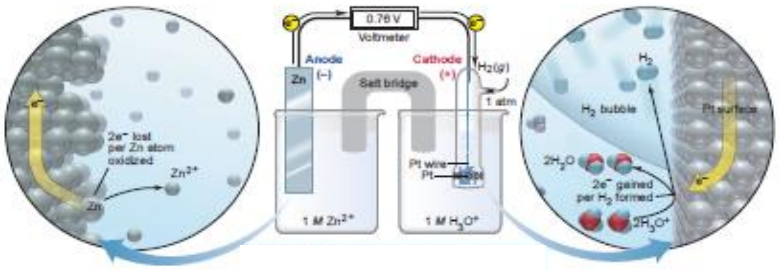
$$2H^+ (aq,1M) + 2e- \rightarrow H_2 (g,1\ atm)\ E^o_{red} = 0\ V$$

Suatu elektroda dirancang untuk menghasilkan setengah-reaksi ini sehingga disebut sebagai elektroda hidrogen standar (*Standard Hydrogen Electrode*, SHE). Gambar SHE dapat dilihat pada Gambar 50. SHE terdiri atas kawat platina yang dihubungkan dengan platina foil yang berperan sebagai permukaan inert tempat terjadinya reaksi. Pada SHE, platinum berinteraksi dengan 1 M H^+(aq) dan gas hidrogen pada tekanan 1

atm. SHE dapat bertindak sebagai anoda maupun katoda, tergantung pada sifat elektroda lainnya.



Gambar 50. Elektroda hidrogen standar (SHE) (Petrucci, 2010: 869)



Gambar 51. Sel volta dengan setengah-selnya SHE (Silberbeg, 2009: 936)

Gambar 51 diatas memperlihatkan sel volta yang menggunakan SHE. Reaksi spontannya adalah:

$$Zn(s) + 2H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$$

Ketika sel ini bekerja pada keadaan standar, E^o_{sel}nya mempunyai harga +0,76 V. Karena E^o_{red} H_2 = 0 V, maka:

$$E^o_{sel} = E^o_{red}\ H_2 - E^o_{oks}\ Zn$$

$$+ 0{,}76\ V = 0 - E^o_{oks}\ Zn$$

$$E^o_{oks}\ Zn = -\ 0{,}76\ V$$

Oleh karena itu, potensial reduksi standar Zn^{2+} menjadi Zn adalah -0,76 V:

$$Zn^{2+}\ (aq,\ 1\ M) + 2e \rightarrow Zn(s) \quad E^o_{red} = -\ 0{,}76\ V$$

Kita menuliskan reaksi ini sebagai reaksi reduksi walaupun reaksi Zn pada Gambar 51 merupakan reaksi oksidasi. Dengan

mengingat perjanjian yang telah dibahas bahwa: saat menentukan potensial-setengah reaksi, kita membuat reaksinya sebagai reaksi reduksi. Setengah-reaksi ini merupakan reaksi reversibel; dapat terjadi reaksi atau oksidasi. Oleh karena itu, setengah-reaksi terkadang ditulis dengan dua panah ($\Leftrightarrow$) antara reaktan dengan produk, seperti reaksi kesetimbangan. Untuk lebih jelas dapat dilihat pada video animasi (https://www.youtube.com/watch?v=i5Y8PS0FOvs)

Potensial reduksi standar untuk setengah-reaksi yang lain dapat ditentukan dengan cara yang sama dengan Zn di atas. Tabel 14 merupakan daftar beberapa potensial reduksi standar yang dapat dikombinasikan untuk menghitung E^o_{sel} sejumlah sel volta.

Tabel 14. Daftar beberapa potensial reduksi standar

HALF-REACTION	E^o(V)
$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	−3.05
$K^+(aq) + e^- \longrightarrow K(s)$	−2.93
$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Ba(s)$	−2.90
$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Sr(s)$	−2.89
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Ca(s)$	−2.87
$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	−2.71
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Mg(s)$	−2.37
$Be^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Be(s)$	−1.85
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$	−1.66
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Mn(s)$	−1.18
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	−0.83
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$	−0.76
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$	−0.74
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$	−0.44
$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cd(s)$	−0.40
$PbSO_4(s) + 2e^- \longrightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	−0.31
$Co^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Co(s)$	−0.28
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$	−0.25
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Sn(s)$	−0.14
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Pb(s)$	−0.13
$2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$	0.00
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0.13
$Cu^{2+}(aq) + e^- \longrightarrow Cu^+(aq)$	+0.15
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow SO_2(g) + 2H_2O$	+0.20
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0.22
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.34
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(aq)$	+0.40
$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(aq)$	+0.53
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	+0.59
$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$	+0.68
$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0.80
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow 2Hg(l)$	+0.85
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}(aq)$	+0.92
$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O$	+0.96
$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(aq)$	+1.07
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.23
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O$	+1.23
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O$	+1.33
$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(aq)$	+1.36
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Au(s)$	+1.50
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$	+1.51
$Ce^{4+}(aq) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1.61
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O$	+1.70
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.77
$Co^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Co^{2+}(aq)$	+1.82
$O_3(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O(l)$	+2.07
$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(aq)$	+2.87

Increasing strength as oxidizing agent ↓ / Increasing strength as reducing agent ↑

(Chang, 670: 2011)

Contoh Soal:

Pada reaksi redoks berikut:

$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\ H^+(aq) + 6\ I^-(aq) \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 3\ I_2(s) + 7\ H_2O(l)$

Logam platinum dibenamkan pada masing-masing setengah sel sebagai elektroda.

Tentukanlah:

a. Reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda!
b. E^o_{sel} berdasarkan data pada Tabel 14.

Jawab:

a. Untuk mengetahui reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda, kita dapat membuat masing-masing setengah reaksi dari reaksi redoks ini. Setengah reaksi yang merupakan reaksi reduksi terjadi di katoda dan setengah reaksi yang merupakan reaksi oksidasi terjadi di anoda.

   $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\ H^+(aq) + 6e \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 7\ H_2O(l)$

   $6\ I^- \rightarrow 3\ I_2(s) + 6e$

b. Berdasarkan Tabel 2 terlihat bahwa potensial reduksi standar dari reduksi $Cr_2O_7^{2-}$ menjadi Cr^{3+} adalah +1,33 V dan untuk reaksi reduksi I_2 menjadi I^- adalah +0,54 V.

   $E^o_{sel} = E^o_{red}$ (katoda) - E^o_{oks}(Anoda) = 1,33 V–0,54 V= 0,79 V

   Walaupun jumlah I_2 pada setengah reaksi dikali 3 agar reaksi setara kita tidak mengali nilai E^o_{red}nya dengan 3. Hal ini disebabkan oleh E^o_{red} merupakan sifat intensif yang tidak bergantung pada jumlah zat dan tidak bergantung pada koefisien stoikiometri.

Pada sel volta untuk masing-masing setengah reaksi, nilai potensial reduksi standar memberikan kita informasi untuk memprediksi apakah reaksi spontan atau tidak. Semakin besar nilai potensial reduksi standar maka semakin besar kecenderungan terjadinya reaksi reduksi. Pada keadaan standar

untuk setiap sel volta, nilai E^o_{red} pada katoda selalu lebih positif daripada E^o_{red} pada anoda. Oleh karena itu, elektron mengalir secara spontan melalui sirkuit dari elektroda dengan nilai E^o_{red} yang lebih negatif ke elektroda dengan nilai E^o_{red} lebih positif.

E sel dan Persamaan Nernst

E sel standar untuk suatu sel sama dengan potensial elektroda standar elektroda pada katoda dikurangi elektroda standar pada anoda.

$$E°_{Sel} = E°_{Kat} - E°_{Ano}$$

Contoh:

$Co^{2+} + 2e \rightarrow Co$ E°= - 0,27 V

$Ni^{2+} + 2e \rightarrow Ni$ E°= - 0,25 V

Co I Co^{2+} (1 M) II Ni^{2+} (1M) I Ni

Reaksi sel,

$Co + Ni^{2+} \rightarrow Co^{2+} + Ni$

$E°_{Sel} = E°_{Kat} - E°_{Ano}$

$= -0,25 \text{ V} + 0,27 \text{ V}$

$= + 0,027 \text{ V}$

Persamaan Nersnt

Untuk reaksi redoks dengan persamaan umum

$aA + bB \rightarrow cC + dD$

Persamaan Nersnt,

$$E \text{ sel} = E°_{Sel} - \frac{RT}{n\,F} \ln \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$$E \text{ sel} = E°_{Sel} - \frac{2{,}303\,RT}{n\,F} \log \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Pada 298 K,

$$\frac{2{,}303\,RT}{F} = \frac{2{,}303\,x\,8{,}314\,x\,298}{96500} = 0{,}0591 \text{ V}$$

$$E\ sel = E°_{Sel} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Dengan menggunakan persamaan Nersnt potensial sel dengan reaksi,

$Co + Ni^{2+} \rightarrow Co^{2+} + Ni$

Sebagai berikut.

$$E\ sel = E°_{Sel} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{Co^{2+}}{Ni^{2+}}$$

$$E\ sel = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{Co^{2+}}{Ni^{2+}}$$

Untuk sel dengan reaksi,

$2\ Co + 2\ Ni^{2+} \rightarrow 2\ Co^{2+} + 2\ Ni$

$$E\ sel = E°sel - \frac{0,0591}{4} \log \frac{(Co^{2+})^2}{(Ni^{2+})^2}$$

$$E\ sel = 0,03 - \frac{0,0591}{4} \log \frac{(Co^{2+})^2}{(Ni^{2+})^2}$$

$$E\ sel = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{Co^{2+}}{Ni^{2+}}$$

Reaksi sel dapat dikalikan dengan suatu bilangan tanpa mengubah harga DGL.

Cara perhitungan jika salah satu konsentrasi tidak sama dengan 1 M

Jika $ICo^{2+}I = 0,01$ M; $INi^{2+}I = 1$ M

$$E\ sel = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{Co^{2+}}{Ni^{2+}}$$

$$E\ sel = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,01}{1}$$

E sel= 0,03 + 0,059

E sel= 0,089 V

Sel Volta dalam kehidupan sehari – hari :

a) **Sel primer** (sel Laclace atau sel kering): sel yang reaksinya satu arah, sel ini setelah digunakan tidak dapat dipakai kembali. Contoh: sel Leclance atau sel kering, baterai alkali, baterai merkuri dan baterai nikel kadmium.

Sel Leclance digunakan untuk baterai senter, mainan anak dan lampu.Sel ini terdiri dari Zn sebagai anoda dan batang grafit sebagai katoda yang dicelupkan dalam campuran NH_4Cl, MnO_2

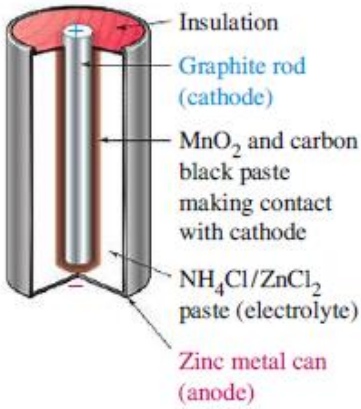
Reaksi pada sel ini adalah sebagai berikut.

Anoda: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

Katoda: $2MnO_2(s)+2NH_4^+(aq)+2e^- \rightarrow Mn_2O_3(s)+2NH_3(aq)+ H_2O(l)$

$Zn(s)+ 2MnO_2(s)+2NH_4^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) +Mn_2O_3(s)+2NH_3(aq)+ H_2O(l)$

Susunan sel dapat dilihat pada Gambar 52.



Gambar 52. Baterai kering (Sel Leclanche) dan komponennya (Petruci, 2017: 891)

b) **Sel sekunder**, contoh: Sel penyimpan timbal (aki) dan sel bahan bakar.

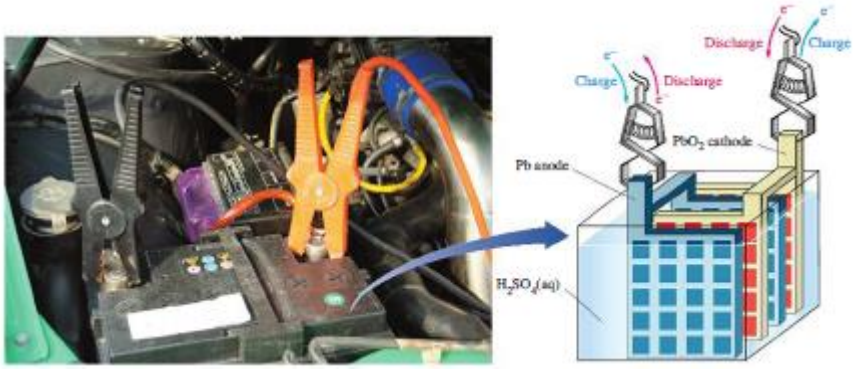
Sel penyimpan timbal disebut juga aki, yang banyak digunakan pada kendaraan bermotor. Anoda dari sel aki adalah logam timbal (Pb) dan sebagai katoda adalah timbal oksida (PbO_2). Kedua elektroda ini dicelupkan dalam

larutan H_2SO_4 encer (konsentrasi 30% berat) pada tempat yang terpisah. Reaksi sel pada saat dipakai adalah sebagai berikut.

Anoda : $Pb(s) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + 2e^-$

Katoda: $PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \rightarrow PbSO_4(s) + H_2O(l)$

$Pb(s) + 2SO_4^{2-}(aq) + PbO_2(s) + 4H^+(aq) \rightarrow 2PbSO_4(s) + H_2O(l)$



Gambar 53. Baterai basah (aki) dan komponennya (Petruci, 2011: 889)

Untuk lebih jelasnya dapat dilihat pada video animasi berikut. (https://www.youtube.com/watch?v=sTN33M6BJRM)

c. Korosi

Kita sering melihat logam, misalnya besi yang tidak dirawat dengan baik, rusak atau berkarat. Kerusakan logam yang ditimbulkan oleh lingkungan (tanah, air, dan udara) yang jelek disebut korosi. Korosi mendatangkan kerugian yang besar, karena menyebabkan barang tidak tahan, tidak indah, dan tidak aman dipakai. Besi merupakan logam yang terbanyak digunakan, karena mudah didapat, kuat dan murah, tetapi gampang terkorosi. Besi yang berkarat akan menjadi keropos, karena prosesnya berlanjutke bagaian dalam, sedangkan diluarnya membentuk benjolan-benjolan oksida besi yang rapuh.

Secara kimia, korosi adalah reaksi antara logam dengan zat lain yang menyentuh permukaannya sehingga membentuk oksida logam.

Korosi termasuk reaksi redoks dan prossnya merupakan proses sel Gavani. Pemicu korosi adalah tetesan air di permukaan logam yang mengandung oksigen. Air dengan oksigen cenderung tereduksi ($O_2 + H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$), sedangkan besi cenderung teroksidasi ($Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$) dengan potensial reduksi masing-masing +0,401 V dan 0,44 V. Oksigen dari udara akan larut dalam tetesan air, dan konsentrasinya di pinggir tetesan lebih besar daripada bagian tengah. Akibatnya, potensial reduksi di pinggir lebih besar sehingga terjadi reduksi oksigen, bagian pinggir menjadi katoda dan tengah sebagai anoda dengan reaksi.

Katoda : $O_2 + H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$

Anoda : $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

$$O_2 + 2\,Fe + H_2O \longrightarrow Fe^{2+} + 4OH^-$$

Jika tetesan air mengandung asam, maka reaksi pada katoda.

$$O_2 + 4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$$

Sedangkan reaksi pada anoda tetap. Itulah sebabnya air yang mengandung asam akan mempercepat reaksi korosi. Prosesnya tidak berhenti disitu, tetapi Fe^{2+} yang larut akan bereaksi pula dengan OH^- membentuk padatan $Fe(OH)_2$.

$$Fe^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Fe(OH)_2(s)$$

Kemudian $Fe(OH)_2$ mudah teroksidasi oleh oksigen dan air.

$Fe(OH)_2(s) + O_2(aq) + 2H_2O(l) \longrightarrow 4\,Fe(OH)_3(s)$

Padatan $Fe(OH)_3$ ini mudah terhidrasi (menyerap air) menjadi karat ($Fe_2O_3.XH_2O$) berupa padatan yang agak cokelat, berongga, dan rapuh.

Pencegahan Korosi

Korosi dapat dicegah atau diperlambat dengan menutup permukaan logam atau memberi katoda pelindung. Permukaan dapat ditutup dengan zat lain agar tidak terjadi kontak langsung dengan lingkungan, seperti memberi cat, mengoleskan lemak atau oli. Cara yang lebih baik adalah melapisi logam dengan logam yang lain yang

tahan korosi melalui teknik penyepuhan. Logam yang ditutup permukaannya adalah yang berhubungan langsung dengan udara terbuka, seperti jembatan, kendaraan, dan pagar besi.

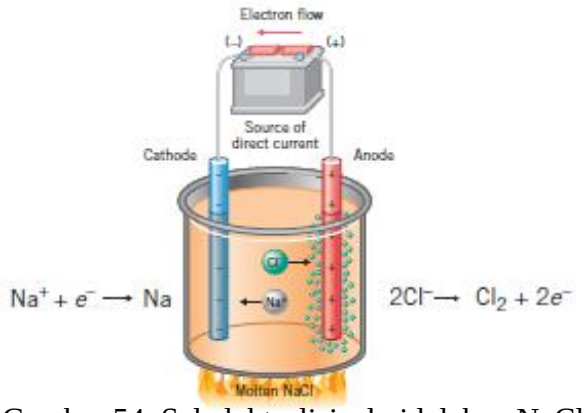
Katoda pelindung biasanya diberikan untuk logam yang tertanam dalam tanah atau air. logam atau besi itu dihubungkan dengan logam lain (pelindung) yang lebih mudah teroksidasi dari yang dilindungi, misalnya magnesium. Elektron yang dibutuhkan O diambil dari magnesium, bukan besi.

Sebagai tambahan harus diingat bahwa udara yang beruap air tinggi mempercepat korosi. Oleh sebab itu, disarankan agar barang elektronik yang mahal dan canggih disimpan di tempat yang kering, misalnya di ruang ber-AC.

d. Sel Elektrolisis

Sel Elektrolisis adalah sel elektrokimia dimana arus listrik (dua arah) digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan. Agar suatu reaksi berlangsung, diperlukan beda potensial antara kedua elektroda lebih besar dari 1,1 volt. Diperlukan tambahan potensial yang cukup besar, sehingga reaksi tak spontan pada sel elektrolisis dapat berlangsung. Tambahan potensial ini disebut **overpotensial.** Besarnya overpotensial sangat bergantung pada berbagai hal seperti jenis spesi zat yang terlibat dan jenis elektroda yang digunakan.

1) Susunan Sel Elektrolisis



Gambar 54. Sel elektrolisis dari lelehan NaCl
(Brady, 2012: 953)

Sebenarnya, sel elektrolisis tidak memerlukan jembatan garam sehingga susunan sel lebih sederhana. Komponen utamanya adalah sebuah wadah, elektroda, elektrolit, dan sumber arus searah. Elektrolit dapat berupa lelehan senyawa ion atau larutan elektrolit biasa. Elektron (listrik) memasuki elektrolit melalui kutub negatif (katoda). Spesi tertentu dalam elektrolit menangkap elekron dari katoda dan mengalami reduksi. Sementara itu, spesi lain melepas elektron di anoda dan mengalami oksidasi. Pada sel elektrolisis, katoda bermuatan negatif karena dihubungkan dengan sumber arus dengan muatan negatif, sedangkan anoda bermuatan positif karena dihubungkan dengan sumber arus yang bermuatan positif. Untuk lebih jelas dapat dilihat video animasi berikut.

(https://www.youtube.com/watch?v=uzYVK7aa5oU)

2) Reaksi-Reaksi Elektrolisis

Reaksi yang terjadi ketika listrik dialirkan melalui elektrolit disebut reaksi elektrolisis. Elektrolisis dapat diartikan sebagai penguraian yang disebabkan arus listrik. Jika elektrolitnya merupakan lelehan senyawa ion, maka kation akan direduksi di katoda, sedangkan anion dioksidasi di anoda seperti yang terlihat dalam Gambar 54.

Contoh:

Jika lelehan NaCl dialiri listrik, maka NaCl akan diuraikan menjadi Na dan Cl_2.

Reaksi yang terjadi dianoda dan katoda sebagai berikut:

Katoda : $2Na^+(l) + 2e^- \rightarrow 2Na(l)$

Anoda : $2Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$

$2Na^+(l) + 2Cl^-(l) \rightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$

Beberapa poin penting yang perlu diperhatikan dalam elektrolisis lelehan garam adalah sebagai berikut:

a. Elektroda yang digunakan merupakan elektroda inert (C, Pt, atau Au).
b. Logam akan selalu membentuk ion positif. Ion positif akan selalu mengarah ke katoda sehingga dinamakan kation.
c. Ketika lelehan senyawa ion (jika kationnya berupa ion logam dan anionnya berupa ion nonlogam) dielektrolisis, logam akan selalu terbentuk di katoda dan nonlogam akan terbentuk di anoda. Contohnya dapat dilihat pada tabel berikut:

Tabel 15. Reaksi-reaksi elektrolisis

Elektrolit	Reaksi Dekomposisi	Reaksi Pada Katoda	Reaksi Pada Anoda
Lelehan NaCl	$2NaCl(l) \rightarrow 2Na(s) + Cl_2(g)$	$2Na^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2Na(s)$	$2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$
Lelehan KI	$2KI(l) \rightarrow 2K(s) + I_2(s)$	$2K^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2K(s)$	$2I^-(aq) \rightarrow I_2(s) + 2e^-$
Lelehan $CuBr_2$	$CuBr_2(l) \rightarrow Cu(s) + Br_2(l)$	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	$2Br^-(aq) \rightarrow Br_2(l) + 2e^-$

(Achmad, 2001)

Elektrolisis merupakan cara yang paling ampuh untuk mendekomposisi senyawa ion sehingga digunakan dalam industri untuk mengekstrak logam dari bijihnya. Akan tetapi, elektrolisis membutuhkan energi listrik sehingga produksi logam ini membutuhkan biaya yang tidak sedikit.

Reaksi elektrolisis dalam larutan elektrolit berlangsung lebih kompleks. Spesi yang bereaksi belum tentu kation atau anionnya, tetapi mungkin saja air atau elektrodanya. Hal itu bergantung pada potensial spesi-spesi yang terdapat dalam larutan. Untuk menuliskan reaksi elektrolisis dalarutan elektrolit, faktor-faktor yang perlu dipertimbangkan adalah:

a) reaksi-reaksi yang berkompetisi pada tiap-tiap elektroda. Spesi yang mengalami reduksi di katoda adalah yang mempunyai potensial reduksi lebih positif. Spesi yang mengalami oksidasi di anoda adalah yang mempunyai potensial reduksi lebih negatif, atau potensial oksidasi lebih positif.

b) Jenis elektroda, apakah inert atau aktif. Elektroda inert adalah elektroda yang tidak terlibat dalam reaksi. Elektroda inert yang sering digunakan yaitu platina dan grafit.

c) Potensial tambahan yang diperlukan, sehingga suatu reaksi elektrolisis dapat berlangsung (*overpotensial*).

Hal ini dapat Pada elektrolisis larutan garam contohnya larutan KI, kita tidak hanya mempertimbangkan kemungkninan oksidasi dan reduksi elektrolitnya (K^+ dan I^-) tapi juga harus mempertimbangkan kemungkinan oksidasi dan reduksi air. Dalam larutan KI terdapat ion K^+, ion I^-, dan molekul H_2O. Bilangan oksidasi K pada K^+ merupakan bilangan oksidasi tertinggi K, sehingga K^+ tidak bisa lagi dioksidasi. Berarti yang tersisa hanya ion I^- dan molekul H_2O yang dapat teroksidasi. Reaksi oksidasi dan potensial oksidasinya adalah:

$2I^-(aq) \rightarrow I_2(s) + 2e^-$ E^ooks = - 0,535 V

$2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e-$ E^ooks = -1,229 V

Berdasarkan data ini terlihat bahwa potensial oksidasi I^- lebih besar dari H_2O sehingga I^- lebih mudah teroksidasi dibandingkan H_2O. Jadi, pada anoda terjadi reaksi oksidasi dari I^- yang akan menghasilkan I_2.

Sementara itu, karena I^- merupakan bentuk bilangan oksidasi terendah dari iodin, I^- tidak akan bisa tereduksi

sehingga pada katoda hanya terjadi persaingan antara ion K^+ dengan H_2O. Reduksi dan potensial reduksinya adalah:

$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$ $\quad E^o_{red} = -2{,}925$ V

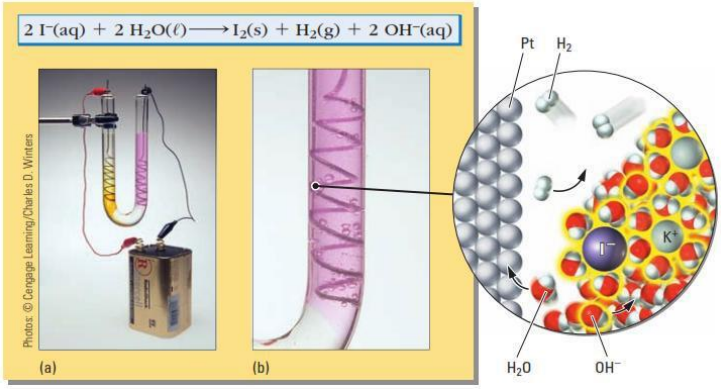
$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$ $\quad E^o_{red} = -0{,}8277$ V

Data ini memperlihatkan nilai potensial reduksi air lebih besar daripada potensial reduksi K^+ sehingga yang akan tereduksi di katoda adalah H_2O. Maka reaksi total untuk elektrolisis larutan KI adalah:

Katoda: $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$
Anoda: $2I^-(aq) \rightarrow I_2(s) + 2e$

$$2H_2O(l) + 2I^-(aq) \rightarrow H_2(g) + I_2(s) + 2OH^-(aq)$$

Suatu hasil percobaan elektrolisis larutan KI dapat dilihat pada Gambar 55. Pada anoda (sebelah kanan pada gambar) oksidasi I^- menghasilkan I_2 yang berwarna kuning kecoklatan. Pada katoda, reduksi air menghasilkan gas hidrogen dan ion OH^-. Jumlah ion OH^- yang berlebih dalam larutan mengakibatkan suasana larutan menjadi basa sehingga ketika ditambah indikator fenolftalein larutan akan berubah menjadi merah muda.



Gambar 55. Hasil percobaan elektrolisis larutan KI (Moore, *et al*, 2011)

Untuk lebih jelas dapat dilihat video berikut ini (https://www.youtube.com/watch?v=q3Z17lZYekI)

3) Elektroda Aktif

Proses elektrolisis yang baru saja dibicarakan, menggunakan elektroda inert (tidak aktif). Elektroda inert dapat terbuat dari grafit (C), emas (Au) atau platinum (Pt). Unsur-unsur ini tidak reaktif sehingga disebut elektroda inert. Artinya unsur-unsur ini tidak bereaksi dengan elektrolit maupun hasil elektrolisis. Jika elektroda yang digunakan selain elektroda inert, maka disebut elektroda aktif. Disebut aktif karena elektrodanya juga ikut bersaing dengan elektrolit dan air (elektrolitnya berupa larutan) untuk terlibat dalam reaksi redoks.

Jika elektrodanya berupa logam, maka katoda tidak ikut bersaing untuk melakukan reaksi reduksi. Hal ini dikarenakan logam merupakan keadaan dengan bilangan oksidasi 0 yang merupakan bilangan oksidasi terendah dari logam itu sendiri. Oleh karena itu logam tidak lagi dapat tereduksi, sehingga yang akan bersaing hanya ion positif dengan air (jika elektrolitnya berupa larutan). Pada anoda, elektrodanya akan ikut bersaing dengan elektrolit dan air (jika elektrolitnya berupa larutan) dan yang akan teroksidasi adalah zat yang mempunyai potensial oksidasi terbesar atau potensial reduksi terkecil

Contohnya adalah proses elektrolisis larutan KI menggunakan elektroda Zn. Pada katoda, yang bersaing hanya ion K^+ dengan air, sementara Zn tidak. Maka yang akan tereduksi adalah H_2O karena potensial reduksinya yang lebih besar daripada ion K^+. Sementara pada anoda, zat yang bersaing adalah ion I^-, air, dan Zn. Dari nilai potensial oksidasinya, Zn adalah yang terbesar, sehingga Zn yang akan teroksidasi. Persamaan reaksi pada elektrodanya adalah:

Katoda: $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$
Anoda: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

$2H_2O(l) + Zn(s) \rightarrow H_2(g) + Zn^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

Jumlah Zn (anoda) akan berkurang karena Zn tersebut teroksidasi menjadi Zn^{2+} yang larut ke dalam larutan. Contoh reaksi elektrolisis dengan elektroda aktif dapat diklik https://www.youtube.com/watch?v=cV35DHVeNm8

4) Konstanta Faraday

Arus atau muatan merupakan elektron yang bergerak. Jumlah muatan ini dihasilkan dari jumlah total muatan elektron yang terlibat dalam reaksi redoks pada sel elektrokimia. Satu elektron mempunyai muatan sebesar 1,60218 x 10^{-19} C. Jika elektron yang terlibat dalam reaksi redoks tersebut sebanyak 1 mol, maka total muatannya adalah:

$$6{,}02 \times 10^{23}\ e^- \times (1{,}60218 \times 10^{-19}\ C/e^-) = 96.485\ C$$

Berarti muatan 1 mol elektron adalah sebesar 96.485 C (biasanya dibulatkan menjadi 96.500 C). Nilai ini dikenal dengan konstanta Faraday (F) untuk menghormati Michael Faraday yang menemukan nilai ini.

5) Hukum Faraday

Perhitungan-perhitungan di atas mengikuti hukum Faraday.

Hukum Faraday 1:

"Massa zat yang dibebaskan pada elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang digunakan ".

Hukum Faraday 2:

"Jumlah zat yang dihasilkan oleh arus yangsama dalam beberapa sel yang berbeda sebanding dengan berat ekivalen zat tersebut"

Aplikasi Dari Hukum Faraday

Saat arus listrik dialirkan ke larutan $AgNO_3$, logam perak akan dihasilkan di katoda. Setiap 1 mol Ag^+ yang tereduksi membutuhkan 1 mol elektron dan akan dihasilkan 1 mol logam Ag:

$$\underset{1\ mol}{Ag^+(aq)} + \underset{1\ mol}{e^-} \rightarrow \underset{1\ mol}{Ag(s)}$$

Sementara jika larutan $Cu(NO_3)_2$ yang di elektrolisis, maka pada katoda dihasilkan logam Cu. Setiap 1 mol Cu^{2+} yang tereduksi membutuhkan 2 mol elektron dan menghasilkan 1 mol logam Cu:

$$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$$

1 mol 2 mol 1 mol

Berdasarkan hal ini, jika kita mengukur jumlah mol elektron yang mengalir ke sel elektrolisis, kita akan dapat mengetahui jumlah mol Ag atau Cu yang dihasilkan. Sebaliknya, jika kita mengetahui jumlah mol Ag atau Cu yang dihasilkan, kita juga bisa mengetahui berapa mol elektron yang terlibat dalam proses elektrolisis tersebut. Jumlah mol elektron yang mengalir selama reaksi redoks yang terjadi pada sel elektrolisis biasanya ditentukan secara eksperimen dengan mengukur arus yang digunakan selama waktu tertentu. Hasil pengukuran ini (arus diukur dengan satuan Ampere dan waktu dihitung dalam sekon) sama dengan muatan listrik yang mengalir (satuan Coulomb, C).

Muatan = Arus x waktu
1 coulomb = 1 Ampere x 1 sekon
Q = I x t

Konstanta Faraday dapat digunakan untuk menentukan jumlah mol elektron jika diketahui muatan listrik yang mengalir.

Contoh : pada elektrolisis larutan $AgNO_3$ dialirkan arus sebesar 10 A selama 965 detik, maka kita dapat mengetahui jumlah Ag yang dihasilkan di katoda dengan cara:

a) Mencari muatan yang dihasilkan dari arus listrik tersebut Q = 10 A x 965 s = 9650 As= 9650 C
b) Mencari jumlah mol elektron yang terlibat dari muatan yang dihasilkan.

$$\text{mol e-} = 9650\ C \times \frac{1\ \text{mol elektron}}{96500C} = 0{,}1\ \text{elektron}$$

c) Mencari jumlah mol Ag yang dihasilkan. Karena 0,1 mol elektron yang terlibat dalam reaksi reduksi Ag^+ maka Ag yang dihasilkan juga berjumlah 0,1 mol.

$$Ag^+(aq) + e- \rightarrow Ag(s)$$

0,1 mol 0,1 mol

d) Menentukan massa Ag dari mol Ag yang didapatkan. Massa molar Ag adalah 107,9 g/mol.

$$\text{Massa Ag} = 0{,}1\ \text{mol Ag} \times \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} = \mathbf{10{,}79\ g\ Ag}$$

Sehingga massa Ag yang dihasilkan dari elektrolisis larutan $AgNO_3$ ini adalah 10,79 g.

Contoh soal:

Arus sebesar 1,26 A dilewatkan dalam sel elektrolitik yang berisi larutan asam sulfat encer selama 7,44 jam. Tuliskanlah reaksi setengah sel dan hitung volume gas yang dihasilkan pada STP.

Jawab:

Anoda: $2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^-$

Katoda: $4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2(g)$

$$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

Hitung muatan listrik yang dilewati

$$C = 1{,}26\ A \times 7{,}44\ \text{jam} \times \frac{3600s}{1\ \text{jam}} \times \frac{1\ C}{1A}$$

$$= 3{,}37 \times 10^4\ C$$

Hitung setiap mol O_2 yang terbentuk pada anoda

$$g\ O_2 = 3{,}37 \times 10^4\ C \times \frac{1\ \text{mol}\ e^-}{96500\ C} \times \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{4\ \text{mol}\ e^-} \times \frac{32\ g\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}$$

$$= 2{,}79\ g\ O_2$$

Volume dari 2,79 g O_2 pada STP

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$= \frac{2{,}79\ g}{32 g/mol}$ x 0,0821 L atm/K mol x 273 K x $\frac{1}{1\ atm}$

= 1,95 L

Untuk hidrogen

g H_2 = 3,37 x 10^4 C x $\frac{1\ mol\ e^-}{96500\ C}$ x $\frac{1\ mol\ H_2}{2\ mol\ e^-}$ x $\frac{2{,}106\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2}$

= 0,352 g H_2

Volume dari 2,79 g O_2 pada STP

V = $\frac{nRT}{P}$ = $\frac{0{,}352\ g}{2{,}106 g/mol}$ x 0,0821 L atm/K mol x 273 K x $\frac{1}{1\ atm}$

= 3,91 L

6) Kegunaan Elektrolisis

a) Produksi Hidrogen

Hidrogen dapat dihasilkan melalui elektrolisis air dengan menambah satu atau dua tetes asam sulfat untuk menghasilkan larutan elektrolit (walaupun konsentrasinya sangat kecil). Reaksi keseluruhan dari elektrolisis air ini adalah:

$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$ $\qquad E^o_{sel}$= -1,24 V

Oksigen dihasilkan di anoda dan hydrogen di katoda. Voltase minimum yang dibutuhkan adalah 1,24 V (J/C) (tetapi dalam praktiknya *overvoltage* membutuhkan voltase yang lebih tinggi dari 2 V). Jika 1 kg gas H_2 (sekitar 11.200 L pada STP) dihasilkan maka kita dapat menentukan berapa jumlah energi listrik yang dibutuhkan. Caranya adalah:

mol H_2 = 11.200 L x $\frac{1\ mol\ H_2}{22{,}4\ L\ H_2}$ = 500 mol H_2

$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

1000 mol 500 mol

Q = 1000 mol e^- x $\frac{96500C}{1\ mol\ e^-}$ = 9,65 x 10^7 C

1. Hitung muatan yang dibutuhkan. Muatan yang dibutuhkan dapat dicari dari jumlah gas H_2 yang diketahui.
2. Mencari energi listrik yang dihasilkan. **Diketahui bahwa 1 Joule = 1 volt x 1 coulomb**.

Energi listrik = 1,24 V x 9,65 x 10^7 C = 1,197 x 10^8 J

Joule dapat dikonversi ke kilowatt jam (kWh) yang merupakan satuan yang digunakan saat membayar listrik.

$$1{,}197 \text{ x } 10^8 \text{J x } \frac{1\,\text{kWh}}{3{,}60\times10^6\,\text{J}} = 33{,}25\text{kWh}$$

Jika 1 kWh berharga Rp. 1467,28,- maka produksi 1 kg gas hidrogen akan menghabiskan biaya sebesar Rp. 48.787,06,-. Hidrogen merupakan gas potensial sebagai bahan bakar karena tidak menghasilkan polutan.

b) Pembuatan klor dan natrium

Gas klor dan natrium dapat dibuat dengan mengelektrolisis NaCl cair, tetapi untuk mendapatkan Na dan Cl_2 yang murni secara besar-besaran dipakai elektrolisis dengan sel Downs. Alat ini dibuat sdemikian agar Cl_2 dan Na yang terhasil tidak bercampur.

Sel Downs terdiri dari bejana yang diisi NaCl cair (titik lebur NaCl 801°C) dan di dalamnya terdapat batang anoda (+) di bagian tengahnya, dan anoda berupa silinder yang berada dalam silinder lain. Silinder kedua terbuat dari bejana yang berlobang-lobang untuk masuknya NaCl cair. Akibatnya, daerah katoda terpisah dari anoda, sehingga di dapat gas Cl_2 dan cairan Na yang murni.

c) Pembuatan natrium hidroksida

Natrium hidroksida dapat dibuat dengan elektrolisis larutan NaCl, dengan reaksi total:

$$2NaCl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + NaOH(aq)$$

Disamping menghasilkan larutan NaOH, dalam elektrolisis ini juga terbentuk gas H_2 dan Cl_2. Akan tetapi cara ini menghailkan larutan NaOH yang bercampur dengan NaCl. Untuk mendapatkan larutan NaOH yang murni, elektrolisis dilakukan dengan alat. Wadah berisi larutan NaCl, anoda (grafit) dicelupkan ke dalamnya. Dinding bejana bagian dalam dilapisi asbes dan bagian luarnya terbuat dari baja berpori sebagi katoda. Pada anoda terbentuk gas Cl_2 yang dialirkan ke pipa atas, sedangkan pada katoda terbentuk gas H_2 dan NaOH yang menetes. Larutan NaOH terkumpul dalam bejana besar bagian bawah, dan gas H_2 naik ke pipa yang lain di bagian atas.

d) Pembuatan aluminium, magnesium, dan tembaga

Aluminium adalah logam kuat dan ringan, dan semakin banyak dibutuhkan. Larutan aluminium seperti $AlCl_3$, jika dielektrolisis tidak menghasilkan logam aluminium pada katoda, karena yang tereduksi adalah H_2O.

Pada tahun 1886, Charles Hall dapat menghasilkan aluminium dengan mengelektrolisis campuran Al_2O_3 (biji aluminium) dengan mineral kriolit (Na_3AlF_6). Mineral ini dapat menurunkan titik cair campuran dari 2000°C menjadi 1000°C. campuran yang cair itu dielektrolisis dalam keadaan panas. Senyawa Al2O3 dalam kriolit terion menjadi:

$$Al_2O_3 \longrightarrow 2Al^{3+} + 3O^{-2}$$

reaksi pada:

kanoda : $2Al^{+3}$ (l) + $6e^-$ $\longrightarrow$ 2 Al(l)

anoda : $3O_2$(l) $\longrightarrow$ 3/2 O_2(g) + 6 e^-

Elektrolisis memerlukan listrik yang banyak. Pembangkit listrik Asahan di sumatera Utara terutama sebagai sumber energi untuk menghasilkan logam aluminium secara besar-besaran.

Logam magnesium banyak dipakai dalam industri karena mempunyai kerapatan yang tinggi. Logam ini banyak terdapat

dalam air laut sebagi ion Mg^{2+}, dan dapat dibuat dengan mengelektrolisis lelehan senyawanya, misalnya $MgCl_2$. Hasil elektrolisis adalah Mg pada katoda dan gas Cl_2 pada anoda.

$$MgCl_2(l) \longrightarrow Mg(l) + Cl_2(g)$$

Logam tembaga semakin hari semakin banyak dibutuhkan untuk berbagai keperluan, biasanya logam ini dikotori 1% oleh logam lain, seperti besi, zink, perak, emas dan platina. Untuk memurnikannya dilakukan elektrolisis. Tembaga yang akan dimurnikan dipakai sebagai anoda, dan katodanya tembaga yang telah murni. Keduanya dimasukkan ke dalam larutan $CuSO_4$. Potensial listrik diatur agar yang teroksidasi hanyalah tembaga, sedangkan logam yang tidak aktif (perak, emas dan platina) tidak larut dalam air dan jatuh ke dasar bejana. Akibatnya di katoda terdapat logam tembaga dengan kemurnian sekitar 99,9%, sedangkan logam mulia (perak, emas dan platina) itu dapat dikumpulkan dan berharga tinggi.

e) Penyepuhan listrik

Suatu katoda dapat dilapisi oleh logam lain melalui elektrolisis yang disebut penyepuhan listrik. Bahan yang akan dilapisi dipasang sebagai katoda dalam larutan ion logam pelapis. Sebagai contoh, sendok yang akan dilapisi tembaga dipasang sebagai katoda dan logam tembaga sebagai anoda dalam larutan tembaga sulfat.

Logam pelapis biasanya mempunyai warna menarik dan berharga, seperti tembaga, zink, kromium, perak, emas, agar terlihat mengkilat dan menarik. Di samping itu, logam pelapis juga tahan korosi agar tahan lama. Kadang-kadang pelapis terdiri dari campuran beberapa logam (alloy), sehingga lebih bagus dan lebih tahan.

Elektrokimia merupakan cabang ilmu yang mempelajari hubungan antara energi listrik dan reaksi kimia. Elektrokimia membahas tentang seputar reaksi redoks (reduksi dan oksidasi), sel volta (sel galvani) dan sel elektrolisis.

1. Redoks (Reduksi dan oksidasi)

   Redoks adalah reaksi transfer elektron antar spesi yang bereaksi dalam reaksi kimia atau istilah yang menjelaskan tentang perubahan bilangan oksidasi atom-atom dalam reaksi kimia. Contoh reaksi redoks adalah proses respirasi, fotosintesis, fotografi, zat pemutih, proses pembakaran, baterai dan aki. Sedangkan yang bukan contoh reaksi redoks adalah reaksi penguraian kalsium karbonat menjadi kalsium oksida dan karbon dioksida. Persamaan reaksinya adalah: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$. Reaksi ini bukan contoh reaksi redoks karena tidak terjadi perubahan bilangan oksidasi.

2. Sel Volta (sel galvani)

   Sel volta merupakan sebuah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah kedalam energi listrik. Contoh dari sel volta adalah baterai merkuri, baterai litium, baterai perak oksida, aki timbal dan sel perak seng. Sedangkan yang bukan contoh sel volta adalah pemurnian tembaga dan perak, pemurnian tembaga ini bukan contoh sel volta karena prinsip pemurnian tembaga adalah sel elektrolisis.

3. Sel elektrolisis

   Sel elektrolisis merupakan sel elektrokimia dimana arus listrik (dua arah) digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan. Contoh dari sel elektrolisis adalah Pemurnian tembaga, pelapisan kromium, timah,nikel, seng pada baja, penyepuhan emas. Sedangkan yang bukan contoh dari sel elektrolisis adalah baterai karena baterai menggunakan prinsip dari sel volta.

4. Forum Diskusi

Untuk lebih memahami materi Redoks, silahkan Anda diskusikan soal-soal berikut ini.

a. Ibu Aulia melihat peralatan dapurnya yang sudah berkarat, salah satunya adalah panci yang terbuat dari besi. Ibu Aulia ingin membersihkan panci tersebut dengan cara merendam panci tersebut kedalam asam cuka. Apa yang terjadi saat panci tersebut dimasukkan kedalam asam cuka? Tuliskan reaksi yang terjadi! Jelaskan apakah cara yang dilakukan ibu Aulia sudah tepat?

b. Lilis merupakan seorang ibu rumah yang ingin menyepuh cincin pernikahannya seberat 6 gram yang terbuat dari emas muda 17 karat. Lilis menyepuh cincinnya disebuah toko perhiasan di pasar minggu. Pemilik toko tersebut lalu menyepuh cincin dengan cara menyiapkan larutan $CuSO_4$ 0,1 M. lalu memasang elektrode serta rangkaian kabel dan sumber arus listrik sebesar 0,5 Amper .

   1) Coba Anda gambarkan bagaimana rangkaiannya.
   2) Penyepuhan ini termasuk kedalam sel elektriokimia jenis apa?
   3) Tuliskan reaksi pada proses penyepuhan ini!

C. PENUTUP

1. Rangkuman

Konsep reaksi redoks dapat ditinjau dari beberapa aspek, yaitu :

a. reaksi zat dengan oksigen dinamakan reaksi oksidasi dan reaksi yang melepaskan oksigen dinamakan reduksi.

b. reaksi yang melepaskan elektron dinamakan oksidasi dan reaksi yang menerima elektron dinamakan reduksi

c. reaksi dimana terjadi kenaikan bilangan oksidasi dinamakan reaksi oksidasi dan reaksi dimana terjadi penurunan bilangan oksidasi dinamakan reaksi reduksi.

Oksidator adalah zat yang dapat mengoksidasi zat lain. Oksidator akan mengalami reduksi. Reduktor adalah zat yang mereduksi zat lain. Reduktor akan mengalami oksidasi. Persamaan reaksi redoks dapat disetarakan dengan dua cara yaitu: dengan setengah reaksi dan perubahan

bilangan oksidasi. Reaksi redoks dapat berlangsung dalam suasana asam dan suasana basa.

Elektrokimia merupakan cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara energi listrik dan reaksi kimia. Sel elektrokimia terdiri dari dua jenis yaitu : sel volta/sel galvani dan sel elektrolisis. Sel Volta/ sel galvani adalah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah kedalam energi listrik. Komponen dari sel Volta terdiri dari: anoda sebagai elektroda negatif dan katoda sebagai elektroda positif, larutan elektrolit dan jembatan garam yang menghubungkan kedua elektroda. Potensial sel pada keadaan standar dapat ditentukan dengan menentukan selisih E katoda dengan E anoda. E^0 sel = E^0_{katoda} - E^0_{anoda}. Sel Volta banyak ditemukan dalam kehidupan kita, seperti: sel penyimpan timbal (aki), baterai kering, baterai nikel cadmium dll.

Sel elektrokimia yang kedua adalah sel elektrolisis. Sel elektrolisis merupakan kebalikan dari sel volta yaitu sel elektrokimia dimana arus listrik (dua arah) digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan. Konsep reaksi redoks dapat ditinjau dari beberapa aspek, yaitu :

a. reaksi zat dengan oksigen dinamakan reaksi oksidasi dan reaksi yang melepaskan oksigen dinamakan reduksi.
b. reaksi yang melepaskan elektron dinamakan oksidasi dan reaksi yang menerima elektron dinamakan reduksi
c. reaksi dimana terjadi kenaikan bilangan oksidasi dinamakan reaksi oksidasi dan reaksi dimana terjadi penurunan bilangan oksidasi dinamakan reaksi reduksi.

Oksidator adalah zat yang dapat mengoksidasi zat lain. Oksidator akan mengalami reduksi. Reduktor adalah zat yang mereduksi zat lain. Reduktor akan mengalami oksidasi. Persamaan reaksi redoks dapat disetarakan dengan dua cara yaitu : dengan setengah reaksi dan perubahan bilangan oksidasi. Reaksi redoks dapat berlangsung dalam suasana asam dan suasana basa.

Elektrokimia merupakan cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara energi listrik dan reaksi kimia. Sel elektrokimia terdiri dari dua jenis yaitu : sel volta/sel galvani dan sel elektrolisis. Sel Volta/ sel galvani adalah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah kedalam energi listrik. Komponen dari sel Volta terdiri dari: anoda sebagai elektroda negatif dan katoda sebagai elektroda positif, larutan elektrolit dan jembatan garam yang menghubungkan kedua elektroda. Potensial sel pada keadaan standar dapat ditentukan dengan menentukan selisih E katoda dengan E anoda. E^0 sel = E^0_{katoda} - E^0_{anoda}. Sel Volta banyak ditemukan dalam kehidupan kita, seperti : sel penyimpan timbal (aki), baterai kering, baterai nikel cadmium dll.

Sel elektrokimia yang kedua adalah sel elektrolisis. Sel elektrolisis merupakan kebalikan dari sel volta yaitu sel elektrokimia dimana arus listrik (dua arah) digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan. Sel elektrolisis terdiri dari dua elektroda yaitu: elektroda negatif (katoda) yaitu tempat berlangsungnya reaksi reduksi. dan elektroda positif (anoda) yaitu tempat berlangsunga reaksi oksidasi. Reaksi yang terjadi pada anoda dan katoda tergantung pada beberapa faktor yaitu:

a) jenis kation dan anion dalam sel
b) keadaan ion, apakah fasa cair (lelehan) atau larutan
c) jenis elektroda (elektroda inert atau elektroda aktif)
d) potensial listrik

Untuk spesi kimia yang ada dikatoda yang akan tereduksi adalah spesi kimia yang mempunyai potensial reduksi yang lebih besar. begitu juga dengan reaksi yang terjadi di anoda spesi kimia yang akan teroksidasi adalah spesi kimia yang mempunyai potensial oksidasi yang lebih besar.

Untuk menentukan aspek kuantitatif dari elektrolisis digunakan hukum faraday 1 dan 2. Sel elektrolisis dimanfaatkan antara lain untuk memproduksi gas hidrogen, logam natrium, aluminium dan magnesium dan lain-lain.

2. Tes Formatif

1. Zat yang berfungsi sebagai oksidator pada reaksi berikut :
   $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 6I^-(aq) + 14H^+(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3I_2(aq) + 7H_2O(l)$
   adalah….
   A. I^-
   B. Cr^{3+}
   C. I_2^-
   D. H^+
   E. $Cr_2O_7^{2-}$
2. Reaksi di bawah iniberlangsung dalam suasana basa.
   $Cr(OH)_4^-(aq) + Na_2O_2(s) \rightarrow CrO_4^{2-}(aq) + OH^-(aq) + Na^+(aq) + H_2O(l)$
   Koefisien dari Na^+ setelah disetarakan adalah….
   A. 10
   B. 2
   C. 8
   D. 4
   E. 6
3. Reaksi dibawah ini berlangsung dalam suasana asam
   $aFe^{2+}(aq) + bMnO4^-(aq) + cH^+(aq) \rightarrow dFe^{3+}(aq) + fMn^{2+}(aq) + gH_2O(l)$
   setelah reaksi disetarakan, maka harga koefesien a, b, c, d, f dan g adalah….
   A. 2,5,2,5,2,4
   B. 5,1,8,5,1,4
   C. 5,2,4,5,2,2
   D. 1,5,4,1,5,2
   E. 1,2,6,1,2,3
4. Pada reaksi $AgClO_3(s) + Cl_2(g) \rightarrow AgCl(s) + ClO_2(g)$
   Atom klor pada senyawa $AgClO_3$ mengalami perubahan bilangan oksidasi sebesar….
   A. -6

B. -4

C. -1

D. +4

E. +8

5. Coba perhatikan data dibawah ini!

$Mn^{2+}(aq) + 2e \rightarrow Mn(s)$ $E^o = -1{,}18$ V

$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$ $E^o = +1{,}51$ V

Jika persamaan reaksinya adalah sebgaai berikut:

$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 7e \rightarrow Mn(s) + 4H_2O(l)$

Maka harga E^o_{sel} dari reaksi adalah….

A. -0,33 V

B. -2,69 V

C. +0,33 V

D. +2,69 V

E. +8,92 V

6. Potensial elektroda dari setengah sel yang terdiri dari kawat tembaga dan elektrolit $CuSO_4$ 10^{-4} M pada suhu 25°C adalah ….

A. -0,22 V

B. +0,22 V

C. 0,46 V

D. -0,46 V

E. +0,34 V

7. Sel Volta (Galvani) adalah sel yang terdiri atas dua buah setengah sel. Di bawah ini diberikan lima buah setengah-reaksi, masing-masing dengan potensial standarnya, yang dapat dikombinasikan menjadi sel volta. Setengah sel yang tidak mungkin berfungsi sebagai katoda adalah....

A. $Li^+(aq) + e = Li(s)$ $E^o = -0{,}34$ V

B. $F_2(g) + 2e = 2F^-(aq)$ $E^o = +2{,}87$ V

C. $HO_2^-(aq) + H_2O + 2e = 2OH^-(aq)$ $E^o = +0{,}88$ V

D. $Fe(OH)_2(s) + 2e = Fe(s) + 2OH^-(aq)$ $E^o = -0{,}88$ V

E. $2H_3O^+(aq) + 2e = H_2(g) + 2H_2O(l)$ $E^o = 0,00$ V

8. Jika seng murni dimasukkan larutan asam sulfat encer terjadi reaksi yang sangat lambat, jika kedalam larutan ini dimasukkan lagi sepotong perak sehingga potongan perak ini bersentuhan dengan seng tersebut maka...
   A. Seng akan melarut lebih cepat
   B. Seng merupakan katoda
   C. Perak mengalami reduksi
   D. Logam seng direduksi
   E. Seluruh permukaan seng dilapisi perak
9. Suatu larutan nikel (II) sulfat dielektrolisis dengan arus sebesar 1,93 Ampere. Andaikan tidak terbentuk gas pada katoda, maka waktu yang diperlukan untuk mengendapkan 0,5870 gram nikel adalah….(Ar Ni = 28)
   A. 9650 detik
   B. 2096 detik
   C. 1000 detik
   D. 500 detik
   E. 1930 detik
10. Pada 25°C potensial elektroda hidrogen dengan tekanan gas H_2 =1 atm dan larutan asamnya mempunyai pH = 3,0 adalah...
   A. 0,00 V
   B. -0,177 V
   C. -0,001 V
   D. 0,001 V
   E. 0,177 V

DAFTAR PUSTAKA

Achmad, Hiskia. 2001. *Elektro Kimia dan Kinetika kimia*. Bandung: Penerbit PT.Citra Aditya Bakti, Bandung.

Brady, J, E. Jepersen, N, D. dan Hyslop, A. 2012. *Chemisrty the Molecular Nature of Matter*. Edisi Keenam. New Jersey : John Wiley & Sons,Inc.

Brown, Theodore L, Eugene Lemay JR, Bruce Bursten, Catherine j Murphy dan Patrick M woodward. 2012. *Chemistry The Central Science Twelfth Edition*. Perason Edocation, inc.

Chang, R dan Overby J. 2011. *General Chemistry theEssential Concepts 6th Edition*. New York : The Mc Graw Hill Companies.

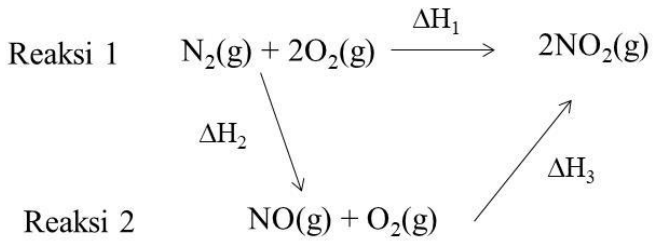
Moore, Stanitski dan Jurs. 2011. *Chemistry the Molecular Science*. Fourth Edition. Cengage Learning. Inc.

Petrucci, R. et.al. 2017. *General Chemistry, Principles And Modern Applications, eleventh edition* .Pearson Canada Inc.

Silberbeg. 2009. *Principal of Generation Chemistry Second Edition*. Mc.Graw Hill: International Edition.

TUGAS TERSTRUKTUR

Nitrogen Oksida adalah senyawa gas yang terdapat di udara bebas (atmosfer) yang sebagian besar terdiri atas nitrogen monoksida (NO) dan nitrogen dioksida (NO_2). Kedua gas ini sangat berbahaya bagi kesehatan. Secara visual gas NO sulit untuk diamati, sedangkan gas NO_2 mudah untuk diamati karena gas ini memiliki bau yang sangat menyengat dan ciri warna yang merah kecoklatan di udara. Sifat racun gas ini sangat kuat. Organ tubuh yang paling peka terhadap pencemaran gas NO_2 yaitu paru-paru. Paru-paru yang terkontaminasi oleh gas ini akan membengkak sehingga penderita sulit bernafas dan mengakibatkan kematian. Secara ilmiah pembentukan gas NO_2



Pada reaksi di atas terbentuk dua reaksi. Reaksi 1 berlangsung dalam satu tahap yaitu reaksi pembentukan $2NO_{2\,(g)}$, sedangkan reaksi 2 berlangsung melalui tahap pembentukan $2NO_{(g)}$ terlebih dahulu kemudian berlanjut ke tahap pembentukan $2NO_{2\,(g)}$. Untuk membentuk $2NO_{2\,(g)}$ dibutuhkan kalor sebesar 66,4 kJ, sedangkan untuk membentuk $2NO_{(g)}$ dibutuhkan kalor sebesar *X* kJ dan untuk membentuk $2NO_{2\,(g)}$ dari $2NO_{(g)}$ dibebaskan kalor sebesar 114,1 kJ. Berapakah nilai *X* ?

TES SUMATIF

1. Diketahui reaksi CH_3COOCH_3 + I_2 → CH_3COCH_2I + HI, Dari hasil eksperimen diperoleh data sebagai-berikut:

Percobaan	[CH_3COOCH_3] mol/L	[I_2] mol/L	Waktu (menit)
1	0,25	0,050	7,2
2	0,50	0,050	3,6
3	1,0	0,050	1,8
4	0,50	1,10	3,6

Persamaan laju reaksi di atas adalah....

A. $r = k\,[CH_3COCH_3][I_2]$

B. $r = k\,[CH_3COCH_3]^2[I_2]$

C. $r = k\,[CH_3COCH_3][I_2]^2$

D. $r = k\,[CH_3COCH_3]$

E. $r = k\,[CH_3COCH_3]^2[I_2]^2$

2. Diantara reaksi berikut yang mempunyai kecepatan reaksi paling besar adalah....

A. 2 gram batang Zn dengan larutan HCl 0,01M

B. 2 gram batang Zn dengan larutan HCl 0,1 M

C. 2 gram serbuk Zn dengan larutan HCl 0,01 M

D. 2 gram serbuk Zn dengan larutan HCl 0,001 M

E. 2 gram serbuk Zn dengan larutan HCl 0,1 M

3. Kenaikan suhu umumnya menaikkan reaksi. Alasan yang tepat untuk menjelaskan hal di atas adalah.....

A. Energi kinetik dari molekul-molekul menurun

B. Kenaikkan suhu menghasilkan reaksi dapat balik

C. Kecepatan masing-masing molekul menjadi sama

D. Energi kinetik dari molekul-molekul meningkat

E. Kenaikan suhu memperkecil energi aktivasi

4. Untuk reaksi A + B → AB diperoleh data sebagai berikut. Jika konsentrasi A dinaikkan tiga kali pada konsentrasi B tetap, laju reaksi menjadi sembilan kali lebih cepat. Jika konsentrasi A dan B dinaikkan tiga kali, laju reaksi menjadi

27 kali lebih cepat. Persamaan laju reaksinya adalah…

A. $r = k\,[A]^2[B]$

B. $r = k\,[A][B]^2$

C. $r = k\,[A][B]$

D. $r = k\,[A]^2[B]^2$

E. $r = k\,[A]$

5. Untuk reaksi A+B→ hasil, diperoleh data percobaan sebagai berikut.

   1) Jika konsentrasi A naik 3 kali pada B yang tetap, laju reaksi menjadi 9 kali lebih besar

   2) Jika konsentrasi A dan B masing-masing naik 2 kali, laju reaksi menjadi 8 kali lebih besar.

   Jika [A] = 0,1 M dan [B] = 0,05 M serta laju reaksinya $2x10^{-4}Ms^{-1}$, maka harga tetapan laju reaksinya adalah...

   A. 0,4

   B. 0,2

   C. 0,1

   D. 0,08

   E. 0,05

6. Kesetimbangan $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ dibuat dengan mencampur H_2 dengan konsentrasi 0,20 mol/L dan I_2 dengan konsentrasi 0,15 mol/L. Setelah setimbang masih tersisa I_2 sebanyak 0,05 mol/L. Dari data itu akan didapat konstanta kesetimbangan adalah.....

   A. 2

   B. 4

   C. 8

   D. 16

   E. 32

7. Diketahui kesetimbangan $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$. Pernyataan yang benar adalah....

   A. Kostanta kesetimbangan bertambah jika suhu dinaikkan

   B. Kostanta kesetimbangan bertambah jika diberi katalis

C. Kostanta kesetimbangan berkurang jika suhu dinaikkan

D. $K_p = K_c\ (RT)$

E. $K_c = K_x\ P^{-1}$

8. Perhatikan kesetimbangan $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2$ $\Delta H^o = +150$ kJ. Apabila volume teap dan suhu dinaikkan, maka kesetimbangan bergeser....

A. Kanan dan harga K tetap

B. Kiri dan harga K makin kecil

C. Kanan dan harga K makin kecil

D. Kiri dan harga K makin besar

E. Kanan dan harga K makin besar

9. Dalam industri pembuatan asam sulfat memerlukan kesetimbangan $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow SO_3(g)$ diberi V_2O_5 sebagai katalis. Maksud penggunaan katalis adalah....

A. Mengubah letak kesetimbangan reaksi

B. Mengubah kecepatan reaksi ke kanan

C. Mempercepat terjadinya kesetimbangan

D. Mengubah konsentrasi zat-zat dalam reaksi

E. Semua salah

10. Dari kesetimbangan:

i. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$

ii. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$

iii. $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$

iv. $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g)$

yang akan bergeser ke kanan jika tekanan total volume diperkecil adalah....

A. (i), (ii) dan (iii)

B. (i) dan (iii)

C. (ii) dan (iv)

D. (iv)

E. (i) dan (iv)

11. Dari data termokimia :

$Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} \rightarrow 2FeO_{(s)} + CO_{2(g)}$ $\Delta H = -0,7$ kKal

$Fe_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow FeO_{(s)} + CO_{(g)}$ $\Delta H = +2,7$ kKal

ΔH untuk reaksi

$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$ adalah….

A. – 6,1 kKal

B. – 4,7 kKal

C. – 3,4 kKal

D. – 2,0 kKal

E. – 1,0 kKal

12. Reaksi di bawah ini yang berkaitan dengan ΔH^0 (energi pembentukan standar) kalsium klorida adalah….

A. $Ca(g) + Cl_2(g) \rightarrow CaCl_2(g)$

B. $Ca(g) + Cl_2(g) \rightarrow Ca\ Cl_2(s)$

C. $Ca^{2+}(g) + 2Cl^-(g) \rightarrow CaCl_2(s)$

D. $Ca(s) + Cl_2(g) \rightarrow CaCl_2(s)$

E. $Ca^{2+}(s) + 2Cl^-(g) \rightarrow CaCl_2(s)$

13. Apabila diketahui kalor pembentukan standar $CO_2(g)$ = -94,0 kKal/mol; $H_2O(l)$ = -68,3 kKal/mol dan $CH_4(g)$ = -17,9 kKal/mol. Kalor yang dilepaskan pada pembakaran satu mol CH_4 secara sempurna adalah….

A. 144,4 kKal

B. -284,4 kKal

C. 180,2 kKal

D. -212,7 kKal

E. 164,2 kKal

14. Jika suatu proses pada tekanan 1 atm dan suhu 293 K disertai kenaikan entalpi sebanyak 96 kJ dan kenaikan entropi sebesar 0,138 kJ, maka proses tersebut adalah ….

A. Spontan

B. Tak spontan

C. Reversibel

D. Adiabatis

E. Eksoterm

15. Kalor pembentukan gas etena dan etana masing-masing adalah 52,26 kJ dan –84,68 kJ, maka kalor yang dibebaskan pada reaksi

$C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{6(g)}$ adalah ….

A. – 32,42 kJ

B. + 32,42 kJ

C. + 64,84 kJ

D. –136,94 kJ

E. +136,94 kJ

16. Diantara reaksi dibawah ini:

a) $KIO(s) + H_2O_2(l) \rightarrow KI(aq) + O_2(g) + H_2O(l)$

b) $2I^-(aq) + 2H^+(aq) + H_2O_2(l) \rightarrow I_2(aq) + 2H_2O(l)$

c) $PbS(s) + 2H_2O_2(l) \rightarrow PbSO_4(s) + 4H_2O(l)$

d) $2Fe(CN)_6^{3-}(aq) + H_2O_2(l) + 2OH^-(aq) \rightarrow 2Fe(CN)_6^{4-}(aq) + 2H_2O(l) + O_2(g)$

hidrogen peroksida bertindak sebagai reduktor adalah pada reaksi....

A. a,b,c

B. a,d

C. b,d

D. d

E. c,d

17. Reaksi redoks berikut berlangsung dalam suasana basa.

$Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + MnO_2(s)$

Jika reaksi ini disetarakan, maka koefisien H_2O dan MnO_2 adalah....

A. 2 dan 1

B. 3 dan 2

C. 5 dan 10

D. 3 dan 6

E. 1 dan 5

18. Suatu aki timbal 12 volt mengandung 820 gram Pb (A_r Pb = 207) dan sejumlah ekivalen stoikiometri PbO_2 sebagai elektroda. Hitunglah dalam berapa jam aki ini dapat mengalirkan listrik sebanyak 1 ampere….
    A. 1,1 x 10^2 jam
    B. 2,2 x 10^2 jam
    C. 3,3 x 10^2 jam
    D. 4,4 x 10^2 jam
    E. 5,5 x 10^2 jam
19. Suatu sel volta terdiri atas elektroda hidrogen dan elektroda oksigen dan reaksi sel adalah

$$2H_{2\,(g)} + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

    Andaikan sel ini menghasilkan 4 faraday listrik yang kemudian dipergunakan (dengan efisiensi 100%) untuk mengelektrolisis larutan Na_2SO_4 dalam air. Jumlah mol O_2 yang diperoleh dalam proses elektrolisis ini adalah….
    A. 0,5 mol
    B. 1,0 mol
    C. 2,0 mol
    D. 3,0 mol
    E. 4,0 mol
20. Pada elektrolisis air, semua gas H_2 dan O_2 yang terbentuk ditampung dalam suatu wadah pada STP. Volume total dari gas-gas tersebut dalam keadaan kering dinyatakan dalam liter setelah dialirkan arus sebesar 2 Faraday adalah....
    A. 11,2 L
    B. 33,6 L
    C. 44,8 L
    D. 56,0 L
    E. 67,2 L

KUNCI JAWABAN TES FORMATIF

KB 1. Kinetika

1. B	6. B
2. C	7. A
3. D	8. C
4. D	9. D
5. A	10. D

KB 2. Kesetimbangan

1. A	6. C
2. E	7. C
3. B	8. B
4. E	9. E
5. C	10. C

KB 3. Energetika

1. A	6. D
2. B	7. E
3. C	8. A
4. C	9. D
5. A	10. E

KB 4. Redoks dan Elektrokimia

1. E	6. B
2. E	7. D
3. B	8. A
4. A	9. B
5. D	10. E

KUNCI JAWABAN TES SUMATIF

1. D. r = k [CH_3COCH_3]
2. E. 2 gram serbuk Zn dengan larutan HCl 0,1 M
3. D. Energi kinetik dari molekul-molekul meningkat
4. A. r = k $[A]^2[B]$
5. A. 0,4
6. C. 8
7. D. Kp = Kc (RT)
8. B. Kiri dan harga K makin kecil
9. B. Mengubah kecepatan reaksi ke kanan
10. C. (ii) dan (iv)
11. A. – 6,1 kKal
12. D. $Ca(s) + Cl_2(g) \rightarrow CaCl_2(s)$
13. D. -212,7 kKal
14. B. Tak spontan
15. D. –136,94 kJ
16. B. a,d
17. A. 2 dan 1
18. B. 2,2 x 10^2 jam
19. B. 1,0 mol
20. B. 33,6 L