



## BAB 2

# TERMOKIMIA



**Gambar 2.1** Proses termokimia  
Sumber: Ensiklopedi Sains dan Kehidupan

Pada bab kedua ini akan dipelajari tentang hukum kekekalan energi, reaksi eksoterm dan endoterm, perubahan entalpi standar, menentukan perubahan entalpi standar reaksi, hukum Hess, menghitung energi ikatan suatu reaksi, dan kalor dari bahan bakar.

## Bab 2

# Termokimia

### Tujuan Pembelajaran

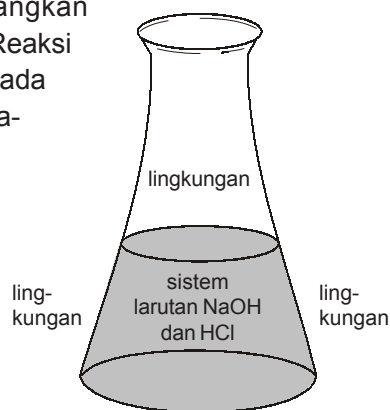
Setelah memperoleh penjelasan, diharapkan siswa mampu:

1. Membedakan sistem dan lingkungan; reaksi eksoterm dan endoterm.
2. Mendeskripsikan macam-macam perubahan entalpi standar.
3. Melakukan percobaan untuk menentukan  $\Delta H$  reaksi dengan alat kalorimeter.
4. Menentukan  $\Delta H$  reaksi berdasarkan Hukum Hess.
5. Menentukan  $\Delta H$  reaksi berdasarkan data energi ikatan.
6. Membandingkan kalor pembakaran suatu bahan bakar.

Hampir semua reaksi kimia disertai pembebasan atau penyerapan energi. Energi yang menyertai perubahan kimia dapat berupa kalor, radiasi, listrik, kerja, dan lain-lain, tetapi yang paling biasa ialah dalam bentuk kalor. Reaksi-reaksi yang membebaskan kalor disebut *reaksi eksoterm* sedangkan reaksi yang menyerap kalor disebut *reaksi endoterm*. Reaksi eksoterm umumnya berlangsung lebih dramatis daripada reaksi endoterm. Contoh reaksi eksoterm ialah pembakaran bensin, sedangkan contoh reaksi endoterm ialah fotosintesis. Jumlah kalor yang menyertai reaksi kimia disebut kalor reaksi.

Cabang ilmu kimia yang mempelajari perubahan energi dalam proses atau reaksi kimia disebut *termokimia*.

Untuk mempelajari termokimia, ada beberapa konsep dasar yang terlebih dahulu harus dipahami. Pertama, sejumlah zat (campuran zat) yang terdapat di dalam suatu wadah disebut *sistem*. Kedua, bagian luar sistem itu disebut *lingkungan*. Antara sistem dan lingkungan dapat terjadi pertukaran kalor.



**Gambar 2.2** Sistem dan lingkungan

### Contoh:

Misalkan kita sedang mempelajari reaksi antara natrium hidroksida dan asam klorida dengan jalan mencampurkan suatu larutan natrium hidroksida dengan larutan asam klorida dalam suatu erlenmeyer. Campuran larutan-larutan itu kita sebut sistem. Segala sesuatu di luar sistem, termasuk erlenmeyer tempat larutan itu kita sebut lingkungan. (Lihat gambar 2.2)



## A. Hukum Kekekalan Energi

Dalam setiap materi terkandung energi dengan kualitas dan kuantitas yang berbeda-beda. Energi yang terkandung dalam tiap materi dalam bentuk energi kinetik atau energi potensial. Misalnya energi yang digunakan untuk menggerakkan partikel-partikel dan energi yang digunakan untuk mengadakan interaksi dalam molekul atau energi dalam (internal energi). Melalui proses kimia, energi tersebut dapat diubah menjadi energi bentuk lain, seperti: energi panas, energi mekanik (gerak), energi listrik, dan energi cahaya. Jumlah energi dari semua bentuk energi yang dimiliki zat disebut entalpi standar, dinyatakan dengan notasi  $H$  (*heat contents* = isi panas). Perbedaan entalpi standar yang terdapat dalam tiap zat menyebabkan terjadinya reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.

Besarnya entalpi standar yang terkandung dalam tiap zat tidak dapat diukur. Oleh karena itu, dalam pelajaran termokimia tidak menghitung besarnya entalpi standar yang dimiliki suatu zat, melainkan berapa besar perubahan entalpi standar yang menyertai suatu reaksi kimia. Perubahan entalpi standar yang menyertai suatu reaksi dinyatakan dengan notasi  $\Delta H$  (Delta  $H$ ).

Perubahan entalpi standar yang terjadi pada reaksi kimia disebabkan oleh perbedaan entalpi standar yang dimiliki oleh setiap zat yang terlibat pada reaksi kimia. Oleh karena itu, besarnya perubahan entalpi standar reaksi ditentukan oleh besarnya entalpi standar zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi.

Untuk hal ini berlaku rumus:

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}}$$

$\Delta H_{\text{reaktan}}$  =  $\Delta H$  pembentukan reaktan ( $\Delta H$  pembentukan zat-zat yang bereaksi)

$\Delta H_{\text{hasil}}$  = pembentukan zat-zat hasil reaksi

$\Delta H_{\text{reaksi}}$  = perubahan entalpi standar yang menyertai reaksi yang bersangkutan

Contoh:

Pada reaksi:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$\Delta H = a$  kkal

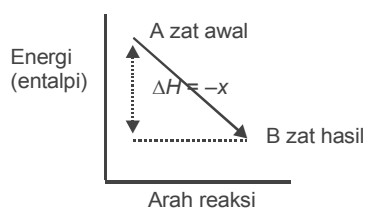
maka  $\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}}$   
 $= (\Delta H \text{ pembentukan } \text{CO}_2 + 2 \cdot \Delta H \text{ pembentukan } \text{H}_2\text{O}) - (\Delta H \text{ pembentukan } \text{CH}_4 + 2 \cdot \Delta H \text{ pembentukan } \text{O}_2)$



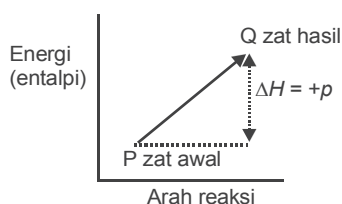
## ***B. Reaksi Eksoterm dan Endoterm***

Reaksi eksoterm ialah reaksi yang membebaskan panas. Reaksi eksoterm terjadi jika entalpi standar zat-zat yang bereaksi lebih besar dari entalpi standar zat-zat hasil reaksi. Sehingga pada perubahan kimia sebagian energi dibebaskan ke lingkungan.

Reaksi endoterm ialah reaksi yang memerlukan panas. Reaksi endoterm terjadi jika entalpi standar zat-zat yang bereaksi lebih kecil dari entalpi standar zat-zat hasil reaksi. Jadi, untuk perubahan tersebut zat-zat yang bereaksi memerlukan sejumlah energi agar berubah menjadi zat-zat hasil. Reaksi endoterm dapat diamati dengan turunnya suhu sistem, atau diperlukannya energi selama reaksi berlangsung (agar reaksi berlangsung zat harus dipanaskan terus sampai seluruh reaktan berubah menjadi zat hasil).



**Gambar 2.3** Diagram reaksi eksoterm



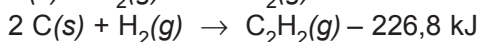
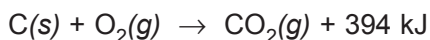
**Gambar 2.4** Diagram reaksi endoterm

Bila sistem menerima kalor, maka  $q$  bertanda positif, dan bila sistem melepaskan kalor, maka  $q$  bertanda negatif. Jika pada suatu proses kalor berpindah dari lingkungan ke sistem, maka proses itu disebut proses *endoterm*. Jika pada suatu proses kalor berpindah dari sistem ke lingkungan, maka proses itu disebut proses *eksoterm*.

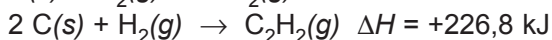
Pada reaksi eksoterm, karena mengeluarkan kalor maka entalpi standar hasil reaksi ( $H_h$ ) lebih kecil daripada entalpi standar pereaksi ( $H_p$ ), sehingga  $\Delta H$  negatif.  $\Delta H < 0$  (karena  $H_p > H_h$ )

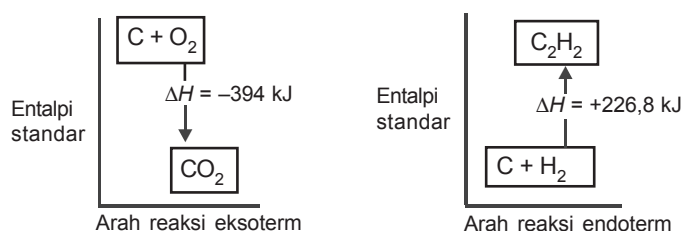
Pada reaksi endoterm, karena menyerap kalor dari lingkungan, maka entalpi standar hasil reaksi bertambah besar, sehingga  $H_h > H_p$ , jadi  $\Delta H$  positif.  $\Delta H > 0$  (karena  $H_p < H_h$ ).

Contoh penulisan persamaan reaksi dalam termokimia:



Ditulis





**Gambar 2.5** Diagram entalpi



## *C. Perubahan Entalpi Standar*

Kandungan entalpi standar yang terdapat dalam tiap zat dapat berubah-ubah jika suhunya mengalami perubahan. Contoh, jika suatu zat dipanaskan, zat tersebut akan menyerap energi panas lalu suhunya naik. Oleh karena untuk menaikkan suhu zat tersebut harus menyerap kalor, maka entalpi standar pada suhu yang lebih tinggi juga lebih besar. Berdasarkan hal ini perubahan entalpi standar suatu reaksi yang sama akan berbeda jika diukur pada suhu yang berbeda-beda.

Untuk memudahkan perhitungan-perhitungan termokimia ditetapkan entalpi standar. Entalpi standar ialah perubahan entalpi standar yang diukur pada kondisi standar, yaitu pada suhu 25 °C tekanan 1 atmosfer.

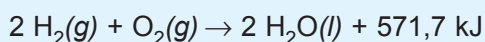
### **Macam-macam Perubahan Entalpi Standar**

Berdasarkan macam reaksi atau perubahan kimia yang terjadi, maka perubahan entalpi standar reaksi dibedakan sebagai berikut.

### 1. Perubahan entalpi standar pembentukan ( $\Delta H_f^\circ$ )

Perubahan entalpi standar pembentukan ialah perubahan entalpi standar pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya. Perubahan entalpi standar pembentukan dinyatakan dengan lambang  $\Delta H_f^\circ$ . Dalam hal ini  $\Delta H_f^\circ$  digunakan untuk senyawa. Harga  $\Delta H_f^\circ$  untuk unsur-unsur bebas adalah nol.

#### Contoh:



maka:

a. Kalor reaksi = +571,7 kJ

b.  $\Delta H_{\text{reaksi}} = -571,7 \text{ kJ}$

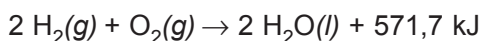
c. Kalor pembentukan  $\text{H}_2\text{O} = \frac{+571,7}{2} \text{ kJ/mol}$   
 $= +285,85 \text{ kJ/mol}$

d.  $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -285,85 \text{ kJ/mol}$

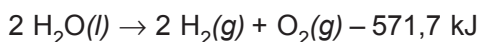
e. Reaksi pembentukan  $\text{H}_2\text{O}$  adalah reaksi eksoterm.

### 2. Perubahan entalpi standar penguraian ( $\Delta H_d^\circ$ )

Perubahan entalpi standar penguraian ialah perubahan entalpi standar pada penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya. Marquis de Laplace merumuskan, bahwa jumlah kalor yang dilepaskan pada pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya sama dengan jumlah kalor yang diperlukan pada penguraian senyawa tersebut menjadi unsur-unsurnya. Jadi, untuk reaksi pembentukan  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  ditulis sebagai berikut.



maka reaksi penguraian air dapat ditulis



a. Kalor reaksi = -571,7 kJ

b.  $\Delta H_{\text{reaksi}} = +571,7 \text{ kJ}$

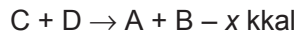
c. Kalor penguraian  $\text{H}_2\text{O} = \frac{+571,7}{2} \text{ kJ/mol}$   
 $= +285,85 \text{ kJ/mol}$

d.  $\Delta H$  penguraian  $\text{H}_2\text{O} = +285,85 \text{ kJ/mol}$

e. Reaksi penguraian  $\text{H}_2\text{O}$  ialah reaksi endoterm.

Hukum Marquis de Laplace berlaku untuk semua reaksi.

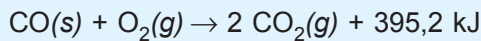
**Contoh:**  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D} + x \text{ kkal}$  maka



### 3. Perubahan entalpi standar pembakaran ( $\Delta H_c^\circ$ )

Perubahan entalpi standar pembakaran ialah perubahan entalpi standar pada pembakaran sempurna 1 mol zat. Perubahan entalpi standar pembakaran dinyatakan dengan lambang  $\Delta H_c^\circ$ .

**Contoh:**



a. Kalor reaksi = +395,2 kJ

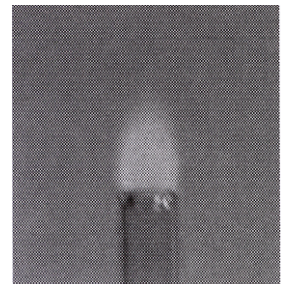
b.  $\Delta H_{\text{reaksi}} = -395,2 \text{ kJ}$

c. Kalor pembakaran CO = +395,2 kJ/mol

d.  $\Delta H_c^\circ \text{ CO} = -395,2 \text{ kJ/mol}$

e. Reaksi pembakaran CO adalah reaksi eksoterm.

f. Reaksi pembakaran CO, merupakan reaksi pembentukan  $\text{CO}_2$ , karena koefisien CO dan  $\text{CO}_2$  pada reaksi ini 2x, maka  $\Delta H_c^\circ \text{ C} = 2 \times \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -790,4 \text{ kJ/mol}$ .



**Gambar 2.6** Karbon monoksida terbakar di udara membentuk karbon dioksida

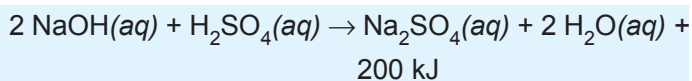
*Sumber: Chang, Kimia Dasar Konsep-konsep Inti*

### 4. Perubahan entalpi standar netralisasi

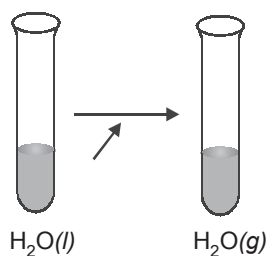
Perubahan entalpi standar netralisasi ialah perubahan entalpi standar pada penetralan 1 mol asam oleh basa atau 1 mol basa oleh asam. Perubahan entalpi standar netralisasi dinyatakan dengan notasi  $\Delta H_n$ .



**Contoh:**



- a. Kalor reaksi = +200 kJ
- b.  $\Delta H_{\text{reaksi}} = -200 \text{ kJ}$
- c.  $\Delta H_n^\circ \text{NaOH} = \frac{-200 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -100 \text{ kJ/mol}$
- d.  $\Delta H_n^\circ \text{H}_2\text{SO}_4 = -200 \text{ kJ/mol}$

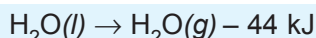


**Gambar 2.7**  
Proses  $\Delta H_v^\circ$

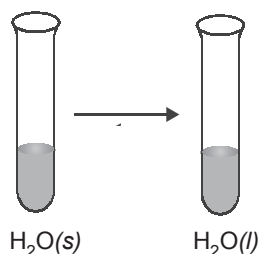
**5. Perubahan entalpi standar penguapan ( $\Delta H_v^\circ$ )**

Perubahan entalpi standar penguapan ialah perubahan entalpi standar reaksi pada penguapan 1 mol zat dalam fase cair menjadi zat dalam fase gas pada titik didihnya.

**Contoh:**



- a. Kalor reaksi = -44 kJ
- b.  $\Delta H_{\text{reaksi}} = +44 \text{ kJ}$
- c.  $\Delta H$  penguapan air = +44 kJ/mol

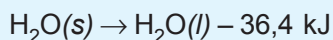


**Gambar 2.8**  
Proses  $\Delta H_f^\circ$

**6. Perubahan entalpi standar pencairan ( $\Delta H_f^\circ$ )**

Perubahan entalpi standar pencairan ialah perubahan entalpi standar reaksi pada pencairan 1 mol zat dalam fase padat menjadi zat dalam fase cair pada titik leburnya.

**Contoh:**



- a. Kalor reaksi = -36,4 kJ
- b.  $\Delta H_{\text{reaksi}} = +36,4 \text{ kJ}$
- c.  $\Delta H$  pencairan  $\text{H}_2\text{O} = +36,4 \text{ kJ/mol}$

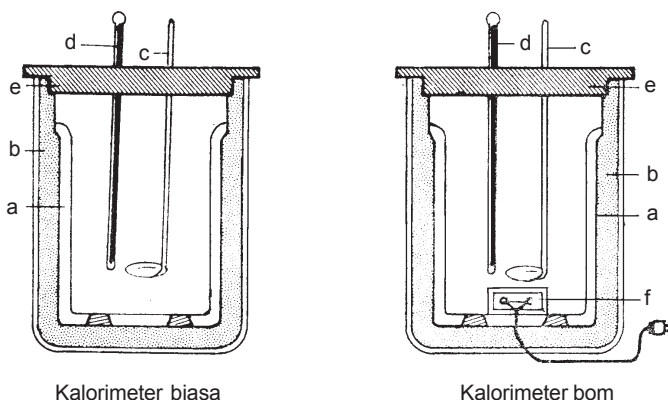


## D. Menentukan $\Delta H$ Reaksi Secara Eksperimen

Kalor reaksi suatu reaksi kimia dapat kita tentukan secara eksperimen (percobaan) dengan menggunakan kalorimeter biasa atau kalorimeter bom.

Kalorimeter bom ialah kalorimeter biasa yang dilengkapi dengan tungku elektrode listrik untuk proses pembakaran.

Proses dalam kalorimeter adalah proses adiabatik, artinya tidak ada energi yang lepas atau masuk dari luar. Karena pengukuran  $\Delta H$  selalu dilakukan pada tekanan tetap, maka reaksi yang berlangsung dalam kalorimeter tidak boleh mempengaruhi tekanan gas dalam ruang kalorimeter.



*Keterangan:*

- a = kalorimeter
- b = penyekat
- c = pengaduk
- d = termometer
- e = tutup kalorimeter
- f = tungku dengan elektrode

**Gambar 2.9** Kalorimeter



### **Penentuan Perubahan Entalpi Reaksi**

**Tujuan:** Mengamati  $\Delta H$  reaksi antara NaOH padat dengan larutan HCl dengan dua cara.

#### **Alat dan Bahan**

1. 2 gelas ukur 100 mL
2. 3 gelas kimia 250 mL
3. 1 bejana pendingin
4. 2 gelas kimia 100 mL
5. 50 mL air suling
6. 1 termometer
7. Neraca
8. 4 gram NaOH padat (p.a)
9. 100 mL larutan HCl 0,5 M
10. 50 mL larutan HCl 1,0 M

#### **Cara Kerja**

##### *Reaksi 1*

1. Masukkan 100 mL larutan HCl 0,5 M ke dalam kalorimeter (gelas kimia) dan catat suhunya sebagai suhu awal.
2. Timbang 2 gram NaOH padat.
3. Masukkan NaOH padat itu ke dalam kalorimeter tersebut dan catat suhu mantap yang dicapai sesudah semua NaOH itu larut (sebagai suhu akhir).

##### *Reaksi 2.a.*

Dengan cara yang sama seperti reaksi 1 tentukan kenaikan suhu pada pelarutan 2 gram NaOH padat dalam 50 mL air.

##### *Reaksi 2.b.*

1. Pindahkan larutan NaOH dari reaksi 2.a. ke dalam suatu gelas kimia. Masukkan 50 mL larutan HCl 1 M ke dalam gelas kimia lain. Letakkan kedua gelas kimia itu ke dalam bejana berisi air sampai suhu kedua larutan itu sama. Catat suhu itu sebagai suhu awal.

- Tuangkan kedua larutan ke dalam kalorimeter. Guncangkan kalorimeter dan catat suhu mantap yang dicapai (sebagai suhu akhir).

### Catatan

Perhitungan perubahan entalpi pada reaksi ini dianggap bahwa:

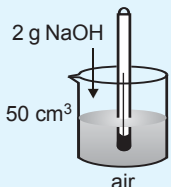
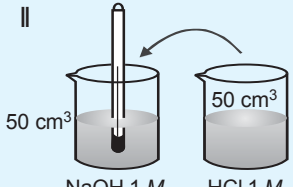
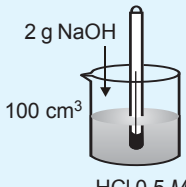
- volume larutan = volume air, dan
- pertukaran energi melalui dinding gelas kimia dapat diabaikan.

### Hasil Pengamatan

Jumlah NaOH yang digunakan

Reaksi 1	Reaksi 2.a.	Reaksi 2.b.
... gram ... mol	... gram ... mol	... gram ... mol

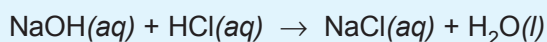
Perubahan suhu yang terjadi

I	II	III
 <p>2 g NaOH 50 cm<sup>3</sup> air</p>	 <p>50 cm<sup>3</sup> NaOH 1 M 50 cm<sup>3</sup> HCl 1 M</p>	 <p>2 g NaOH 100 cm<sup>3</sup> HCl 0,5 M</p>
$\text{NaOH}(s) \xrightarrow{\text{air}} \dots$ $t_{\text{air}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{akhir}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$	$\text{NaOH}(aq) + \text{HCl}(aq) \longrightarrow \dots + \dots$ $t_{\text{NaOH}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{HCl}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{awal}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{akhir}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$	$\text{NaOH}(s) + \text{HCl}(aq) \longrightarrow \dots + \dots$ $t_{\text{HCl}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ $t_{\text{akhir}} : \dots \text{ } ^\circ\text{C}$
$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$ = ..... = .....	$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$ = ..... = .....	$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$ = ..... = .....

mol NaOH = .....	mol HCl = ..... mol NaOH = .....	mol HCl = ..... mol NaOH = .....
$\Delta H_1$ per mol = ..... = ..... kJ	$\Delta H_2$ per mol = ..... = ..... kJ	$\Delta H_3$ per mol = ..... = ..... kJ

### Contoh soal:

Bila 50 mL larutan NaOH 1 M direaksikan dengan 50 mL larutan HCl 1 M ke dalam alat kalorimeter menyebabkan kenaikan suhu pada kalorimeter dari 29 °C menjadi 35,5 °C. Bila kalor jenis larutan dianggap sama dengan air yaitu 4,2 joule/g°C, maka tentukan harga perubahan entalpi standar reaksi berikut!



Jawab:

$$\begin{aligned} Q &= m \cdot c \cdot \Delta t \\ &= 100 \text{ g} \cdot 4,2 \text{ J/g} \cdot 6,5 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 2.730 \text{ joule} \\ &= 2,73 \text{ kJ}/0,05 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{maka } \Delta H_{\text{reaksi}} = \frac{1}{0,05} \times -2,73 \text{ kJ} = -54,6 \text{ kJmol}^{-1}$$



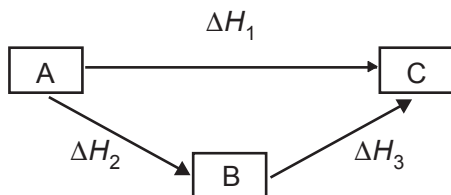
## E. Hukum Hess

Berdasarkan percobaan-percobaan yang telah dilakukannya, pada tahun 1840 Germain Hess (1802–1850) merumuskan:

Perubahan entalpi standar suatu reaksi kimia hanya ditentukan oleh keadaan awal dan akhir reaksi, tidak tergantung dari jalan untuk mencapai keadaan akhir.

Hukum Hess dapat digambarkan secara skematis sebagai berikut.

Diketahui diagram Hess reaksi  $A \rightarrow C$

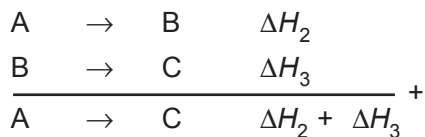


Perubahan A menjadi C dapat berlangsung 2 tahap.

Tahap I (secara langsung)



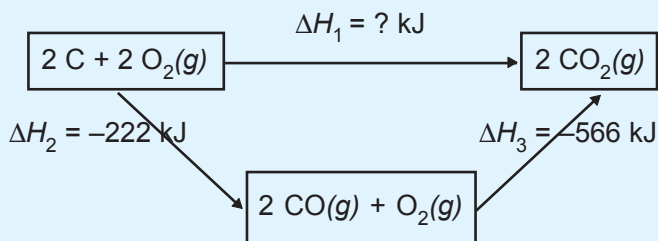
Tahap II (secara tidak langsung)



Berdasarkan Hukum Hess maka harga  $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

### Contoh soal

1. Diketahui diagram siklus Hess



Tentukan entalpi standar pembentukan gas  $\text{CO}_2$ !

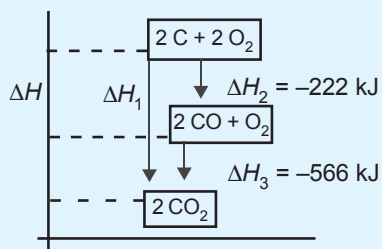
*Jawab:*

Menurut Hukum Hess:

$$\begin{aligned}\Delta H_1 &= \Delta H_2 + \Delta H_3 \\ &= -222 + (-566) \text{ kJ} \\ &= -788 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\text{maka } \Delta H_f^\circ \text{ gas CO}_2 = -\frac{788}{2} = -394 \text{ kJmol}^{-1}$$

2. Diketahui diagram tingkat energi



Tentukan entalpi standar pembentukan gas CO<sub>2</sub>!

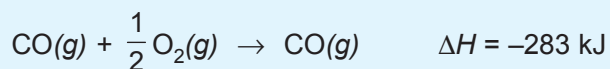
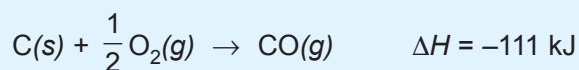
*Jawab:*

Menurut Hukum Hess

$$\begin{aligned}\Delta H_1 &= \Delta H_2 + \Delta H_3 \\ &= -222 + (-566) \text{ kJ} \\ &= -788 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\text{maka } \Delta H_f^\circ \text{ gas CO}_2 = -\frac{788}{2} = -394 \text{ kJmol}^{-1}$$

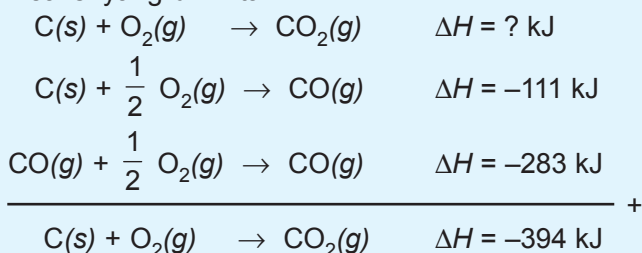
3. Diketahui persamaan termokimia



Tentukan perubahan entalpi standar pembentukan gas CO<sub>2</sub>!

Jawab:

Reaksi yang diminta:



Harga  $\Delta H$  reaksi dapat dihitung dengan menggunakan data perubahan entalpi standar pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ )

Rumus:  $\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{produk}} - \Delta H_{\text{reaktan}}$

Contoh soal:

Diketahui  $\Delta H_f^\circ \text{CH}_4 = -79,3 \text{ kJ}$   
 $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -393,52 \text{ kJ}$   
 $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -296,0 \text{ kJ}$

Tentukan  $\Delta H_c^\circ$  gas  $\text{CH}_4$ !

Jawab:

Reaksi yang diminta:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reaksi}} &= \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 + 2 (\text{H}_2\text{O})) - \Delta H_f^\circ (\text{CH}_4 + 2 (\text{O}_2)) \\ &= (-393,52) + 2(-286) - (-79,3) \text{ kJ} \\ &= (-965,52 + 79,3) \text{ kJ} \\ &= -886,22 \text{ kJ} \end{aligned}$$



## ***F. Menghitung $\Delta H$ Reaksi dengan Menggunakan Data Energi Ikatan***

Reaksi kimia terjadi karena pemutusan ikatan-ikatan lama dan pembentukan ikatan baru. Pada pemutusan ikatan diperlukan energi sedangkan pada pembentukan dibebaskan energi.



Energi ikatan ialah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol suatu senyawa berwujud gas pada keadaan standar menjadi atom-atom gasnya.

Sebagai contoh untuk memutuskan ikatan 1 mol gas  $H_2$  menjadi atom-atom H bebas diperlukan energi sebesar 104 kkal. Berarti energi ikatan H–H dalam molekul  $H_2$  adalah 104 kkal.

Maka reaksi penguraian  $H_2$  dapat ditulis:

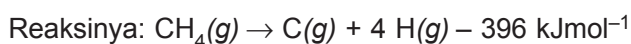


### 1. Energi ikatan rata-rata

Energi ikatan rata-rata ialah energi rata-rata yang diperlukan untuk memutuskan suatu ikatan dalam suatu senyawa.

#### Contoh:

Pada penguraian 1 mol gas  $CH_4$  menjadi atom-atomnya diperlukan 396 kkal.



Dalam molekul  $CH_4$  ada 4 ikatan CH.

Jadi, energi ikatan rata-rata C–H =  $\frac{-396}{4}$  kkal =  $-99 \text{ kJmol}^{-1}$ .

### 2. Energi atomisasi

Energi atomisasi adalah energi yang diperlukan untuk memecah molekul suatu senyawa dalam fase gas. Untuk molekul diatomik seperti  $O_2$ ,  $H_2$ , HBr yang mempunyai satu ikatan saja, energi atomisasinya sama dengan energi ikatannya.

Energi atomisasi merupakan jumlah dari seluruh energi ikatan yang terdapat dalam 1 mol senyawa.

#### Contoh soal:

Energi ikatan N – H sebesar  $93 \text{ kJmol}^{-1}$ . Dalam molekul  $NH_3$  energi atomisasinya (ada 3 ikatan N – H) adalah  $3 \times 93 \text{ kJmol}^{-1} = 279 \text{ kJmol}^{-1}$ .

Satuan untuk energi ikatan sama seperti satuan perubahan entapi, yaitu dalam kalori atau joule, dalam satuan yang lebih besar dinyatakan dalam kkal atau kilojoule. Bedanya pada energi ikatan besar satuan tidak disertai tanda aljabar. Tanda aljabar + (plus) atau - (min) baru digunakan setelah diketahui proses apakah pemutusan atau pembentukan ikatan.

Penentuan energi ikatan dilakukan dengan cara menguraikan molekul senyawa dalam fase gas menjadi atom-atomnya, mengukur berapa kalor yang diperlukan untuk pemutusan ikatan tersebut pada keadaan standar (25 °C, 1 atm).

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

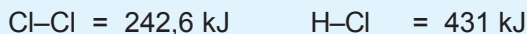
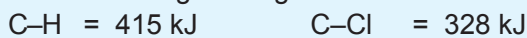
**Tabel 2.1** Energi ikatan

Ikatan	Energi (kJmol <sup>-1</sup> )	Ikatan	Energi (kJmol <sup>-1</sup> )	Ikatan	Energi (kJmol <sup>-1</sup> )
H – H	435	C – Br	276	C – I	218
O = O	498,3	Cl – Br	218,6	N – O	222
N ≡ N	945,3	Cl – I	210,3	N – F	272
F – F	157	C – H	415	N – Cl	201
Cl – Cl	242,6	C – C	348	N – Br	163
Br – Br	193,9	C – Cl	328	O – O	138
I – I	152,6	N – H	391	O – F	184
Cl – F	254,3	O – H	463	O – Cl	205
H – S	339	C = C	607	O – Br	201
H – F	565	C ≡ C	833	O – I	201
H – Cl	431	C – O	356	S – S	226
H – Br	368	C = O	724	S – F	326
H – I	297	C – N	292	S – Br	213
C – S	289	C = N	619	S – C	272
C – F	485	C ≡ N	879	N – N	298

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

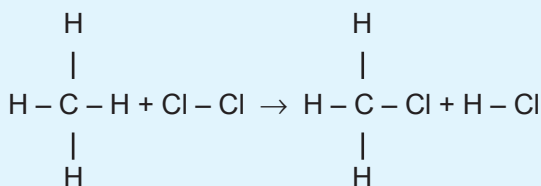
### Contoh:

Diketahui harga energi ikatan rata-rata:



Tentukan  $\Delta H_{\text{reaksi}}$   $\text{CH}_4(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(g) + \text{HCl}(g)$ !

Jawab:



$$\begin{aligned} \Delta H &= [4(\text{C}-\text{H}) + 1(\text{Cl}-\text{Cl})] - [3(\text{C}-\text{H}) + 1(\text{C}-\text{Cl}) \\ &\quad + (\text{H}-\text{Cl})] \\ &= (4(415) + 242,6) - (3(415) + 328 + 431) \text{ kJ} \\ &= (1.660 + 242,6) - (1.245 + 759) \text{ kJ} \\ &= (1.902,6 - 2.004) \text{ kJ} \\ &= -101,4 \text{ kJmol}^{-1} \end{aligned}$$



## G. Kalor yang Dihasilkan Bahan Bakar

Bahan bakar yang banyak digunakan untuk berbagai keperluan sangat banyak macam dan ragamnya. Kalor yang dihasilkan tiap bahan bakar berbeda-beda. Pada uraian ini akan dibahas kalor yang dihasilkan pada pembakaran beberapa bahan bakar dan membandingkan satu dengan lainnya untuk mengetahui bahan bakar mana yang paling ekonomis untuk digunakan.

Bahan bakar yang akan dibandingkan ialah arang kayu, etanol (alkohol), dan gas LPG. Arang kayu dianggap mengandung 60% karbon dan gas LPG dianggap berisi 40% etana dan 60% butana.

### Untuk arang kayu

Harga 1 kg arang kayu Rp 400,00.

1 kg arang kayu mengandung:

$$= 60\% \times 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$= 600 \text{ gram C.}$$

$$= 600 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}}$$

$$= 50 \text{ mol C}$$

Jika kalor pembakaran C = 395,2 kJmol<sup>-1</sup>; maka 50 mol C menghasilkan kalor sebanyak = 50 mol × 395,2 kJmol<sup>-1</sup>  
= 19.760 kJ.

Jadi, 1 kg arang kayu menghasilkan = 19.760 kJ

Karena 1 kg arang kayu Rp 400,00, berarti tiap rupiah menghasilkan kalor sebanyak 49,4 kJ/Rp.

### Untuk gas elpiji

$$1 \text{ kg gas LPG berisi} = 40\% \times 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$= 400 \text{ gram etana (C}_2\text{H}_6\text{)}$$

$$= 400 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{30 \text{ g}}$$

$$= 13,33 \text{ mol C}_2\text{H}_6$$

$$\text{Berat gas butana} = 60\% \times 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$= 600 \text{ gram}$$

$$= 600 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}}$$

$$= 10,34 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

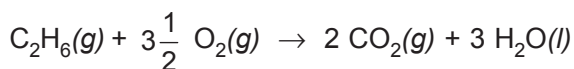
Jika  $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -395,2 \text{ kJmol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} = -286,9 \text{ kJmol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ \text{ C}_2\text{H}_6 = -84,8 \text{ kJmol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ \text{ C}_4\text{H}_{10} = -114,3 \text{ kJmol}^{-1}$

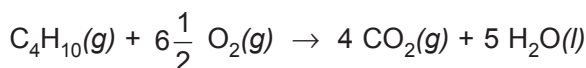
Reaksi pembakaran etana.



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}} \\ &= 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6 \\ &= 2(-395,2) + 3(-286,9) - (-84,8) \\ &= -1.566,3 \text{ kJ}\end{aligned}$$

1 mol  $\text{C}_2\text{H}_6$  menghasilkan kalor sebanyak 1.566,3 kJ  
13,33 mol  $\text{C}_2\text{H}_6$  menghasilkan kalor = 20.878,78 kJ

Reaksi pembakaran butana:

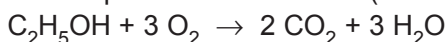


$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= 4 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 5 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10} \\ &= 4(-395,2) + 5(-286,9) - (-114,3) \\ &= 2.901 \text{ kJ}\end{aligned}$$

1 mol  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  menghasilkan kalor sebanyak 2.901 kJ  
10,34 mol  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  menghasilkan kalor = 29.996,34 kJ  
Jadi, kalor yang dihasilkan pada pembakaran 1 kg gas LPG adalah (20.878,78 + 29.996,34) kJ = 50.875,12 kJ  
Jika 1 kg gas LPG harganya Rp 900,00, berarti tiap rupiah menghasilkan kalor sebanyak 56,49 kJ/Rp.

### Untuk alkohol

Reaksi pembakaran alkohol (etanol)



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ &= 2(-395,2) + 3(-286,9) - (-278,9) \\ &= -1.372,2 \text{ kJ}\end{aligned}$$

1 mol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  menghasilkan kalor sebanyak 1.372,2 kJ

$$1 \text{ kg etanol} = 1 \text{ kg} \times \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 21,74 \text{ mol}$$

Jadi, 1 kg etanol menghasilkan =  $21,74 \text{ mol} \times 1.372,2 \text{ kJmol}^{-1}$   
= 29.831,62 kJ.

Jika harga 1 kg alkohol Rp 2.100,00, maka tiap rupiah menghasilkan kalor sebanyak 14,20 kJ/Rp.

Dengan melakukan perhitungan seperti di atas dapat diketahui bahan-bahan mana yang paling ekonomis. Tentu saja dalam memilih bahan bakar selain dilihat dari segi ekonomisnya tentu faktor-faktor lain perlu juga diperhitungkan misalnya faktor kebersihan dan kepraktisan. Bahan bakar sewaktu digunakan ada yang menimbulkan asap tebal/jelaga/debu.

### Dampak pembakaran tidak sempurna

Pembakaran sempurna senyawa karbon menghasilkan gas  $\text{CO}_2$  dan uap air. Pada proses pembakaran yang tidak sempurna dapat terbentuk gas karbon monoksida (CO) dan serbuk karbon (jelaga). Gas karbon monoksida yang terbentuk pada proses pembakaran tidak sempurna sangat berbahaya bagi makhluk hidup (manusia dan hewan) karena gas CO sangat mudah diikat oleh hemoglobin membentuk COHb, sehingga hemoglobin tidak dapat mengikat gas oksigen untuk didistribusikan ke bagian tubuh. Apabila kita menghirup udara yang mengandung gas CO dengan kadar  $\pm 100$  ppm dalam waktu 5 menit akan timbul gejala keracunan CO. Tanda-tandanya keracunan gas CO badan gemetar kemudian pingsan dan jika tidak cepat ditolong akan menjadi koma dan berakhir dengan kematian.

Selain terbentuknya gas CO yang beracun pada proses pembakaran tak sempurna juga menyebabkan berkurangnya jumlah kalor yang dihasilkan pada proses pembakaran tak sempurna.

### Contoh soal:

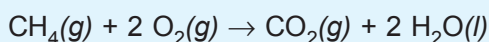
Jika diketahui  $\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(g) = -75,18 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) = -94,1 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l) = -68,4 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ \text{CO}(g) = -26,4 \text{ kJ/mol}$

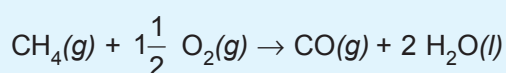
Pembakaran sempurna  $\text{CH}_4$  berlangsung menurut reaksi:



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= \Delta H_{\text{hasil}} - \Delta H_{\text{reaktan}} \\ &= (-94,1) - 2(-68,4) - (-75,18) \\ &= -155,77 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Pada pembakaran sempurna  $\text{CH}_4$ , tiap mol  $\text{CH}_4$  menghasilkan 155,72 kJ.

Pembakaran  $\text{CH}_4$  tak sempurna berlangsung menurut reaksi:



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reaksi}} &= (-26,4) + 2(-68,4) - (75,18) \\ &= 88,02 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Pada pembakaran tak sempurna, 1 mol  $\text{CH}_4$  hanya menghasilkan 88,02 kJ.

Berdasarkan contoh ini dapat diketahui makin tidak sempurna proses pembakaran makin sedikit energi yang dihasilkan.



#### 1. Asas Kekekalan Energi:

Hukum Termodinamika I: Energi tidak dapat dimusnahkan atau diciptakan, energi alam semesta adalah kekal dan hanya dapat berpindah dari satu wujud ke wujud lainnya.

2. Reaksi eksoterm yaitu reaksi yang melepaskan kalor dari sistem ke lingkungan.
3. Reaksi endoterm yaitu reaksi yang menerima atau menyerap kalor dari lingkungan ke sistem.

4. Sistem adalah zat yang ada dalam wadah yang kita amati.
5. Lingkungan adalah batas dari suatu sistem.
6. Entalpi standar ( $H$ ) adalah energi yang terkandung dalam suatu zat pada tekanan yang tetap.
7. Perubahan entalpi standar ( $\Delta H$ ) adalah perubahan panas atau kalor yang menyertai perubahan kimia pada tekanan tetap.  $\Delta H = H_2 - H_1$ .
8. Penulisan kalor reaksi dengan menggunakan harga  $\Delta H$ .  
Reaksi eksoterm memiliki  $\Delta H$  negatif.  
Reaksi endoterm memiliki  $\Delta H$  positif.
9. Satuan energi yang sering dipakai adalah kalori atau joule.
10. Perubahan entalpi standar pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ ), adalah kalor yang dilepaskan atau diserap (perubahan entalpi standar) pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya pada reaksi yang dilakukan pada suhu  $25^\circ\text{C}$  dan tekanan 1 atm atau pada keadaan standar.
11. Perubahan entalpi penguraian standar ( $\Delta H_d^\circ$ ).  
Reaksi penguraian adalah kebalikan dari reaksi pembentukan, jadi entalpi standar perubahan penguraian suatu senyawa sama dengan entalpi standar pembentukan dengan perubahan tanda yang berlawanan.
12. Perubahan entalpi pembakaran standar ( $\Delta H_c^\circ$ ), adalah perubahan entalpi standar pada pembakaran sempurna 1 mol suatu zat yang diukur pada  $298\text{ K}$  ( $25^\circ\text{C}$ ) dan 1 atm.
13. Penentuan kalor reaksi:  
Untuk menentukan jumlah kalor yang diserap secara matematika dapat digunakan rumus:
 
$$Q = m \times c \times \Delta t$$
 Alat percobaan yang digunakan untuk menentukan kalor disebut kalorimeter.
14. Hukum Hess atau  $H$  penjumlahan kalor:  
Perubahan entalpi standar reaksi hanya tergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir sistem dan tidak tergantung pada jalannya reaksi.



15. Harga  $\Delta H$  reaksi dapat dihitung dengan menggunakan data-data entalpi standar pembentukan.

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produk} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reaktan}$$

16. Energi ikatan adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol senyawa berwujud gas menjadi atom-atom gas pada keadaan standar.

17. Menghitung  $\Delta H$  reaksi berdasarkan data energi ikatan:

$$\Delta H = \sum \Delta H \text{ pemutusan ikatan} - \sum \Delta H \text{ pembentukan ikatan}$$