



BAB 2

TERMOKIMIA



Sumber : [bdyczewski, pixabay.com](https://pixabay.com/users/bdyczewski/)

PERHATIKAN GAMBAR BERIKUT !



Sumber : [dfespi, pixabay.com](https://www.pixabay.com)

Kemanakah kalor yang dihasilkan dari proses pembakaran kayu?

Apakah kalor itu hilang?

Saat kayu dibakar, dihasilkan kalor sehingga keadaan sekitarnya menjadi panas dan saat api padam, keadaan menjadi normal kembali



SISTEM DAN LINGKUNGAN

Sistem

Reaksi atau proses yang sedang menjadi pusat perhatian kita

Lingkungan

Segala sesuatu yang berada disekitar sistem

Sistem berdasarkan interaksi sistem dan lingkungan :

Sistem terbuka
(pertukaran materi
dan energi)

Sistem tertutup
(pertukaran energi)

Sistem terisolasi
(tidak ada
pertukaran)



TERMOKIMIA

Bagian ilmu Kimia yang mempelajari hubungan antara kalor (energi panas) dan reaksi kimia atau proses yang berhubungan dengan reaksi kimia.

Dalam praktinya, Termokimia lebih banyak berhubungan dengan pengukuran kalor yang menyertai reaksi kimia atau proses yang berhubungan dengan perubahan struktur zat, misalnya perubahan wujud atau perubahan struktur kristal.



ASAS KEKALKAN ENERGI

Energi

- Kapasitas untuk melakukan kerja

Hukum Termodinamika I

“Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain.”



PERTUKARAN ENERGI ANTARA SISTEM LINGKUNGAN DAPAT BERUPA KALOR (Q) ATAU BENTUK ENERGI LAINNYA YANG SECARA KOLEKTIF DISEBUT KERJA (W)

Sistem menerima kalor, q bertanda positif (+)

Sistem membebaskan kalor, q bertanda negatif (-)

Sistem melakukan kerja, w bertanda negatif (-)

Sistem menerima kerja, w bertanda positif (+)



BENTUK-BENTUK ENERGI

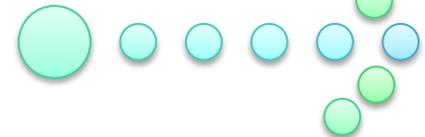
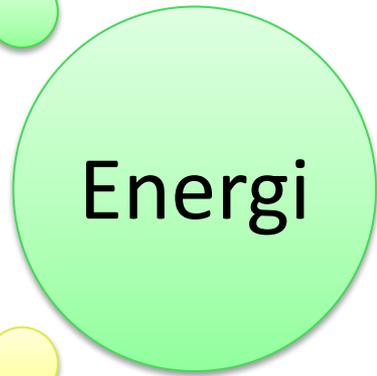
Energi kinetik



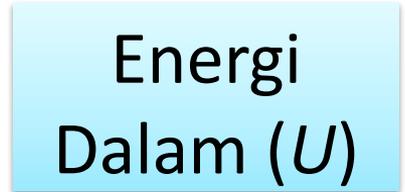
Energi potensial



Energi



Energi
Dalam (U)



Energi Dalam (U)

- Jumlah energi yang dimiliki oleh suatu zat atau sistem
- $\Delta U = U_p - U_r$

Perubahan energi dalam muncul sebagai kalor dan/atau kerja, sehingga :

$$\Delta U = q \text{ (kalor)} + w \text{ (kerja)}$$



PERUBAHAN ENTALPI (ΔH)

Entalpi

Sejumlah energi yang dimiliki sistem pada tekanan tetap

Perubahan entalpi

Perubahan energi yang menyertai peristiwa perubahan kimia pada tekanan tetap

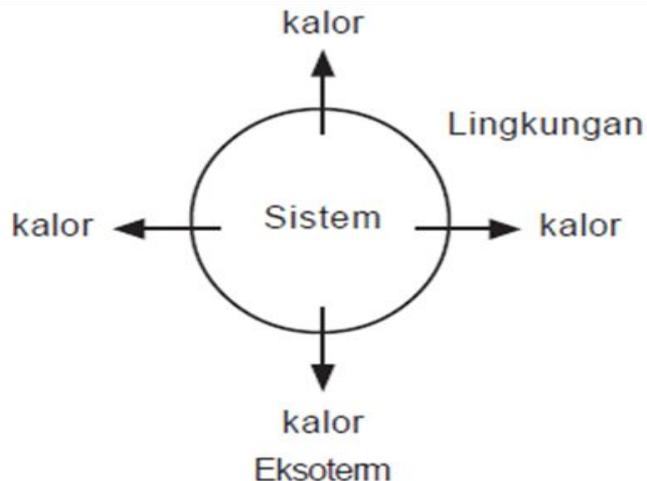
Entalpi reaksi pada tekanan tetap : $\Delta H = q_{\text{reaksi}}$

Perubahan entalpi tergantung pada keadaan akhir dan awal saja,

$$\Delta H = H_{\text{akhir}} - H_{\text{awal}}$$



REAKSI EKSOTERM DAN ENDOTERM



Reaksi yang melepaskan kalor
($\Delta H = -$)

Reaksi yang membebaskan
kalor ($\Delta H = +$)

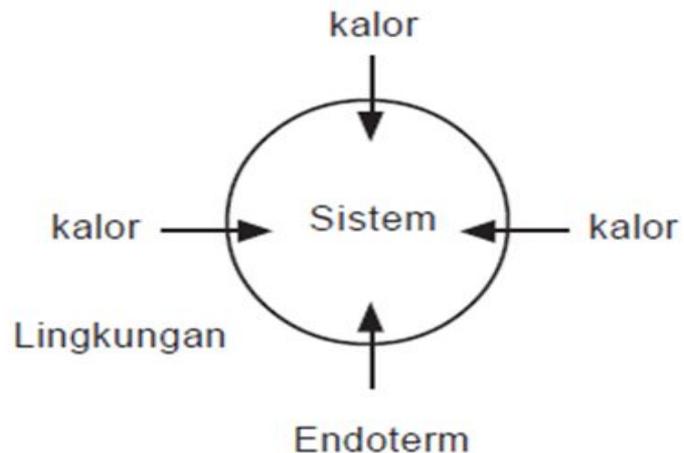
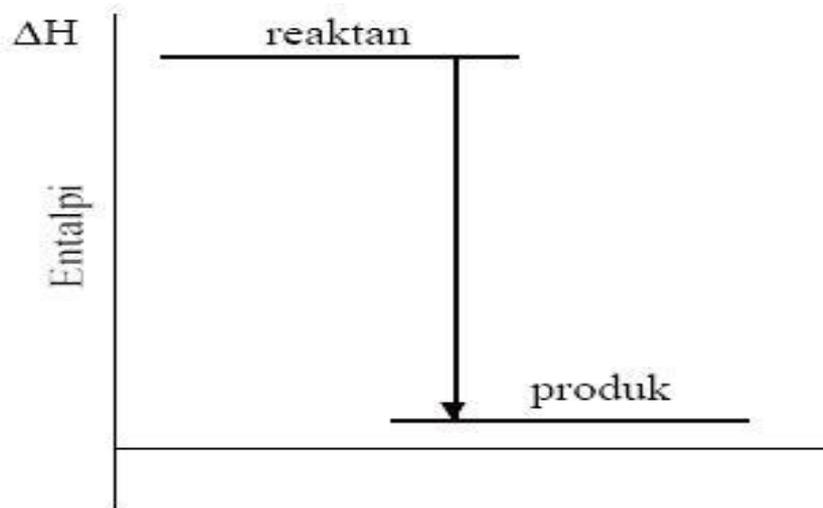
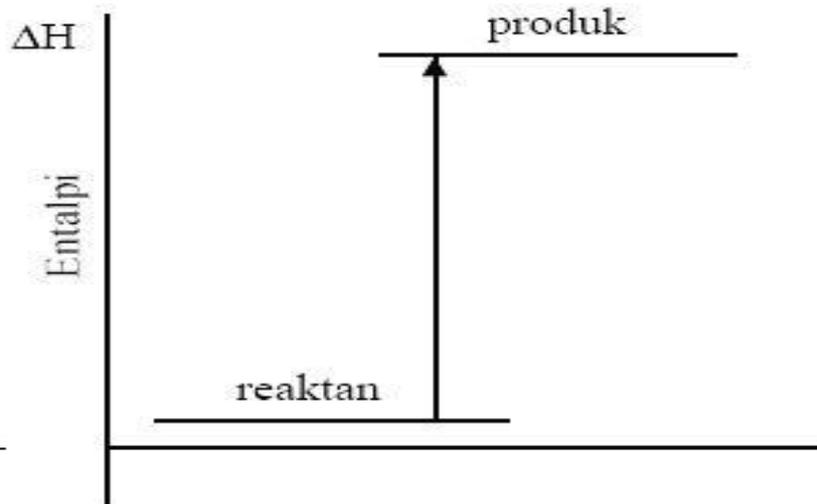


DIAGRAM TINGKAT ENERGI REAKSI EKSO TERM DAN ENDO TERM



Reaksi eksoterm
 $\Delta H = H_p - H_r = \text{negatif } (<0)$



Reaksi endoterm
 $\Delta H = H_p - H_r = \text{positif } (>0)$

PERUBAHAN ENTALPI STANDAR ΔH°

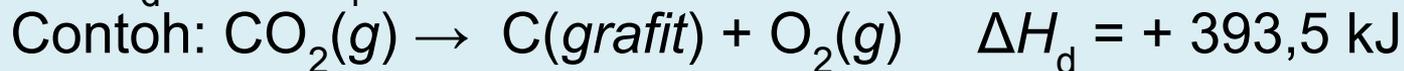
1. Entalpi Pembentukan Standar (ΔH°_f)

Perubahan entalpi yang terjadi pada pembentukan 1 mol suatu senyawa dari unsur-unsurnya yang paling stabil pada keadaan standar (298 K dan 1 atm.)



2. Entalpi Penguraian (ΔH°_d)

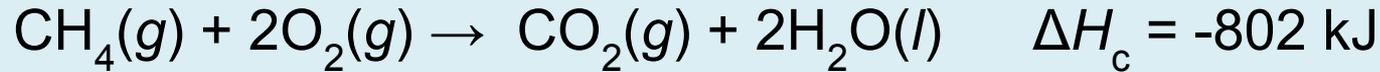
Perubahan entalpi pada penguraian 1 mol suatu senyawa menjadi unsur-unsurnya yang paling stabil pada keadaan standar ($\Delta H^\circ_d = -\Delta H^\circ_f$)



3. Entalpi Pembakaran Standar (ΔH°_c)

Perubahan entalpi yang terjadi pada pembakaran 1 mol suatu zat secara sempurna keadaan standar.

Contoh:



4. Entalpi Netralisasi Standar (ΔH°_n)

Perubahan entalpi yang dihasilkan (selalu eksoterm) pada reaksi penetralan asam atau basa pada keadaan standar.

Contoh:



PENENTUAN PERUBAHAN ENTALPI REAKSI

Kalorimetri

Hukum Hess

Data entalpi pembentukan

Energi ikatan



KALORIMETRI

Penentuan kalor reaksi (q) menggunakan kalorimeter

$$q_{\text{air}} = m \times c \times \Delta T$$

Dimana :

q = jumlah kalor

m = massa air (larutan didalam kaloirmeter)(g)

c = kalor jenis ($\text{Jg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$)

C = kapasitas kalor ($\text{J}/^\circ\text{C}$)

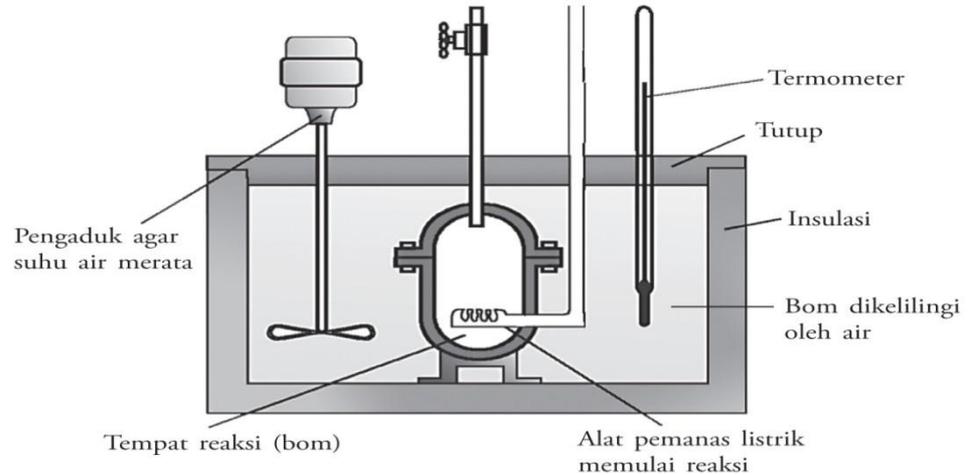
ΔT = perubahan suhu ($T_{\text{akhir}} - T_{\text{awal}}$)

$$q_{\text{kalorimeter}} = C \times \Delta T$$



KALORIMETER BOM

Kalorimeter bom merupakan sistem terisolasi sehingga tidak ada kalor yang terbangun



Sumber : Dokumen Penerbit

$$q_{\text{reaksi}} = - (q_{\text{larutan}} + q_{\text{kalorimeter}})$$



KALORIMETER SEDERHANA

Jumlah kalor yang diserap/yang berpindah ke lingkungan dapat diabaikan, sehingga :

$$q_{\text{reaksi}} = - q_{\text{larutan}}$$



Termometer
dapat digunakan
sebagai pengaduk

Tutup gelas

Dua gelas
styrofoam ditumpuk

Sumber : Dokumen Penerbit

HUKUM HESS

Menurut Henry Germain Hess, “Perubahan entalpi reaksi hanya bergantung pada keadaan awal (zat-zat pereaksi) dan keadaan akhir (zat-zat hasil reaksi) dari suatu reaksi dan tidak tergantung bagaimana jalannya reaksi”

Kalor reaksi total sama dengan jumlah kalor tahap-tahap reaksinya, maka :

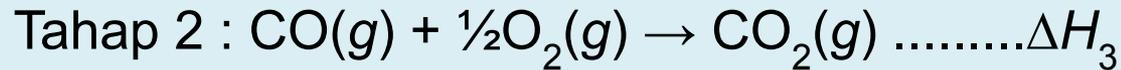
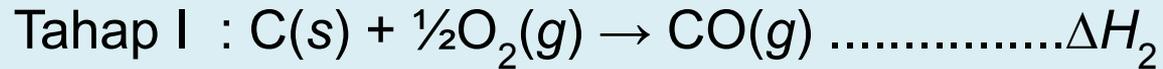
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n$$



Reaksi pembakaran karbon dalam satu tahap :



Reaksi pembakaran karbon juga dapat berlangsung dalam dua tahap yaitu :



Sehingga, perubahan entalpi pada reaksi pembakaran karbon :

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$



DIAGRAM SIKLUS REAKSI PEMBAKARAN KARBON

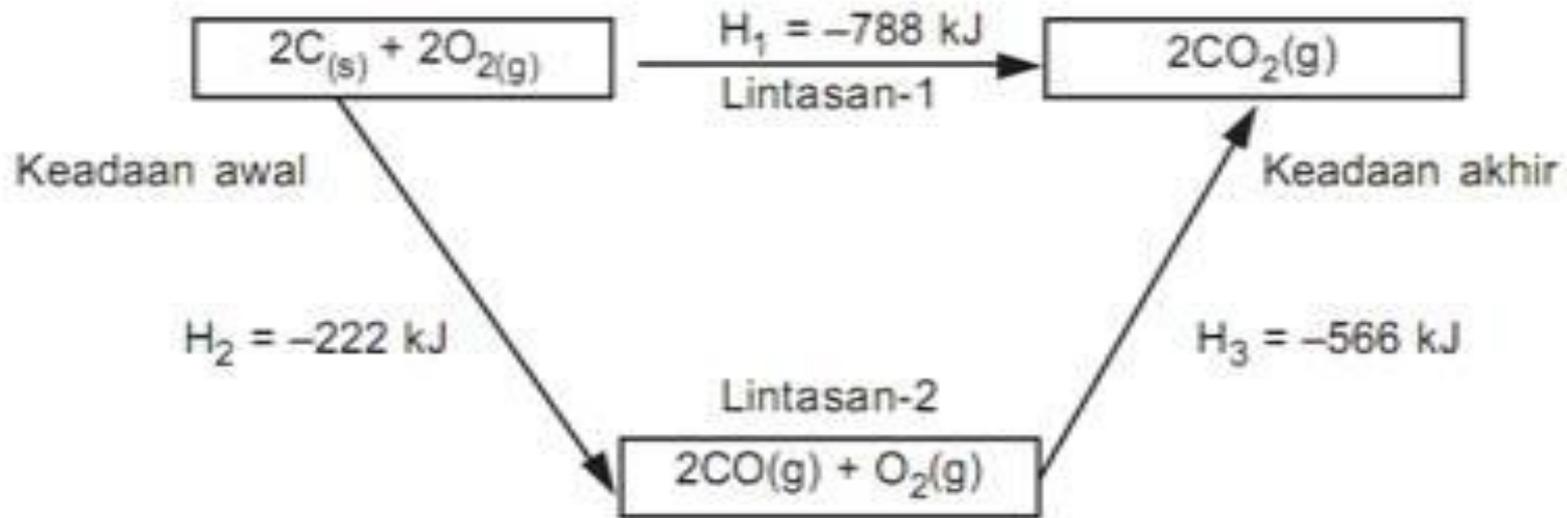
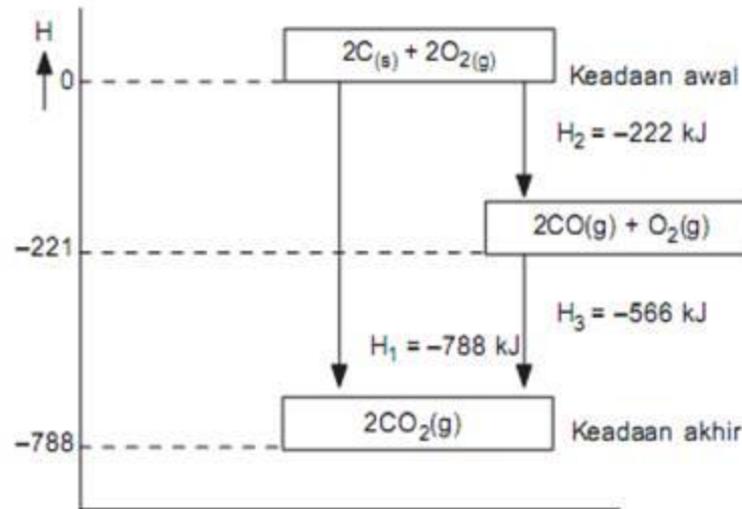


DIAGRAM TINGKAT ENERGI REAKSI PEMBAKARAN KARBON

Diagram tingkat energi:



Gambar 2.5 Diagram tingkat energi reaksi karbon dengan oksigen membentuk CO_2 menurut dua lintasan.

DATA ENTALPI PEMBENTUKAN

Zat pereaksi dianggap terlebih dahulu terurai menjadi unsur-unsurnya kemudian unsur-unsur itu bereaksi membentuk zat produk

Pada reaksi : $m\text{AB} + n\text{CD} \rightarrow p\text{AD} + q\text{BC}$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= \sum_n \Delta H_f^{\circ} \text{ produk} - \sum_n \Delta H_f^{\circ} \text{ reaktan} \\ &= (p \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{AD} + q \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{BC}) - (m \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{AB} + n \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{CD})\end{aligned}$$



ENERGI IKATAN

Energi disosiasi ikatan (D)

Energi yang diperlukan untuk memutuskan salah satu ikatan 1 mol suatu molekul dalam wujud gas

Energi Ikatan Rata-Rata

Energi rata – rata yang diperlukan untuk memutuskan sebuah ikatan dari seluruh ikatan suatu molekul gas menjadi atom – atom gas

Reaksi kimia antarmolekul dianggap melalui 2 tahap, yaitu :

- 1) Menguraikan senyawa menjadi unurnya
- 2) Mengubah unsur menjadi atom gas

$$\Delta H \text{ reaksi} = \Sigma \text{ energi pemutusan ikatan} - \Sigma \text{ energi pembentukan ikatan}$$



DATA ENERGI IKATAN RATA-RATA

Ikatan	Energi ikatan rata-rata (kJ/mol)	Ikatan	Energi ikatan rata-rata (kJ/mol)
C-H	+413	I-I	+151
C-C	+348	C-I	+240
C-O	+358	N-O	+201
C-F	+485	N-H	+391
C-Cl	+328	N-N	+163
C-Br	+276	C=C	+614
H-Br	+366	C=O	+799
H-H	+436	O=O	+495
H-O	+463	N \equiv N	+941
H-Cl	+431	C \equiv N	+891
F-F	+155	C \equiv C	+839
Cl-Cl	+242		
Br-Br	+193		



BAHAN BAKAR DAN PERUBAHAN ENTALPI

Bahan bakar merupakan suatu senyawa yang bila dibakar menghasilkan kalor yaang dapat dimanfaatkan untuk berbagai keperluan



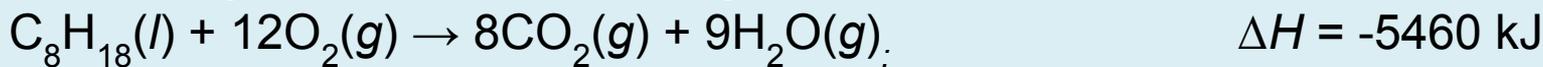
NILAI KALOR BAKAR BEBERAPA BAHAN BAKAR

Bahan bakar	Nilai kalor bakar (kJ g^{-1})
Gas alam (LNG)	49
Batu bara	32
Bensin	48
Arang	34
Kayu	18



PERHATIKAN REAKSI PEMBAKARAN ISOOKTANA BERIKUT!

Reaksi pembakaran sempurna :



Reaksi pembakaran tak sempurna :



PEMBAKARAN TIDAK SEMPURNA MENGHASILKAN LEBIH SEDIKIT KALOR DAN MENGURANGI EFISIENSI BAHAN BAKAR

Semakin tidak sempurna pembakaran suatu bahan bakar, semakin sedikit kalor yang dihasilkan.

Dengan demikian, semakin kurang efisien penggunaan bahan bakar tersebut

