

Termokimia

A. PENDAHULUAN

Termokimia adalah cabang ilmu kimia yang memperhatikan aspek suhu dalam reaksi.

Dalam konsep termokimia dalam reaksi, terdapat istilah sistem dan lingkungan.

Sistem adalah segala bentuk proses yang menjadi pusat perhatian pengamat.

Contoh: keadaan zat, reaksi, perubahan zat.

Sistem terdiri dari:

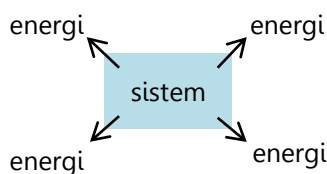
- 1) **Sistem terbuka**, yaitu sistem dapat mengalami pertukaran energi dan materi dengan lingkungan.
- 2) **Sistem tertutup**, yaitu sistem dapat mengalami pertukaran energi dengan lingkungan, tidak dengan pertukaran materi.
- 3) **Sistem terisolasi**, yaitu sistem tidak dapat mengalami pertukaran energi dan materi dengan lingkungan.

Lingkungan adalah segala sesuatu yang berada di luar sistem, dan membantu kerja sistem.

Contoh: alat-alat, wadah, tabung reaksi, udara.

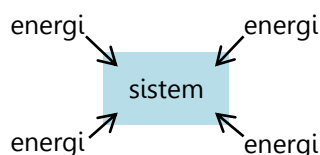
B. REAKSI EKSOterm DAN ENDOterm

Dalam konsep termokimia, reaksi terbagi menjadi dua, yaitu reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.



- 1) **Reaksi eksoterm**, yaitu reaksi yang sistemnya membebaskan/melepas energi, sehingga lingkungan menjadi naik temperaturnya.

Contoh: reaksi diatas suhu kamar (pembakaran), pelarutan NaOH, reaksi Mg dengan HCl.



- 2) **Reaksi endoterm**, yaitu reaksi yang sistemnya menyerap/menerima energi, sehingga lingkungan menjadi turun temperaturnya.

Contoh: reaksi Ba(OH)_2 dengan NH_4Cl , pemanasan CuCO_3 .

Dalam kedua reaksi, terjadi perubahan tingkat energi yang disebut **perubahan entalpi reaksi**, dapat dihitung:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

ΔH = perubahan entalpi reaksi (J)

H_2 = energi produk (J)

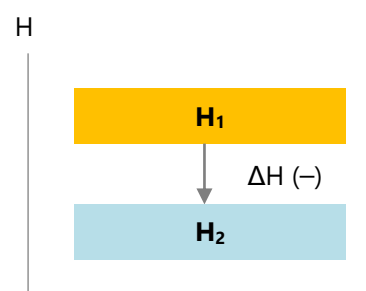
H_1 = energi reaktan (J)

Perbedaan reaksi eksoterm dan endoterm:

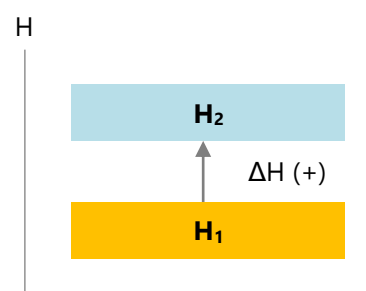
Perbedaan	Reaksi Eksoterm	Reaksi Endoterm
Energi (H)	dibebaskan/ dilepas sistem $H_2 < H_1$	diserap/ diterima sistem $H_2 > H_1$
Suhu lingkungan (T)	naik/panas $T_{\text{akhir}} > T_{\text{awal}}$	turun/dingin $T_{\text{akhir}} < T_{\text{awal}}$
ΔH reaksi	(-)	(+)

Diagram tingkat energi menunjukkan nilai perubahan entalpi reaksi.

- 1) **Diagram tingkat energi reaksi eksoterm**



- 2) **Diagram tingkat energi reaksi endoterm**



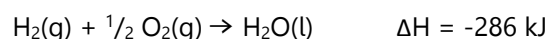
C. PERSAMAAN TERMOKIMIA

Perubahan entalpi reaksi adalah jumlah energi yang dibutuhkan untuk membentuk atau mengurai suatu zat dalam reaksi.

Persamaan reaksi termokimia adalah persamaan reaksi yang dilengkapi dengan jumlah energi (perubahan entalpi) yang digunakan dalam reaksi.

Contoh:

1 mol air dibentuk dari hidrogen dan oksigen dengan membebaskan energi sebesar 286 kJ.



D. ENTALPI STANDAR

Entalpi standar (molar) adalah perubahan entalpi yang terjadi pada suhu 25° C (atau 298 K), tekanan 1 atm, pada 1 mol suatu zat, dilambangkan dengan ΔH° .

Entalpi standar secara umum terdiri dari:

- 1) Entalpi pembentukan standar (formasi)
- 2) Entalpi penguraian standar (disosiasi)
- 3) Entalpi pembakaran standar (*combustion*)

Entalpi pembentukan standar (ΔH°_f) adalah energi yang diterima atau dilepas untuk membentuk 1 mol zat dari unsur pembentuknya.

Nilai entalpi pembentukan standar ditentukan menggunakan data entalpi pembentukan standar.

Nilai-nilai entalpi pembentukan standar:

- 1) **Bernilai positif**, jika menerima energi.
- 2) **Bernilai negatif**, jika melepas energi.
- 3) **Bernilai nol**, jika unsur tersebut sudah terdapat di alam secara alami.

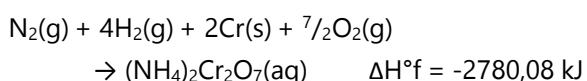
Bentuk unsur-unsur yang sudah terdapat alami di alam, dan nilai ΔH°_f nya nol:

Monoatomik			Poliatomik		
Na(s)	Ca(s)	Al(s)	H ₂ (g)	F ₂ (g)	I ₂ (s)
K(s)	C(s)	Fe(s)	N ₂ (g)	Cl ₂ (g)	S ₈ (s)
Mg(s)	S(s)	Zn(s)	O ₂ (g)	Br ₂ (l)	P ₄ (s)
logam dan gas mulia			halogen dan gas selain gas mulia		

Contoh:

Pada pembentukan (NH₄)₂Cr₂O₇ dalam keadaan standar, dibebaskan energi sebesar 2780,08 kJ/mol, tentukan persamaan reaksi pembentukan termokimia!

Jawab:



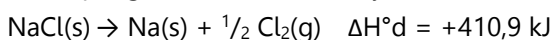
Entalpi penguraian standar (ΔH°_d) adalah energi yang diterima atau dilepas untuk mengurai 1 mol zat menjadi unsur pembentuknya.

Nilai entalpi penguraian standar berlawanan dengan nilai entalpi pembentukan standar.

Pada reaksi penguraian, reaktan berpindah ke kanan dan produk berpindah ke kiri.

Contoh:

Diketahui entalpi pembentukan standar natrium klorida adalah -410,9 kJ, buatlah persamaan reaksi penguraian termokimianya!



Entalpi pembakaran standar (ΔH°_c) adalah jumlah energi yang dilepaskan untuk membakar 1 mol zat.

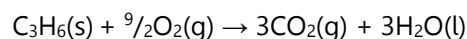
Nilai entalpi pembakaran standar ditentukan menggunakan data entalpi pembakaran standar.

Ciri utama dari reaksi pembakaran adalah:

- 1) Merupakan reaksi eksoterm.
- 2) Melibatkan oksigen (O₂) dalam reaksinya.
- 3) Karbon terbakar menjadi CO₂, hidrogen terbakar menjadi H₂O, nitrogen terbakar menjadi NO₂, belerang terbakar menjadi SO₂.

Contoh:

Tentukan persamaan termokimia reaksi pembakaran C₃H₆ jika nilai $\Delta H^\circ_d = -2377 \text{ kJ}$!



$$\Delta H^\circ = -2377 \text{ kJ}$$

E. ENTALPI STANDAR LAIN

Macam-macam entalpi standar lain:

- 1) **Entalpi atomisasi standar (endoterm)**

Yaitu energi yang digunakan untuk membentuk 1 mol atom unsur, pada keadaan standar.

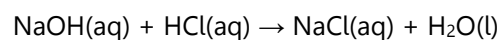
Contoh:



- 2) **Entalpi netralisasi standar (eksoterm)**

Yaitu energi yang dihasilkan dari reaksi asam-basa sehingga menghasilkan 1 mol air, pada keadaan standar.

Contoh:



$$\Delta H^\circ = -890,4 \text{ kJ}$$

- 3) **Entalpi peleburan standar (endoterm)**

Yaitu energi yang digunakan untuk meleburkan 1 mol zat padat menjadi zat cair pada titik leburnya, pada keadaan standar.

Contoh:



- 4) **Entalpi penguapan standar (endoterm)**

Yaitu energi yang digunakan untuk menguapkan 1 mol zat cair menjadi gas pada titik uapnya, pada keadaan standar.

Contoh:



- 5) **Entalpi penyubliman standar**

Yaitu jumlah energi yang digunakan untuk menyublimkan 1 mol zat padat menjadi gas, pada keadaan standar.

Contoh:



F. PENENTUAN ENTALPI REAKSI

Entalpi reaksi ditentukan dengan:

- 1) Menggunakan kalorimetri.
- 2) Menggunakan hukum Hess (penjumlahan).
- 3) Menggunakan data entalpi pembentukan.
- 4) Menggunakan data energi ikatan.

Kalorimetri adalah cara penentuan energi kalor reaksi dengan kalorimeter.

Kalorimeter adalah sistem terisolasi, sehingga semua energi yang dibutuhkan atau dibebaskan tetap berada dalam kalorimeter.

Dengan mengukur perubahan suhu, kita dapat menentukan jumlah energi kalor reaksi dan entalpi reaksi:

$$Q_{\text{reaksi}} = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$\Delta H = \frac{-Q_{\text{reaksi}}}{\text{jumlah mol}}$$

Q_{reaksi} = energi kalor reaksi (J)

m = massa zat (kg)

c = kalor jenis zat (J/kg°C)

Δt = perubahan suhu (°C)

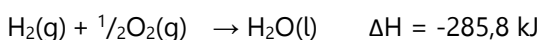
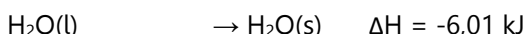
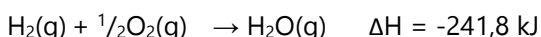
Menurut hukum Hess, suatu reaksi dapat terjadi melalui beberapa tahap reaksi, dan bagaimanapun tahap atau jalan yang ditempuh tidak akan mempengaruhi entalpi reaksi.

Perubahan entalpi reaksi menurut hukum Hess:

- 1) Hanya tergantung pada keadaan awal dan akhir sistem, bukan tahap yang ditempuh.
- 2) Merupakan penjumlahan entalpi reaksi dari setiap tahap.

Contoh:

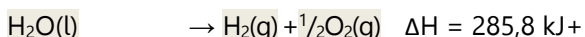
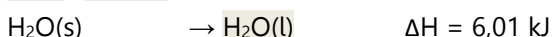
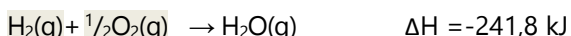
Tentukan perubahan entalpi penguapan air dari wujud padat jika diketahui reaksi-reaksi berikut:



Jawab:

Reaksi yang diinginkan: $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

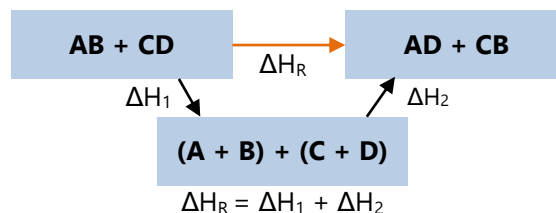
Berarti, seluruh $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ diletakkan disebelah kiri (reaktan), dan $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ diletakkan disebelah kanan (produk), sehingga ketiga reaksi diatas menjadi:



Dari konsep hukum Hess, energi kalor suatu reaksi berarti juga dapat ditentukan dari data entalpi pembentukan reaktan dan produknya.

Berarti dalam reaksi, zat reaktan terurai terlebih dahulu menjadi bentuk dasar, lalu bereaksi kembali membentuk zat produk.

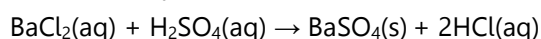
Bentuk reaksi umum:



$$\Delta H_R = (\Delta H^{\circ}f \text{ produk}) - (\Delta H^{\circ}f \text{ reaktan})$$

Contoh:

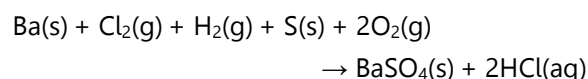
Tentukan entalpi reaksi berikut,



jika diketahui entalpi pembentukan standar dari BaCl_2 , BaSO_4 , H_2SO_4 dan HCl berturut-turut adalah -858,6 kJ/mol, -1473,3 kJ/mol, -909,27 kJ/mol, -167,1 kJ/mol.

Jawab:

Reaksi dapat diubah menjadi:



Masukkan ke dalam rumus:

$$\begin{aligned} \Delta H_R &= (\Delta H^{\circ}f \text{ produk}) - (\Delta H^{\circ}f \text{ reaktan}) \\ &= (\Delta H^{\circ}f \text{BaSO}_4 + 2\Delta H^{\circ}f \text{HCl}) - (\Delta H^{\circ}f \text{BaCl}_2 + \Delta H^{\circ}f \text{H}_2\text{SO}_4) \\ &= (-1473,3 - 2 \times 167,1) - (-858,6 - 909,27) \end{aligned}$$

$$\Delta H_R = -39,63 \text{ kJ/mol}$$

Energi ikatan rata adalah energi rata-rata yang dibutuhkan untuk memutuskan 1 ikatan kovalen tertentu. Setiap ikatan membutuhkan energi yang berbeda agar dapat terputus.

Reaksi berlangsung dalam dua tahap, yaitu pemutusan ikatan reaktan dan pembentukan ikatan produk.

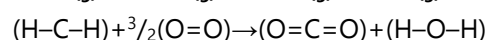
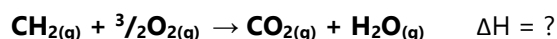
Bentuk reaksi umum:

$$\Delta H_R = \sum E_{\text{ikatan putus}} - \sum E_{\text{ikatan terbentuk}}$$

Contoh:

Ikatan	Energi Ikatan	Ikatan	Energi Ikatan
C – H	413 kJ/mol	C = O	358 kJ/mol
O = O	146 kJ/mol	O – H	463 kJ/mol

Tentukan perubahan entalpi reaksi dari pembakaran CH_2 dibawah ini!



$$\text{E.I. putus} : (2 \times 413) + (\frac{3}{2} \times 146) = 1045 \text{ kJ}$$

$$\text{E.I. terbentuk} : (2 \times 431) + (2 \times 463) = 1788 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = -743 \text{ kJ}$$