

KIMIA

BAB 1-4

KATA PENGANTAR

Hai Kilaters!

Wah kerasa banget ya, habis ini udah mau PAS. Tapi tenang aja kilaters! Team Kilat kembali dan akan menemani kamu sepanjang menghadapi PAS ini, dengan Rangkuman Kilat dan Tutor Kilat. Bahannya banyak? Bukan masalah! Selama kita yakin, kita pasti bisa.

HARI TERAKHIR YES! Semangat yaa...! Rangkuman ini berisi catatan rumus dan teori berdasarkan kisi-kisi yang diberikan.

Perlu diketahui bahwa **Rangkuman Kilat bukan berasal dari guru**. Jadi, gunakanlah rangkuman ini sebagai sarana/fasilitas untuk mendukung proses pembelajaranmu. Jangan jadikan rangkuman ini sebagai satu-satunya peganganmu.

Jika Kilaters ada pertanyaan, saran, kritik, pendapat, atau apapun mengenai Rangkuman Kilat ini, kalian dapat menghubungi *contact person* yang tertera di paling bawah setiap halaman. Akhir kata, selamat belajar dan sukses selalu!

2 Desember 2020,

Team Kilat

**TEAM
KILAT**



JUJU. / ALGORYTHM

CYNN / XNYSZ

KAK HARTO / MARKOVNIKOV

CENTRINO / NERDSQUARED

HIDROKARBON

A. Senyawa Karbon Organik dan Anorganik

Organik	Anorganik
Terbentuk dari unsur utama karbon dan hidrogen.	Terbentuk dari semua unsur di dalam tabel periodik.
Memiliki titik didih/leleh rendah	Memiliki titik didih/leleh tinggi
Reaksi berjalan lambat	Reaksi berjalan cepat
Mudah terurai jika dipanaskan	Lebih stabil terhadap pemanasan
Mudah larut dalam senyawa nonpolar, sukar larut dalam polar	Mudah larut dalam senyawa polar, sukar larut dalam nonpolar
Memiliki ikatan kovalen	Memiliki ikatan ionik
Mempunyai rantai karbon	Tidak mempunyai rantai karbon

Jenis Hidrokarbon berdasarkan Ikatan

1. Hidrokarbon Jenuh: semua **ikatan antar karbonnya tunggal**. Contoh: senyawa alkana.
2. Hidrokarbon Tak Jenuh: Terdapat **ikatan rangkap dua dan atau rangkap tiga** antar atom karbon. Contoh: Senyawa alkena dan alkuna.

B. Kekhasan Atom Karbon

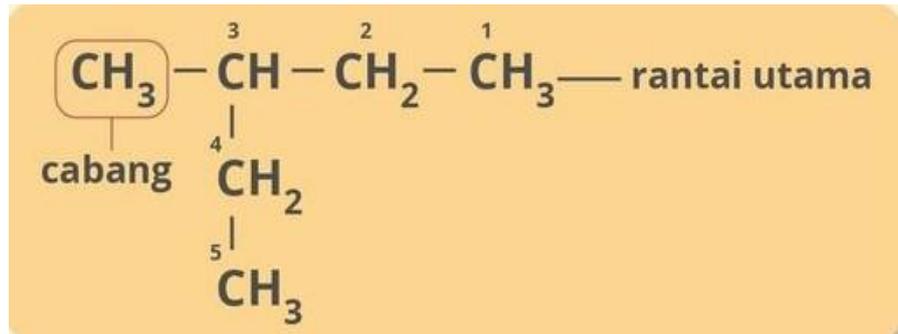
Kekhasan atom karbon dapat dilihat dari kemampuan atom karbon ini dalam berikatan dengan atom lainnya, antara lain:

1. Memiliki **4 elektron valensi**
2. Atom karbon **dapat berikatan dengan atom karbon lain** membentuk rantai atom karbon dengan berbagai bentuk dan jenis.
3. Dalam suatu senyawa organik, atom karbon dapat dibedakan menjadi **atom karbon primer (atom H yang terikat ada 3), sekunder (atom H ada 2), tertier (atom H ada 1), kwartener (tidak ada atom H)**.

C. Rumus Umum dan Tatanama Hidrokarbon

1. **Alkana** ($C_n H_{2n+2}$)
 - a. Senyawa Alkana diberi akhiran "**ana**"
 - b. Tentukan rantai utama dengan **melihat rantai terpanjang** dalam senyawa
 - c. Jika rantai lurus, diberi "n" di depan nama (contoh: n-butana)

- d. Jika rantai karbon bercabang diberi nomor **urut dari ujung yang paling dekat dengan letak cabang** (contoh : 3-metil pentana)



- e. Jika terdapat 2 atau lebih cabang yang sama, maka harus diberi awalan seperti gambar di bawah beserta nomor cabangnya.

1 = mono	6 = heksa
2 = di	7 = hepta
3 = tri	8 = okta
4 = tetra	9 = nona
5 = penta	10 = deka

- f. Apabila terdapat cabang yang berbeda, penamaan diurutkan sesuai abjad
- g. Urutan penaman senyawa alkana:
Nomor cabang – nama cabang – nama rantai utama
 Contoh: 2-metil butana

2. Alkena ($C_n H_{2n}$)

- a. Diberi akhiran “**ena**”
- b. Pada alkena rantai lurus, nama senyawa diberi nomor letak atom karbon yang berikatan rangkap dua. (penomoran **dimulai dari atom karbon yang paling dekat dgn rangkap dua**)
 Contoh: 2-pentena
- c. Jika rantai karbonnya bercabang, penomoran tetap dimulai dari atom karbon yg paling dekat dengan rangkap 2
- d. Dua atau lebih ikatan rangkap perlu ditambahkan awalan “di” atau “tri” (contoh: 1,3 – heksadiena)

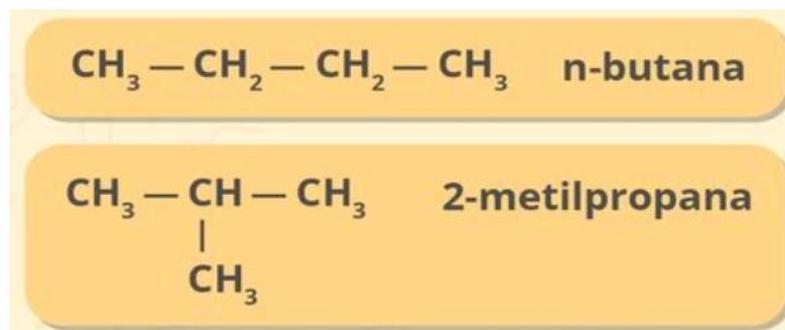
3. **Alkuna** ($C_n H_{2n-2}$)
 - a. Diberi akhiran “**una**”
 - b. Di depan senyawa diberi nomor letak ikatan rangkap 3, penomoran **dimulai dari atom karbon yang paling dekat dengan ikatan rangkap 3**.
 - c. Jika terdapat cabang di dalam rantai karbon, penomoran tetap dimulai dari atom karbon yang paling dekat dengan ikatan rangkap 3.
 - d. Jika terdapat dua atau lebih ikatan rangkap 3, diberi awalan “di” dan “tri” lalu penamaan senyawa atom karbon.
4. **Alkadiena**
Rantai alkena yang memiliki dua rangkap dua dalam satu rantai
5. **Alkadiuna**
Rantai alkuna yang memiliki dua rangkap tiga dalam satu rantai

D. ISOMER

Senyawa kimia yang memiliki **rumus molekul sama tetapi memiliki struktur yang berbeda**

1. Isomer struktur
 - a. Isomer rangka/rantai:
Rumus dan gugus fungsi sama, namun kerangka rantai karbon berbeda

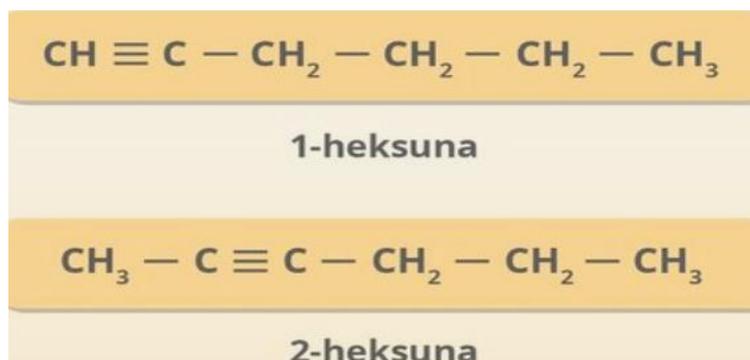
Contoh:



b. Isomer Posisi

Memiliki rumus molekul sama dan gugus fungsi sama, namun posisi gugus fungsi berbeda.

Contoh:



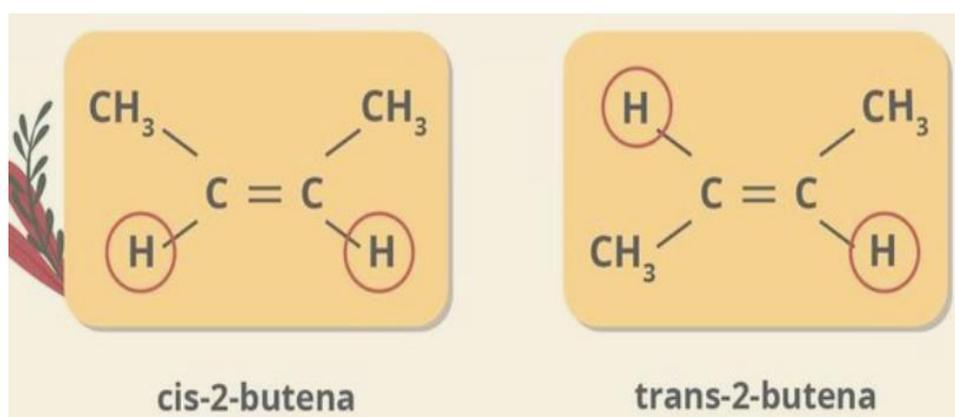
2. Isomer ruang:

a. Isomer Geometri:

Memiliki rumus molekul yang sama, namun memiliki struktur ruang yang berbeda.

Isomer Geometri dapat disebut isomer cis-trans

- Isomer cis, atom hidrogen terletak pada sisi yang sama
- Isomer trans, atom hidrogen terletak pada sisi yang bersebrangan/berbeda



F. Reaksi Senyawa Hidrokarbon

1. Reaksi Pembakaran

Pembakaran sempurna senyawa hidrokarbon menghasilkan gas karbon dioksida dan uap air



Pembakaran tidak sempurna akan menghasilkan padatan karbon atau gas karbon monoksida dan uap air

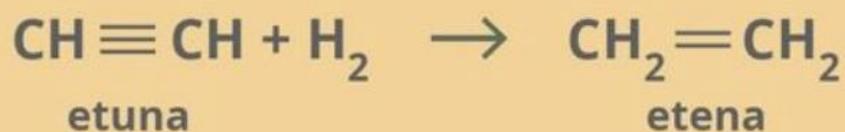
2. Reaksi Substitusi

Penggantian atau pertukaran gugus fungsi, baik berupa atom ataupun gugus lainnya yang terikat pada atom C suatu senyawa karbon



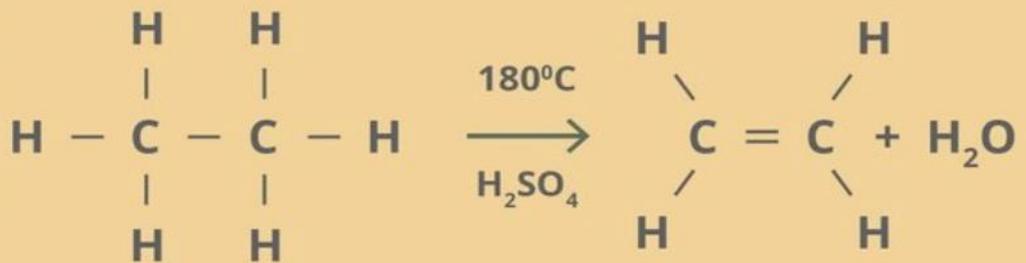
3. Reaksi Adisi

Reaksi penggabungan dua atau lebih molekul menjadi molekul yang lebih besar. Ditandai dengan adanya pemutusan ikatan rangkap.



4. Reaksi eliminasi

Reaksi pelepasan suatu gugus pada suatu senyawa. Reaksi ini ditandai dengan adanya pembentukan ikatan rangkap.



TERMOKIMIA

1. Sistem dan Lingkungan

Sistem adalah segala sesuatu yang menjadi pusat perhatian atau yang menjadi pusat penelitian. Lingkungan adalah segala sesuatu yang berada di luar sistem yang bukan merupakan bahan kajian/penelitian.

- Sistem terbuka, sistem dimana terjadi pertukaran energi dan materi antara sistem dan lingkungan
- Sistem tertutup, tidak terjadi pertukaran materi namun tetap terjadi pertukaran energy antara sistem dan lingkungan
- Sistem terisolasi, tidak terjadi pertukaran materi ataupun energy antara sistem dan lingkungan

2. Entalpi dan perubahan entalpi

Entalpi adalah besarnya energy potensial yang dimiliki oleh suatu benda (H). Perubahan entalpi adalah jumlah kalor yang diserap atau dilepaskan dalam suatu reaksi kimia (ΔH).

$$\Delta H = H(\text{produk}) - H(\text{reaktan})$$

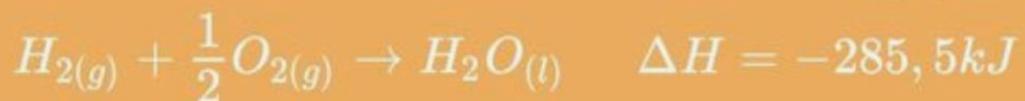
3. Reaksi endoterm dan eksoterm

Reaksi Endoterm adalah reaksi yang mengalirkan kalor dari lingkungan ke dalam sistem atau reaksi yang menyerap kalor. Reaksi eksoterm adalah reaksi yang mengalirkan kalor dari dalam sistem ke lingkungan atau reaksi yang melepas/membebasikan kalor



4. Persamaan termokimia

Persamaan reaksi yang mengikutsertakan perubahan entalpinya disebut persamaan termokimia



5. Jenis entalpi

- Entalpi pembentukan standard (ΔH_f)
Entalpi pembentukan standard adalah perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat langsung dari unsur-unsurnya.
- Entalpi penguraian standard (ΔH_d)
Merupakan perubahan entalpi pada penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya dan pengukuran dilakukan pada keadaan standard.
- Entalpi pembakaran standard (ΔH_c)
Adalah perubahan entalpi pada pembakaran 1 mol zat dan pengukuran dilakukan pada keadaan standard.
- Jenis entalpi lain:
Kalor penetralan, kalor pelarutan, kalor penguapan, kalor peleburan.

6. Penentuan harga entalpi

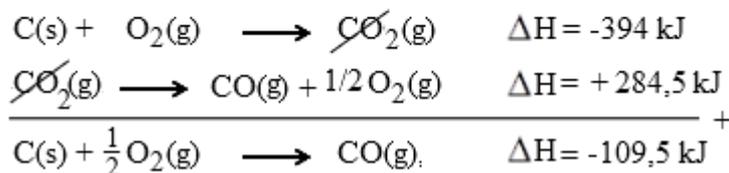
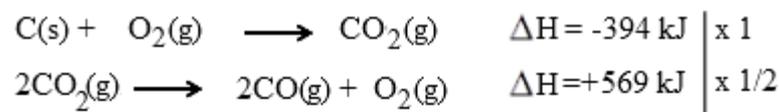
- Kalorimeter
adalah suatu sistem terisolasi, dengan demikian semua kalor yang dibebaskan oleh reaksi yang terjadi di dalam kalorimeter tidak ada yang terbuang ke luar kalorimeter.

$$\begin{aligned}q \text{ larutan} &= m \cdot c \cdot \Delta T \\q \text{ kalorimeter} &= C \cdot \Delta T \\q \text{ total} &= q \text{ larutan} + q \text{ kalorimeter} \\q \text{ total} &= m \cdot c \cdot \Delta T + C \cdot \Delta T \\q \text{ total} &= ((m \cdot c) + C) \Delta T \\ \Delta H &= -q \text{ total}\end{aligned}$$

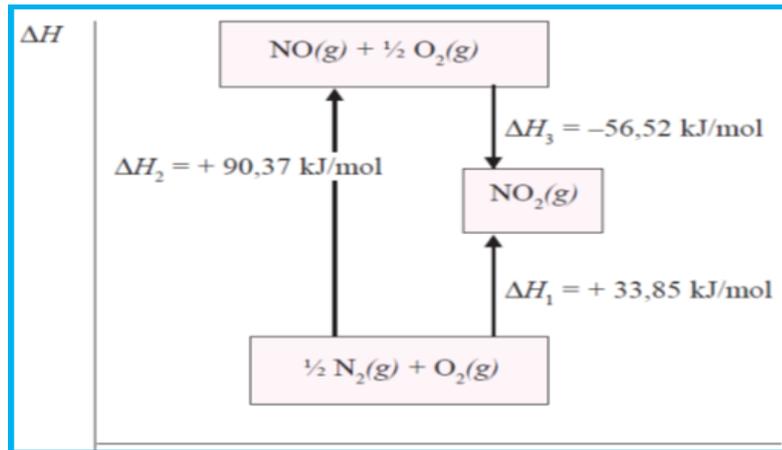
Keterangan :
q = jumlah kalor, joule
m = massa air dlm kalorimeter, gram
c = kalor jenis air, joule/gram
C = kapasitas kalorimeter
 ΔT = perubahan suhu larutan

- Berdasarkan Hukum Hess
Hukum Hess dapat digunakan untuk menghitung jumlah entalpi keseluruhan proses reaksi kimia walaupun menggunakan rute reaksi yang berbeda.

Contoh 1:



Contoh 2:



- c. Berdasarkan entalpi pembentukan
perubahan entalpi reaksi dapat dihitung dari selisih ΔH_f° zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi.

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ (\text{produk}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ (\text{pereaksi})$$

- d. Berdasarkan energi ikatan
Energi ikatan merupakan perubahan entalpi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan tertentu dalam satu mol molekul gas. Semakin tinggi tingkat energi ikatan maka semakin sulit pula ikatan tersebut untuk dilepaskan karena dibutuhkan lebih banyak energi yang diperlukan untuk melepaskannya.

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum \text{Energi ikatan zat pereaksi} - \sum \text{Energi ikatan zat hasil reaksi}$$

Laju Reaksi

1) Konsep Laju Reaksi

Laju reaksi adalah perubahan konsentrasi molar pereaksi atau konsentrasi molar hasil reaksi (produk) tiap satuan waktu.

- a) Apabila dilihat dari reaktan, maka laju reaksi adalah berkurangnya konsentrasi reaktan persatuan waktu

$$V = - \frac{\Delta [\text{reaktan}]}{\Delta t}$$

- b) Apabila dilihat dari produk, maka laju reaksi adalah bertambahnya konsentrasi produk persatuan waktu

$$V = + \frac{\Delta [\text{produk}]}{\Delta t}$$

2) Faktor yang mempengaruhi laju reaksi

- a) **Konsentrasi pereaksi**

Pada umumnya, reaksi berlangsung lebih cepat apabila konsentrasi pereaksi diperbesar.

- b) **Luas permukaan bidang sentuh**

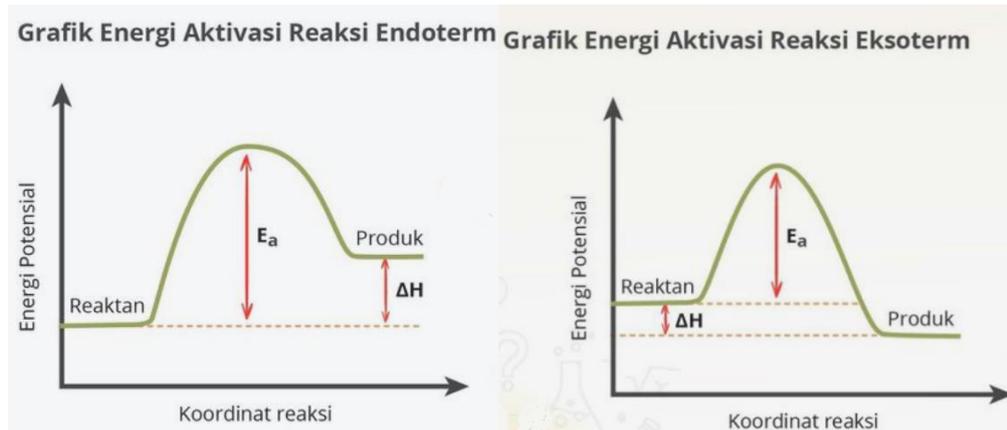
Dalam campuran reaksi heterogen, reaksi hanya dapat terjadi pada bidang batas campuran (bidang sentuh). Semakin besar bidang sentuh maka semakin besar pula laju reaksi yang terjadi.

- c) **Tekanan**

Penambahan tekanan dengan memperkecil volume akan memperbesar konsentrasi dengan demikian dapat memperbesar laju reaksi.

- d) **Suhu**

Dapat dikatakan secara praktis bahwa semakin tinggi temperatur, semakin cepat pula laju reaksi. (vice versa)



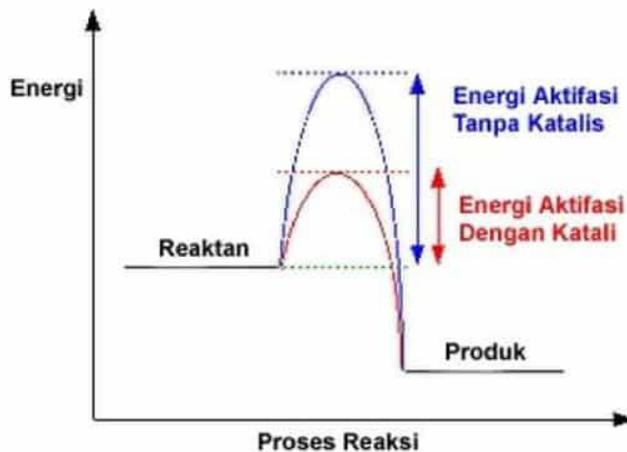
Energi aktivasi adalah energi minimum yang harus dimiliki oleh partikel pereaksi sehingga menghasilkan tumbukan efektif.

Rumus perhitungan laju reaksi yang disebabkan oleh perubahan suhu adalah :

$$V_2 = n^{\frac{\Delta T}{a}} \times V_1$$

e) **Katalis**

Katalis mengubah mekanisme reaksi dengan membuat tahapan reaksi yang memiliki energi pengaktifan lebih rendah.



3) **Persamaan Laju Reaksi**

a) **Bentuk persamaan**

Dalam mencari persamaan laju reaksi seperti di bawah
 $mA + nB \rightarrow pC + qD$

Laju reaksinya dapat dirumuskan sebagai berikut

$$V = k[A]^x[B]^y$$

b) **Orde reaksi**

Merupakan bilangan pangkat yang menunjukkan hubungan antara konsentrasi dengan laju reaksi.

i) **Orde nol**

Laju reaksi tidak dipengaruhi oleh perubahan konsentrasi reaktan

ii) **Orde satu**

Laju reaksi berbanding lurus terhadap perubahan konsentrasi reaktan.

iii) **Orde dua**

Laju reaksi berbanding lurus dengan kuadrat perubahan konsentrasi reaktan.

iv) **Orde negatif**

Laju reaksi berbanding terbalik dengan perubahan konsentrasi reaktan.

c) **Menentukan persamaan laju reaksi**

Orde reaksi dapat ditemukan dengan membandingkan dua data hasil percobaan yang telah divariasikan konsentrasinya.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k [A]_1^x [B]_1^y}{k [A]_2^x [B]_2^y}$$

Keseimbangan Reaksi

1. Ciri-ciri kesetimbangan reaksi

Keadaan setimbang adalah keadaan dimana dalam suatu reaksi, laju reaksi ke kanan sama dengan laju reaksi ke kiri atau laju reaksi maju sama dengan laju reaksi balik.

Berikut adalah ciri-ciri terjadinya kesetimbangan di dalam suatu reaksi:

- Reaksi yang terjadi berada di dalam tempat yang tertutup.
- Keberlangsungan reaksi yang bersifat dinamis atau terus-menerus.
- Terjadi secara mikroskopis

2. Faktor yang mempengaruhi kesetimbangan

a. Perubahan Konsentrasi

Apabila dalam suatu reaksi kesetimbangan salah satu komponen konsentrasinya diperbesar, maka sistem akan bereaksi dengan mengurangi komponen tersebut atau kesetimbangan akan bergeser ke arah komponen yang berlawanan.



Jika konsentrasi N_2 dan H_2 ditambah, maka kesetimbangan bergeser ke arah NH_3 (kanan). Sebaliknya, jika konsentrasi N_2 dan H_2 dikurangi, kesetimbangan bergeser ke arah N_2 dan H_2 (kiri), sehingga konsentrasi N_2 dan H_2 bertambah dan terbentuk kesetimbangan baru.

b. Perubahan tekanan dan volume

- Jika tekanan diperbesar (volume diperkecil), kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah koefisien kecil.
- Jika tekanan diperkecil (volume diperbesar), kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah koefisien besar.
- Jika Koefisien produk dan reaktan sama, sistem reaksi tidak bergeser.

Contoh:



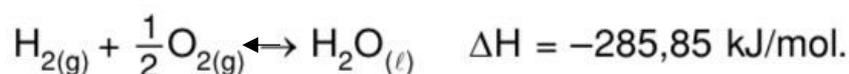
Jika volume diperkecil, bergeser ke kiri.

Jika volume diperbesar, bergeser ke kanan.

c. Perubahan suhu

Apabila suhu dinaikan, kesetimbangan bergeser ke arah reaksi endoterm. Jika suhu diturunkan, kesetimbangan akan bergeser ke arah reaksi eksoterm.

Contoh :



Jika suhu naik, bergeser ke kanan.

Jika suhu turun, bergeser ke kiri.

d. Pengaruh komponen padat dan cairan murni

Penambahan zat padat(s) dan cairan murni (*l*) tidak berpengaruh pada kesetimbangan, namun zat larutan(aq) dan gas(g) berpengaruh pada kesetimbangan. (penambahan larutan dapat meningkatkan konsentrasi reaktan maupun produk)

e. Katalisator

Katalisator berperan dalam mempercepat terjadinya kesetimbangan reaksi, namun tidak berpengaruh dalam menyebabkan pergeseran kesetimbangan.

3. Tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi

Secara umum, apabila suatu reaksi kesetimbangan ditulis sebagai berikut :



Maka didapat persamaan tetapan kesetimbangan sebagai berikut :

$$K_c = \frac{[C]^r [D]^s}{[A]^p [B]^q}$$

Catatan penting :

- 1) Yang dimasukkan ke dalam rumus K_c adalah zat yang berfase gas(g) dan larutan (aq)
- 2) Harga K_c hanya dipengaruhi oleh suhu, tidak dipengaruhi oleh tekanan atau konsentrasi. (suhu tetap = K_c tetap)
- 3) Jika terdapat perubahan suhu maka harga K_c berubah, jika bergeser ke kanan (ke arah produk), harga K_c makin besar.

4. Tetapan keseimbangan berdasarkan tekanan

Tekanan parsial gas :

$$\text{Tekanan parsial gas} = \frac{\text{mol gas}}{\text{mol total}} \times P_{\text{total}}$$

Dengan reaksi sebagai berikut :



Dapat diperoleh persamaan K_p sebagai berikut :

$$K_p = \frac{[P_C]^r [P_D]^s}{[P_A]^p [P_B]^q}$$

5. Hubungan K_c dan K_p

Rumus K_p berdasarkan K_c :

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta x}$$

R : Tetapan gas universal (0,082)

T : Temperatur

Δx : perubahan mol

6. Derajat disosiasi (α)

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat terurai}}{\text{jumlah mol zat mula} - \text{mula}}$$

KISI-KISI URAIAN

- 1) Hitunglah ΔH reaksi penguraian 29 gram butana jika diketahui:
DC – H = 413 KJ/mol
DO = O = 495 KJ/mol
DC = O = 799 KJ/mol
DO – H = 463 KJ/mol
DC – C = 348 KJ/mol
 $\Delta H_f \text{CO}_2 (\text{g}) = 393 \text{ KJ/mol}$
 $\Delta H \text{H}_2\text{O} (\text{g}) = -242 \text{ KJ/mol}$
- 2) Gambarkan diagram yang menunjukkan perubahan energi dengan data sebagai berikut:
 - Entalpi reaktan 30 KJ
 - Reaksi eksoterm
 - $\Delta H = 35 \text{ KJ}$
 - Energi aktivasi reaksi = 50 KJ
 - Penambahan katalis digambar garis putus-putus
- 3) Pada suhu tertentu dalam ruang 10 liter, terdapat kesetimbangan dari reaksi berikut:



Apabila 80 gram SO_3 dipanaskan hingga keadaan setimbang tercapai, pada suhu tersebut ternyata terdapat perbandingan mol $\text{SO}_3 : \text{O}_2 = 2 : 1$. Jika diketahui Ar S = 32 dan = 16, tentukan tetapan kesetimbangan dari reaksi tersebut!