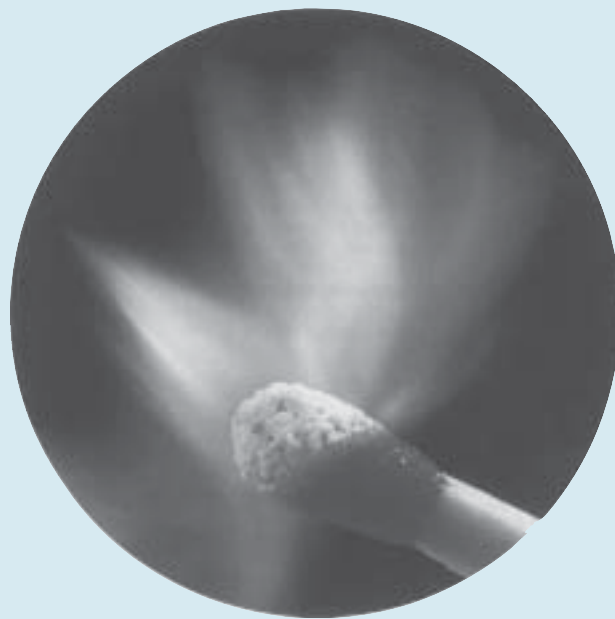


Bab III

Termokimia



Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

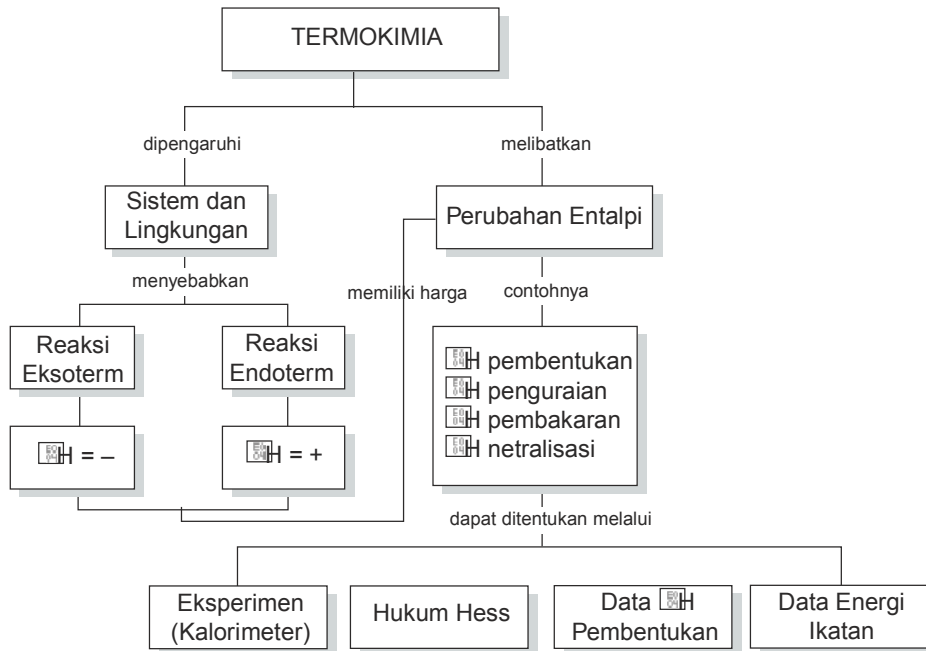
Ketika batang korek api dinyalakan terjadi reaksi kimia dan pelepasan energi.

TUJUAN PEMBELAJARAN

Setelah mengikuti pembelajaran siswa dapat :

1. menjelaskan pengertian entalpi suatu zat dan perubahannya,
2. menjelaskan pengertian reaksi eksoterm dan endoterm,
3. menentukan ΔH reaksi berdasarkan eksperimen kalorimeter dan hukum Hess,
4. menentukan ΔH reaksi berdasarkan data perubahan entalpi pembentukan standar dan data energi ikatan.

PETA KONSEP



Untuk memasak makanan diperlukan energi panas. Energi panas ini dapat diperoleh dari pembakaran bahan bakar gas, minyak tanah, atau kayu bakar. Untuk menjalankan mesin-mesin di pabrik dan alat transportasi juga diperlukan energi yang diperoleh dari bahan bakar.

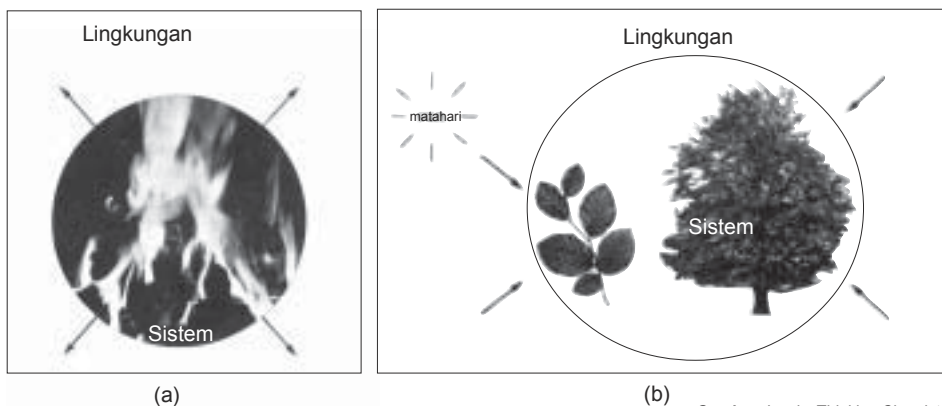
Bahan bakar merupakan salah satu contoh sumber energi panas. Energi yang terkandung dalam suatu zat disebut *entalpi* dengan lambang H . Setiap reaksi kimia selalu disertai perubahan entalpi (ΔH). Pada reaksi kimia energi yang dilepaskan maupun diserap berbentuk kalor. Kalor dapat berpindah dari sistem ke lingkungan atau dari lingkungan ke sistem.

Pada bab ini akan diuraikan tentang sistem dan lingkungan, perubahan entalpi, penentuan ΔH reaksi, dan dampak pembakaran bahan bakar terhadap lingkungan.

A. Sistem dan Lingkungan

Matahari adalah ciptaan Tuhan yang merupakan sumber energi bagi alam semesta baik berupa energi panas maupun energi cahaya. Tumbuhan hijau menyerap cahaya matahari dan mengubah zat-zat pada daun menjadi karbohidrat melalui fotosintesis. Karbohidrat merupakan sumber energi bagi makhluk hidup. Peristiwa ini merupakan salah satu contoh hukum kekekalan energi yaitu energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, energi dapat diubah dari suatu bentuk energi menjadi bentuk yang lain.

Peristiwa lain yang menunjukkan hukum kekekalan energi pada kimia, misalnya batu baterai dapat menyalakan lampu senter. Pada batu baterai reaksi kimia yang terjadi menghasilkan energi listrik, kemudian energi listrik berubah menjadi energi cahaya. Pada proses-proses tersebut tidak ada energi yang hilang tetapi energi berubah ke bentuk energi lain. Terjadinya perpindahan energi pada sistem dan lingkungan dapat digambarkan seperti Gambar 3.1.



Sumber: Lewis, *Thinking Chemistry*

Gambar 3.1 (a) Perpindahan energi dari sistem ke lingkungan
(b) Perpindahan energi dari lingkungan ke sistem

Pada Gambar 3.1(a), bahan bakar bereaksi dengan gas oksigen di udara dan menimbulkan panas di sekelilingnya. Pada proses ini terjadi perpindahan energi dari *sistem ke lingkungan*.

Pada Gambar 3.1(b), daun yang berklorofil berfungsi sebagai sistem akan menyerap sinar matahari dan CO₂ dari lingkungan, karbon dioksida bereaksi dengan air membentuk karbohidrat dan gas oksigen dalam proses fotosintesis. Pada proses ini terjadi perpindahan energi dari lingkungan ke sistem. Berdasarkan ini maka *sistem* adalah segala sesuatu yang dipelajari perubahannya, sedangkan *lingkungan* adalah segala yang berada di sekeliling sistem. Dalam ilmu kimia, sistem adalah sejumlah zat yang bereaksi, sedangkan lingkungan adalah segala sesuatu di luar zat-zat tersebut misalnya tabung reaksi.

B. Perubahan Entalpi

Energi yang terkandung di dalam suatu sistem atau zat disebut *entalpi* (H). Entalpi merupakan sifat ekstensif dari materi maka bergantung pada jumlah mol zat.

Entalpi suatu sistem tidak dapat diukur, yang dapat diukur adalah perubahan entalpi yang menyertai perubahan zat, karena itu kita dapat menentukan entalpi yang dilepaskan atau diserap pada saat terjadi reaksi.

Perubahan energi pada suatu reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap disebut *perubahan entalpi*. Perubahan entalpi dinyatakan dengan lambang ΔH , dengan satuan Joule dan kilo Joule.

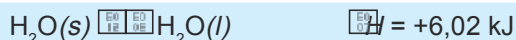
Contoh:

Entalpi air ditulis H_{H₂O}. Air dapat berwujud cair dan padat. Entalpi yang dimilikinya berbeda, H_{H₂O(l)} lebih besar daripada H_{H₂O(s)}. Oleh karena itu untuk mengubah es menjadi air diperlukan energi dari lingkungan.

Harga ΔH pada peristiwa perubahan es menjadi air adalah:

$$\Delta H = H_{\text{H}_2\text{O}(l)} - H_{\text{H}_2\text{O}(s)}$$

Perubahan ini dapat ditulis dalam suatu persamaan reaksi yang disebut persamaan termokimia sebagai berikut.



Berdasarkan perubahan entalpi, dikenal dua macam reaksi yaitu *reaksi eksoterm* dan *reaksi endoterm*.

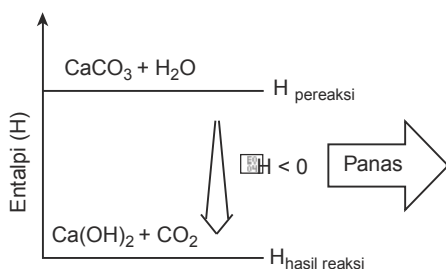
1. Reaksi Eksoterm

Pernahkah kamu memasukkan bongkahan batu kapur ke dalam air? Pada air lama-lama akan terjadi gelembung-gelembung gas dan campuran air dengan kapur menghasilkan panas.

Panas dihasilkan dari zat-zat bereaksi yang merupakan sistem kemudian dilepaskan ke lingkungan. Reaksi ini termasuk *reaksi eksoterm*. Pada reaksi eksoterm energi panas atau kalor berpindah dari sistem ke lingkungan.

Entalpi sistem sebelum reaksi lebih besar daripada sesudah reaksi atau

$$H_{\text{pereaksi}} > H_{\text{hasil reaksi}}$$

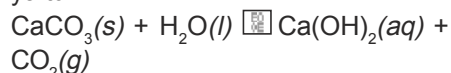


Sumber: Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*

Gambar 3.2 Proses eksoterm

Perubahan entalpi sistem menjadi lebih kecil dari 0 atau $\Delta H = -$.

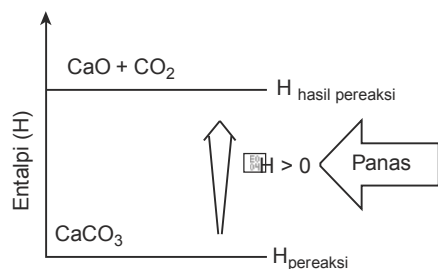
Penulisan persamaan termokimianya yaitu:



$$\Delta H = -97,37 \text{ kJ}$$

Proses eksoterm dapat digambarkan seperti Gambar 3.2.

2. Reaksi Endoterm



Sumber: Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*

Gambar 3.3 Proses endoterm

Reaksi endoterm kebalikan dari reaksi eksoterm. Pada *reaksi endoterm* sistem menyerap panas dari lingkungan. Entalpi sistem sesudah reaksi lebih besar daripada sebelum reaksi:

$$H_{\text{pereaksi}} < H_{\text{hasil reaksi}}$$

Perubahan entalpi sistem menjadi lebih besar dari 0 atau $\Delta H = +$.

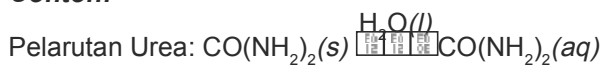
Perhatikan proses endoterm pada reaksi CaCO_3 menjadi $\text{CaO} + \text{CO}_2$ pada Gambar 3.3.

Untuk mengubah $\text{CaCO}_3(s)$ menjadi batu gamping (CaO) dan gas CO_2 diperlukan energi panas. Persamaan termokimianya:

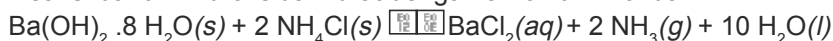


Reaksi endoterm ada juga yang berlangsung spontan, sistem dengan sendirinya menyerap kalor dari lingkungan. Pada proses ini akan terjadi penurunan suhu lingkungan, jadi kalau kita pegang wadah sistem akan terasa dingin.

Contoh:



Reaksi barium hidroksida hidrat dengan amonium klorida.



Latihan 3.1

Selesaikan soal-soal berikut!

1. Jika kamu pegang gelas yang berisi air es, kamu akan merasakan dingin di tangan.
 - a. Pada peristiwa tersebut mana yang berperan sebagai sistem dan lingkungan?
 - b. Sebutkan jenis reaksi yang terjadi selama peristiwa berlangsung! Jelaskan mengapa dingin!
2. Apakah proses berikut termasuk reaksi eksoterm atau endoterm?
 - a. Fotosintesis
 - b. Gas terbakar
 - c. Air menguap
 - d. Es mencair
 - e. Alkohol menguap

3. Macam-Macam Perubahan Entalpi (ΔH)

Besarnya perubahan entalpi suatu reaksi bergantung pada jumlah zat yang bereaksi, wujud zat, suhu, dan tekanan, maka perubahan entalpi dihitung berdasarkan keadaan standar yaitu keadaan pada suhu dan tekanan standar pada suhu 25°C (298 K) dan tekanan 1 atm.

Perubahan entalpi reaksi ada yang berupa perubahan entalpi pembentukan (ΔH_f), perubahan entalpi penguraian (ΔH_d), perubahan entalpi pembakaran (ΔH_c), dan perubahan entalpi netralisasi (ΔH_n).

a. Perubahan Entalpi Pembentukan Standar (ΔH_f)

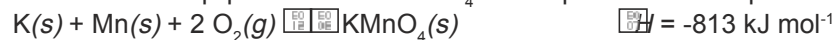
Perubahan entalpi pembentukan standar, ΔH_f suatu zat adalah perubahan entalpi yang terjadi pada pembentukan 1 mol zat dari unsur-unsurnya diukur pada keadaan standar.

Contoh:

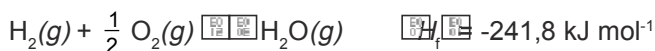
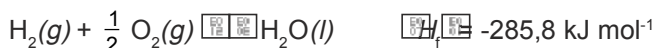
- 1) Perubahan entalpi pembentukan AgCl adalah perubahan entalpi dari reaksi:



- 2) Perubahan entalpi pembentukan KMnO_4 adalah perubahan entalpi dari reaksi:



ΔH_f bergantung pada wujud zat yang dihasilkan, misalnya:



ΔH_f air dalam wujud cair berbeda dengan ΔH_f air dalam wujud padat.

Berdasarkan perjanjian, $\Delta_f H^\circ$ unsur = 0 pada semua temperatur, misalnya:

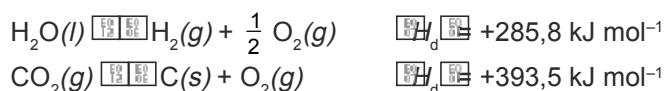


b. Perubahan Entalpi Penguraian Standar $\Delta_d H^\circ$

Perubahan entalpi penguraian standar merupakan kebalikan dari perubahan entalpi pembentukan.

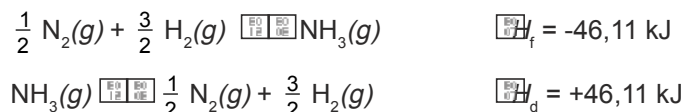
$\Delta_d H^\circ$ suatu zat adalah perubahan entalpi yang terjadi pada reaksi penguraian 1 mol zat menjadi unsur-unsur pada keadaan standar.

Contoh:



Marquis de Laplace dari Prancis dalam penelitiannya menemukan bahwa jumlah kalor yang dibebaskan pada pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya sama dengan jumlah kalor yang diperlukan pada penguraian senyawa tersebut menjadi unsur-unsurnya. Pernyataan ini dikenal sebagai *Hukum Laplace*.

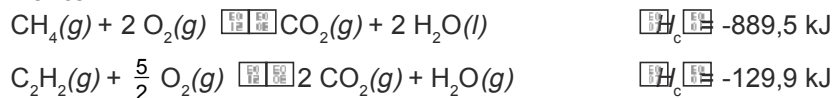
Contoh:



c. Perubahan Entalpi Pembakaran $\Delta_c H^\circ$

Perubahan entalpi pembakaran, $\Delta_c H^\circ$ adalah perubahan entalpi yang terjadi pada pembakaran 1 mol unsur atau senyawa pada keadaan standar.

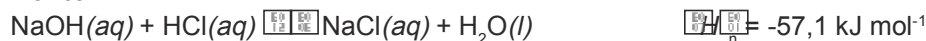
Contoh:



d. Perubahan Entalpi Netralisasi $\Delta_n H^\circ$

Perubahan entalpi netralisasi adalah perubahan entalpi yang terjadi pada saat reaksi antara asam dengan basa baik tiap mol asam atau tiap mol basa.

Contoh:



Latihan 3.2

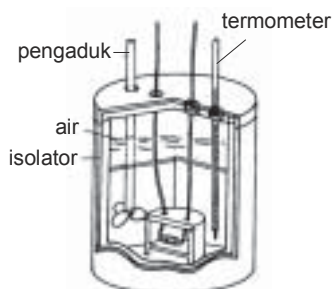
Selesaikan soal-soal berikut!

- Diketahui: $\Delta H_f^\circ \text{NH}_3(g) = -45,9 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - Hitung ΔH pembentukan 2 mol gas NH_3 .
 - Hitung ΔH penguraian 1 mol gas NH_3 .
 - Tuliskan masing-masing persamaan termokimianya.
- Diketahui persamaan reaksi:
 $3 \text{Fe}(s) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(s) \quad \Delta H = -1118 \text{ kJ}$
($A_r \text{ Fe} = 56, \text{ O} = 16$)
Tentukan:
 - zat yang dibakar,
 - perubahan entalpi pembentukan 116 gram Fe_3O_4 ,
 - perubahan entalpi penguraian Fe_3O_4 ,
 - perubahan entalpi pembakaran Fe.
- Diketahui persamaan reaksi:
 $2 \text{H}_2\text{SO}_4(l) \rightarrow 2 \text{H}_2(g) + 2 \text{S}(s) + 4 \text{O}_2(g) \quad \Delta H = +1882 \text{ kJ}$
Tentukan:
 - $\Delta H_f^\circ \text{SO}_4$
 - $\Delta H_d^\circ \text{H}_2\text{SO}_4$
 - Apakah reaksi pembentukan H_2SO_4 termasuk reaksi eksoterm atau reaksi endoterm?

C. Penentuan ΔH Reaksi

Perubahan entalpi (ΔH) suatu reaksi dapat ditentukan melalui berbagai cara yaitu melalui eksperimen, berdasarkan data perubahan entalpi pembentukan (ΔH_f°), berdasarkan hukum Hess, dan berdasarkan energi ikatan.

1. Penentuan ΔH Melalui Eksperimen



Sumber: Ebbing, General Chemistry

Gambar 3.4 Kalorimeter

Perubahan entalpi reaksi dapat ditentukan dengan menggunakan suatu alat yang disebut *kalorimeter* (alat pengukur kalor). Dalam kalorimeter, zat yang akan direaksikan dimasukkan ke dalam tempat reaksi. Tempat ini dikelilingi oleh air yang telah diketahui massanya. Kalor reaksi yang dibebaskan terserap oleh air dan suhu air akan naik. Perubahan suhu air ini diukur dengan termometer. Kalorimeter ditempatkan dalam wadah terisolasi yang berisi air untuk menghindari terlepasnya kalor.

Berdasarkan hasil penelitian, untuk menaikkan suhu 1 kg air sebesar 1°C diperlukan kalor sebesar 4,2 kJ atau 1 kkal.

Untuk 1 gram air diperlukan kalor sebesar 4,2 J atau 1 kal. Jumlah kalor ini disebut kalor jenis air dengan lambang c .

$$c = 4,2 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$$

Jumlah kalor yang terserap ke dalam air dihitung dengan mengalikan 3 faktor yaitu massa air dalam kalorimeter (gram), perubahan suhu air (°C), dan kalor jenis air. Rumusnya ditulis:

$$q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

q = kalor yang dibebaskan atau diserap

m = massa air (gram)

c = kapasitas kalor air (J)

ΔT = perubahan suhu (°C)

Contoh Soal

Di dalam kalorimeter terdapat zat yang bereaksi secara endoterm. Reaksi tersebut menyebabkan 1 kg air yang terdapat dalam kalorimeter mengalami penurunan suhu 5°C. Tentukan kalor reaksi dari reaksi tersebut!

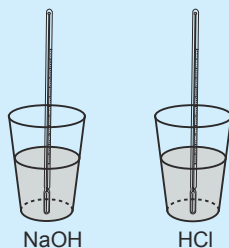
Penyelesaian:

$$\begin{aligned} q &= m \cdot c \cdot \Delta T \\ &= 1.000 \text{ g} \cdot 4,2 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1} \cdot 5 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ &= 21.000 \text{ J} = 21 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Penentuan perubahan entalpi reaksi dapat pula menggunakan kalorimeter sederhana misalnya gelas yang terbuat dari styrofoam atau plastik. Cara untuk mencobanya lakukan kegiatan berikut.

KEGIATAN 3.1 Eksperimen

Penentuan ΔH Reaksi dengan Kalorimeter Sederhana



Pada percobaan ini akan ditentukan ΔH reaksi netralisasi dari reaksi larutan HCl 1 M larutan NaOH 1 M.

Langkah kerja:

1. Isi gelas dengan 50 mL NaOH 1 M dan gelas yang lain diisi dengan 50 mL HCl 1 M. Ukur suhu setiap larutan dan hitung suhu rata-rata kedua larutan sebagai suhu awal.

2. Campurkan NaOH dengan HCl aduk sambil amati perubahan suhunya.
3. Catat suhu maksimum dan hitung kenaikan suhu dari suhu awal rata-rata.

Pertanyaan:

1. Hitung ΔH reaksi antara larutan NaOH dan HCl tersebut. (diketahui kalor jenis larutan = kalor jenis air = $4,2 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{C}^{-1}$. Kapasitas kalorimeter = 0, massa jenis air = 1 g mL^{-1}).
2. Tuliskan persamaan termokimianya.

Untuk menghitung ΔH reaksi dari eksperimen di atas, perhatikan contoh soal berikut.

Contoh Soal

50 mL larutan HCl 1M yang suhunya 22 C dicampurkan dengan 50 mL larutan NaOH 1 M yang suhunya 22 C . Pada reaksi tersebut terjadi kenaikan suhu sampai $28,87 \text{ C}$. Tentukan, ΔH_R netralisasi dan tulis persamaan termokimia reaksi tersebut.

Penyelesaian:

Jumlah mol HCl = $50 \text{ mL} \times 1 \text{ M} = 50 \text{ mmol} = 0,05 \text{ mol}$

Jumlah mol NaOH = $50 \text{ mL} \times 1 \text{ M} = 50 \text{ mmol} = 0,05 \text{ mol}$

Volum larutan = volum air = 100 mL

Massa larutan = massa air = $100 \text{ mL} \times 1 \text{ g mL}^{-1} = 100 \text{ g}$

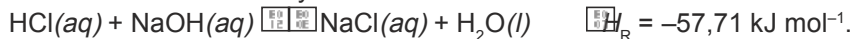
$$\begin{aligned} q &= m \times c \times \Delta T \\ &= 100 \text{ g} \times 4,2 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{C}^{-1} \cdot (28,87 \text{ C} - 22 \text{ C}) \\ &= 2885,4 \text{ J} = 2,8854 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta H_R = -q$$

$$\Delta H_R \text{ untuk } 0,05 \text{ mol H}_2\text{O} = -2,8854 \text{ kJ}$$

$$\Delta H \text{ reaksi untuk } 1 \text{ mol H}_2\text{O} = \frac{2,8854 \text{ kJ}}{0,05 \text{ mol}} = -57,71 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Persamaan termokimianya:



Latihan 3.3

100 mL larutan kalium hidroksida 1M direaksikan dengan 100 mL larutan asam klorida 1 M. Suhu awal masing-masing berturut-turut 24 C dan $23,4 \text{ C}$. Setelah bereaksi, suhu maksimum $32,2 \text{ C}$.

- a. Tentukan ΔH netralisasi dari reaksi tersebut!
- b. Tulis persamaan termokimianya!
- c. Tentukan ΔH reaksi jika 2 mol air terbentuk berdasarkan data reaksi ini.

2. Penentuan ΔH Berdasarkan ΔH_f°

Berdasarkan perubahan entalpi pembentukan standar zat-zat yang ada dalam reaksi, perubahan entalpi reaksi dapat dihitung dengan rumus:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ hasil reaksi} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ pereaksi}$$

ΔH_R° perubahan entalpi reaksi standar

Contoh Soal

Tentukan ΔH reaksi pembakaran C_2H_6 jika diketahui:

$$\Delta H_f^\circ C_2H_6 = -84,7 \text{ kJ mol}^{-1}, \Delta H_f^\circ CO_2 = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}, \Delta H_f^\circ H_2O = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Penyelesaian:



$$\begin{aligned} \Delta H_R C_2H_6 &= [2 \cdot \Delta H_f CO_2(g) + 3 \cdot \Delta H_f H_2O(l)] - [\Delta H_f C_2H_6(g) + 3 \cdot \frac{1}{2} \cdot \Delta H_f O_2(g)] \\ &= [2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8)] - [-84,7 + 0] = -1559,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Jadi, ΔH pembakaran C_2H_6 adalah $-1559,7 \text{ kJ}$.

Perubahan entalpi pembentukan beberapa zat dapat dilihat pada Tabel 3.1.

Tabel 3.1 Perubahan entalpi pembentukan beberapa zat ($t = 25^\circ C$)

Zat	ΔH_f° (kJ/mol)	Zat	ΔH_f° (kJ/mol)
$H_2(g)$	0	$CCl_4(g)$	-96,0
$O_2(g)$	0	$C_2H_5OH(l)$	-277,6
$N_2(g)$	0	$SiO_2(g)$	-910,9
$C(s)$	0	$PbO(s)$	-219,0
$Fe(s)$	0	$NH_3(g)$	-45,9
$Si(s)$	0	$NO_2(g)$	33,2
$H_2O(g)$	-241,8	$SO_2(g)$	-296,8
$H_2O(l)$	-285,8	$H_2S(g)$	-20
$CO(g)$	-110,5	$HF(g)$	-273
$CO_2(g)$	-393,5	$HCl(g)$	-92,3
$C_2H_4(g)$	+52,5	$AgCl(s)$	-127,0
$C_2H_6(g)$	-84,7	$AgBr(s)$	-99,5
$C_6H_6(l)$	+49,7	$AgI(s)$	-62,4
$CH_3OH(l)$	-238,6	$NO(g)$	90,3
$CS_2(g)$	+177	$CH_4(g)$	-74,9

Sumber: Holtzclaw, *General Chemistry with Qualitative Analysis*

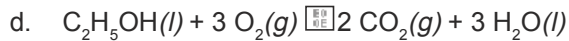
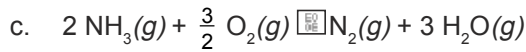
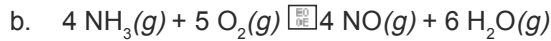
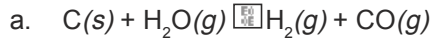
Latihan 3.4

Gunakan data ΔH_f (kJ mol^{-1})

1. Tentukan ΔH reaksi pembakaran gas etena menghasilkan gas karbon dioksida dengan air!



2. Tentukan ΔH reaksi-reaksi berikut:



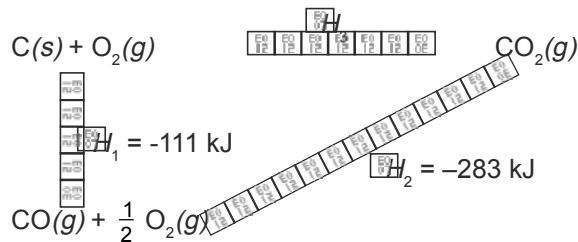
3. Penentuan ΔH Berdasarkan Hukum Hess

Perubahan entalpi reaksi kadang-kadang tidak dapat ditentukan secara langsung tetapi harus melalui tahap-tahap reaksi. Misalnya untuk menentukan perubahan entalpi pembentukan CO_2 dapat dilakukan dengan berbagai cara.

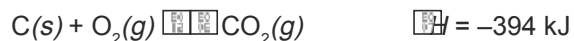


Cara 2 C dengan O_2 bereaksi dulu membentuk CO, tahap berikutnya CO bereaksi dengan O_2 menghasilkan CO_2 .

Perhatikan diagram berikut



$$\begin{aligned} \Delta H_3 &= \Delta H_1 + \Delta H_2 \\ &= -111 \text{ kJ} + (-283 \text{ kJ}) \\ &= -394 \text{ kJ} \end{aligned}$$



Pada cara 1, reaksi berlangsung satu tahap, sedangkan cara 2 dan cara 3 berlangsung dua tahap. Ternyata dengan beberapa cara, perubahan entalpinya sama yaitu -394 kJ .

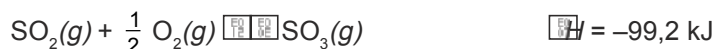
Seorang ilmuwan, *German Hess*, telah melakukan beberapa penelitian perubahan entalpi ini dan hasilnya adalah bahwa perubahan entalpi reaksi dari suatu reaksi tidak bergantung pada jalannya reaksi, apakah reaksi tersebut berlangsung satu tahap atau beberapa tahap. Penemuan ini dikenal dengan Hukum Hess yang berbunyi:

Perubahan entalpi hanya bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir reaksi.

Berdasarkan penelitian Hess ini, perubahan entalpi suatu reaksi yang tidak dapat ditentukan dengan kalorimeter dapat ditentukan dengan perhitungan. Berikut ini contoh perhitungan penentuan perubahan entalpi.

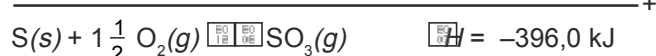
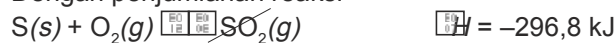
Contoh Soal

Tentukan perubahan entalpi pembentukan gas SO_3 jika diketahui:



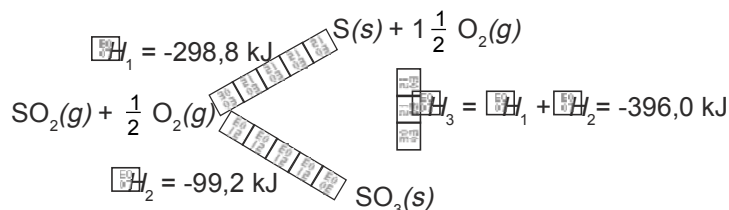
Penyelesaian:

Cara 1 Dengan penjumlahan reaksi



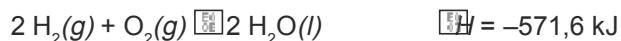
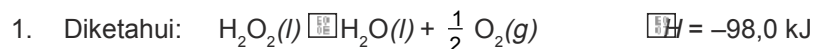
Jadi ΔH reaksi pembentukan SO_3 adalah -396 kJ .

Cara 2 Dengan diagram perubahan entalpi



Latihan 3.5

Selesaikan soal-soal berikut!



Tentukan ΔH reaksi $\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(l)$ dengan menggunakan kedua reaksi tersebut!

2. Diketahui: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -393,5 \text{ kJ}$
 $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H = -285,8 \text{ kJ}$
 $C_2H_6(g) + 3\frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$ $\Delta H = -1559,7 \text{ kJ}$
- Tentukan: a. ΔH reaksi $2 C(s) + 3 H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$
 b. Buat diagram perubahan entalpi reaksinya!
3. Hitung ΔH pembentukan etana dalam reaksi: $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$ dengan menggunakan reaksi pembakaran berikut ini.
 $C_2H_4(g) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ $\Delta H = -1401 \text{ kJ}$
 $C_2H_6(g) + 3\frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$ $\Delta H = -1550 \text{ kJ}$
 $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H = -286 \text{ kJ}$

Agar lebih memahami penentuan perubahan entalpi berdasarkan Hukum Hess, lakukan kegiatan berikut secara berkelompok.

KEGIATAN 3.2 Eksperimen

Penentuan Perubahan Entalpi berdasarkan Hukum Hess

Pada percobaan ini akan diamati ΔH reaksi antara NaOH padat dan larutan HCl 0,5 M dengan dua cara.

Cara 1: NaOH padat dilarutkan dulu dalam air selanjutnya larutan NaOH tersebut direaksikan dengan larutan HCl.

Cara 2: NaOH padat langsung dilarutkan dalam HCl.

Langkah kerja:

Cara 1 :

- Timbang 2 gram NaOH, simpan dalam wadah tertutup. Siapkan 50 mL air, ukur suhunya. Masukkan NaOH tersebut ke dalam air, aduk dan catat suhu maksimumnya. Hitung ΔH reaksi pelarutan NaOH (ΔH_1).

- Siapkan 50 mL HCl 1 M, ukur suhunya.
- Ukur suhu 50 mL larutan NaOH yang dibuat sebelumnya.
- Reaksikan larutan NaOH tersebut dengan larutan HCl, catat suhu maksimumnya. Hitung ΔH reaksinya (ΔH_2).

Cara 2 :

- Timbang 2 gram NaOH, simpan dalam wadah tertutup.
- Siapkan 100 mL larutan HCl 0,5 M, ukur suhunya.
- Reaksikan NaOH padat dengan HCl, catat suhu maksimumnya. Hitung ΔH reaksinya (ΔH_3).

Pertanyaan:

1. Hitung ΔH_1 , ΔH_2 , dan ΔH_3 untuk tiap mol NaOH!
2. Tulis persamaan reaksi termokimia pada
 - a. pelarutan NaOH padat menjadi larutan NaOH(aq),
 - b. reaksi netralisasi NaOH(aq) dengan HCl(aq),
 - c. reaksi netralisasi NaOH(s) dengan HCl(aq).
3. Buat diagram reaksi pada percobaan di atas!
4. Menurut Hukum Hess $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$
Apakah data percobaanmu sama dengan Hukum Hess?
Kalau tidak, sebutkan beberapa faktor penyebabnya!

Dari percobaan di atas kamu akan mendapatkan $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$.

4. Penentuan ΔH_f° Berdasarkan Energi Ikatan

Suatu reaksi kimia terjadi akibat pemutusan ikatan-ikatan kimia dan pembentukan ikatan-ikatan kimia yang baru. Pada waktu pembentukan ikatan kimia dari atom-atom akan terjadi pembebasan energi, sedangkan untuk memutuskan ikatan diperlukan energi. Jumlah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan antaratom dalam 1 mol molekul berwujud gas disebut *energi ikatan*. Makin kuat ikatan makin besar energi yang diperlukan. Beberapa harga energi ikatan dapat dilihat pada Tabel 3.2.

Tabel 3.2 Beberapa harga energi ikatan

Ikatan	Energi Ikatan kJ mol ⁻¹	Ikatan	Energi Ikatan kJ mol ⁻¹
H – H	436	C – O	350
H – C	415	C = O	741
H – N	390	C – Cl	330
H – F	569	N \equiv N	946
H – Cl	432	O = O	498
H – Br	370	F – F	160
C – C	345	Cl – Cl	243
C = C	611	I – I	150
C – Br	275	Br – Br	190
C \equiv C	837	C \equiv N	891
O – H	464		

Sumber: Holtzclaw, General Chemistry with Qualitative Analysis

Pada Tabel 3.2, energi ikatan H – H = 436 kJ mol⁻¹, berarti untuk memutuskan ikatan H – H menjadi atom-atom H dalam satu mol gas H₂ diperlukan 436 kJ mol⁻¹. Harga energi ikatan dapat dipakai untuk menentukan ΔH suatu reaksi.

$$\Delta H_R = \sum E_{ikatan} \text{ yang diputuskan} - \sum E_{ikatan} \text{ yang dibentuk}$$

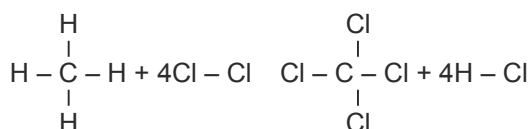
Dengan rumus tersebut dapat pula ditentukan energi ikatan rata-rata suatu molekul dan energi yang diperlukan untuk memutuskan salah satu ikatan atau energi ikatan disosiasi dari suatu molekul.

Berikut ini contoh perhitungan ΔH dengan menggunakan harga energi ikatan.

Contoh Soal

1. Dengan menggunakan harga energi ikatan, hitunglah ΔH reaksi:
 $\text{CH}_4(g) + 4 \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{CCl}_4(g) + 4 \text{HCl}(g)$

Penyelesaian:



Energi ikatan yang diputuskan:

$$4 \text{C} - \text{H} = 4 \cdot 415 = 1660 \text{ kJ}$$

$$4 \text{Cl} - \text{Cl} = 4 \cdot 243 = 972 \text{ kJ}$$

$$\underline{\hspace{1.5cm}} +$$

$$2632 \text{ kJ}$$

Energi ikatan yang dibentuk:

$$4 \text{C} - \text{Cl} = 4 \cdot 330 = 1320 \text{ kJ}$$

$$4 \text{H} - \text{Cl} = 4 \cdot 432 = 1728 \text{ kJ}$$

$$\underline{\hspace{1.5cm}} +$$

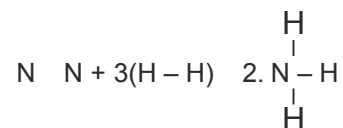
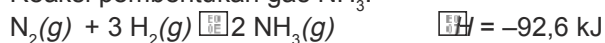
$$3048 \text{ kJ}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reaksi}} &= 2632 \text{ kJ} - 3048 \text{ kJ} \\ &= -416 \text{ kJ} \end{aligned}$$

2. Hitunglah energi ikatan rata-rata N – H dalam molekul NH₃ jika diketahui: ΔH_f gas NH₃ = -46,3 kJ, energi ikatan H – H = 436 kJ, N $\Delta H_{\text{N-N}}$ = 946 kJ.

Penyelesaian:

Reaksi pembentukan gas NH₃:



$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \text{N} \Delta H_{\text{N-N}} + 3(\text{H} - \text{H}) - 2 \times 3(\text{N} - \text{H})$$

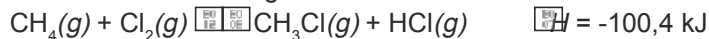
$$-92,6 \text{ kJ} = 946 \text{ kJ} + 3(436 \text{ kJ}) - 6(\text{N} - \text{H})$$

$$6(\text{N} - \text{H}) = 2254 \text{ kJ} + 92,6 \text{ kJ}$$

$$\text{N} - \text{H} = \frac{2346,6 \text{ kJ}}{6} = 391,1 \text{ kJ}$$

Energi ikatan rata-rata N – H = 391,1 kJ

3. Diketahui reaksi sebagai berikut:



Energi ikatan rata-rata dari:

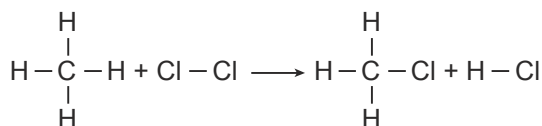
$$\text{C} - \text{Cl} = 330 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{Cl} - \text{Cl} = 243 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{H} - \text{Cl} = 432 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Tentukan energi ikatan disosiasi C – H.

Penyelesaian:



Energi ikatan yang diputuskan

$$1\text{C} - \text{H} = x \text{ kJ}$$

$$1\text{Cl} - \text{Cl} = 243 \text{ kJ}$$

$$\hline = (x + 243) \text{ kJ} +$$

Energi ikatan yang dibentuk

$$1\text{C} - \text{Cl} = 330 \text{ kJ}$$

$$1\text{H} - \text{Cl} = 432 \text{ kJ}$$

$$\hline = 762 \text{ kJ} +$$

$$\Delta H_R = \text{Energi ikatan yang diputuskan} - \text{Energi ikatan yang dibentuk}$$

$$-100,4 \text{ kJ} = (x + 243 \text{ kJ}) - 762 \text{ kJ}$$

$$x = -100,4 \text{ kJ} + 762 \text{ kJ} - 243 \text{ kJ}$$

$$= 418,6 \text{ kJ}$$

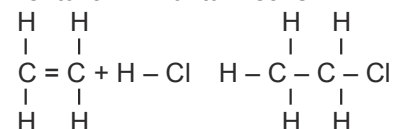
Jadi energi disosiasi C – H = 418,6 kJ

Latihan 3.6

Untuk soal no. 1 s.d. 4 gunakan data energi ikatan pada Tabel 3.2!

1. Tentukan ΔH reaksi gas C_2H_4 dengan H_2 menjadi gas C_2H_6 !

2. Tentukan ΔH untuk reaksi



3. Tentukan ΔH reaksi pembuatan alkohol dari gas etena dengan uap air menggunakan katalis asam untuk mempercepat reaksi.



4. Tentukan ΔH reaksi: $\text{HCN}(g) + 2 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2(g)$

5. Diketahui: $2 \text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(g) \quad \Delta H = -484 \text{ kJ}$

$$\text{H} - \text{H}(g) \rightarrow 2 \text{H}(g) \quad \Delta H = +436 \text{ kJ}$$

$$\text{O} = \text{O}(g) \rightarrow 2 \text{O}(g) \quad \Delta H = +498 \text{ kJ}$$

Tentukan energi ikatan rata-rata H – O!

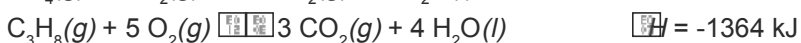
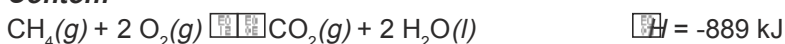
D. Kalor Pembakaran

Bensin, minyak tanah, solar, dan LPG merupakan bahan bakar yang banyak digunakan, sebab dari proses pembakarannya menghasilkan energi yang cukup besar. Selain bahan bakar dari minyak bumi telah dipikirkan pula bahan bakar alternatif sebab minyak bumi termasuk sumber daya alam yang tidak dapat diperbarui. Bahan bakar alternatif misalnya alkohol dan gas hidrogen. Alkohol sudah banyak digunakan sebagai bahan bakar kendaraan. Di Brazil kendaraan hampir 50% menggunakan bahan bakar campuran 95% alkohol dan 5% air.

Kalor pembakaran didefinisikan sebagai berikut.

Kalor pembakaran adalah kalor yang dibebaskan apabila 1 mol bahan bakar terbakar dengan sempurna dalam oksigen berlebihan.

Contoh:



Selain energi panas, pembakaran ada juga yang menghasilkan energi bunyi dan energi cahaya, seperti kembang api dan petasan.

Kalor pembakaran beberapa bahan bakar dapat dilihat pada Tabel 3.3.

Tabel 3.3 Harga kalor pembakaran beberapa bahan bakar

Bahan Bakar	Rumus	M_r	Kalor Pembakaran (kJ mol^{-1})
Metana	CH_4	16	889
Propana	C_3H_8	44	2217
Butana	C_4H_{10}	58	2874
Isobutana	C_4H_{10}	58	2865
Metanol	CH_3OH	32	725
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	1364
Bensin	C_8H_{18}	114	5464
Minyak tanah	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	170	8072

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Cara sederhana untuk menghitung kalor pembakaran suatu bahan bakar dapat dilakukan dengan percobaan sebagai berikut.

KEGIATAN 3.3 Eksperimen

Penentuan Kalor Pembakaran Etanol

Cara kerja

1. Masukkan 100 mL air ke dalam bejana dari tembaga, ukur suhu awal air.
2. Masukkan 100 mL etanol ke dalam pembakar, timbang etanol dengan alat pembakar.

3. Susun alat seperti gambar di samping.
 4. Nyalakan pembakar sampai suhu air naik dari 30°C menjadi 60°C.

Pengamatan:
 Suhu awal air = 30°C
 Suhu akhir air = 60°C
 Perubahan suhu air = 30°C
 Massa air = 100 gram
 Massa etanol dengan pembakar mula-mula = m_1 gram
 Massa etanol dengan pembakar akhir = m_2 gram
 Massa etanol yang digunakan = $(m_1 - m_2)$ gram

Cara Perhitungan:
 Kalar yang diserap = $m \cdot c \cdot \Delta T$
 = $100 \text{ g} \cdot 4,2 \cdot \text{Jg}^{-1} \cdot \text{C}^{-1} \cdot 30 \text{ C}$
 = $12.600 \text{ J} = 12,6 \text{ kJ}$

Menghitung kalar pembakaran etanol

$\frac{m_1 - m_2}{46}$ mol etanol, membebaskan 12,60 kJ

1 mol etanol = $\frac{(12,6 \text{ kJ}) \cdot 46}{(m_1 - m_2)}$ kJ mol⁻¹

Latihan 3.7

Selesaikan soal-soal berikut!

- Pembakaran 0,92 g etanol digunakan untuk meningkatkan suhu 400 mL air dari 30°C menjadi 40°C.
 - Perkirakan kalar pembakaran etanol.
 - Jika kalar pembakaran etanol yang sebenarnya adalah 1368 kJ mol⁻¹, diskusikan mengapa hasil percobaan ini dapat berbeda dengan data.
- Bandingkan dan urutkan besarnya kalar pembakaran dari 1 gram bahan bakar bensin, minyak tanah, etanol, dan gas butana. Gunakan Tabel 3.3!

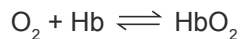
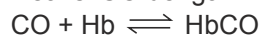
E. Dampak Pembakaran Bahan Bakar yang Tidak Sempurna

Bahan bakar seperti bensin, solar, minyak tanah, dan LPG merupakan senyawa hidrokarbon. Hidrokarbon kalau dibakar secara sempurna akan menghasilkan gas karbon dioksida (CO_2) dan air. Gas CO_2 tidak berbahaya bagi makhluk hidup tetapi jika jumlah CO_2 di udara sangat berlebih akan timbul peristiwa *greenhouse effect* atau *efek rumah kaca* yakni peningkatan suhu di permukaan bumi.

Pada pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna akan menghasilkan gas karbon monoksida (CO). Gas CO berbahaya bagi manusia, sebab gas CO lebih mudah terikat oleh haemoglobin daripada gas O_2 .

Haemoglobin berfungsi mengangkut O_2 dari paru-paru ke seluruh tubuh, sehingga kalau haemoglobin banyak mengikat CO akan mengalami kekurangan oksigen yang dapat menyebabkan kematian.

Reaksi CO dengan Hb ditulis:



Daya ikat HbCO 200 kali lipat HbO₂. Di jalan raya yang banyak kendaraan atau di daerah lampu merah kadar CO dapat mencapai lebih dari 100 ppm. Kadar CO di udara lebih dari 250 ppm dapat menyebabkan pingsan. Kadar 750 ppm menyebabkan kematian.

Untuk mengurangi dampak pencemaran CO di udara, pemerintah sudah menganjurkan pengurangan penggunaan mobil pribadi, merawat mesin kendaraan agar terjadi pembakaran sempurna, dan penggunaan bahan bakar alternatif yang lebih mudah terbakar.

INFO KIMIA



Es Tinju

Mengapa disebut es tinju? Karena pada saat ditinju kemasan ini menjadi dingin. Bagaimana hal ini terjadi?

Pada kemasan es tinju terdapat kantong-kantong plastik yang berisi amonium nitrat dan air. Pada saat kantong ditinju, garam akan larut dan terjadi reaksi endoterm (suhu turun).

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Rangkuman

1. Sistem adalah segala sesuatu yang dipelajari perubahan energinya.
2. Lingkungan adalah segala yang berada di sekeliling sistem.
3. Perubahan entalpi adalah perubahan energi pada suatu reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap.
4. Macam-macam perubahan entalpi yaitu ΔH_f pembentukan, ΔH_d penguraian, ΔH_c pembakaran, dan ΔH_n netralisasi.
5. Setiap perubahan kimia yang melibatkan kalor selalu disertai dengan pembebasan atau penyerapan energi.

Reaksi eksoterm yaitu reaksi yang membebaskan kalor ($\Delta H = -$).

Reaksi endoterm yaitu reaksi yang menyerap kalor ($\Delta H = +$).

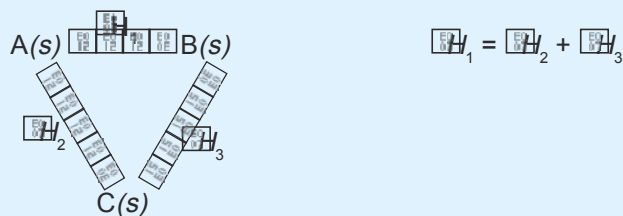
6. Jumlah kalor yang diserap atau dibebaskan dapat dihitung dengan rumus;

$$q = m \times c \times \Delta T$$

7. ΔH reaksi dapat ditentukan:
 - a. melalui eksperimen
 - b. Berdasarkan ΔH_f

$$\Delta H_R = \Delta H_f(\text{hasil reaksi}) - \Delta H_f(\text{pereaksi})$$
 - c. Berdasarkan Hukum Hess.
 - d. Berdasarkan energi ikatan

$$\Delta H_R = \sum \text{energi ikatan yang diputuskan} - \sum \text{energi ikatan yang dibentuk}$$
8. Perubahan entalpi reaksi hanya bergantung kepada keadaan awal dan keadaan akhir reaksi dan tidak bergantung pada tahap reaksi.



9. Energi ikatan adalah jumlah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan antaratom dalam 1 mol molekul berwujud gas.
10. Kalor pembakaran yaitu kalor yang dibebaskan apabila 1 mol bahan bakar terbakar dengan sempurna dalam oksigen yang berlebih.
11. Dampak pembakaran yang tidak sempurna akan mengakibatkan polusi udara yang akan membahayakan kesehatan.

Kata Kunci

- Sistem
- Lingkungan
- Entalpi
- Perubahan entalpi
- Reaksi eksoterm
- Reaksi endoterm
- Perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°)
- Perubahan entalpi penguraian standar (ΔH_d°)
- Perubahan entalpi netralisasi (ΔH_n)
- Kalor pembakaran
- Efek rumah kaca
- Energi ikatan
- Perubahan entalpi pembakaran (ΔH_c)

Evaluasi Akhir Bab

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling benar.

1. Sebuah televisi menyala dengan sumber listrik akumulator sehingga kita melihat siaran televisi. Perubahan bentuk energi yang terjadi pada peristiwa tersebut adalah
 - A. energi kimia - energi listrik - energi panas - energi bunyi
 - B. energi kimia - energi listrik - energi cahaya - energi bunyi
 - C. energi kimia - energi listrik - energi mekanik - energi panas
 - D. energi listrik - energi kimia - energi bunyi - energi cahaya
 - E. energi listrik - energi panas - energi cahaya - energi bunyi
2. Ke dalam tabung reaksi yang berisi air dilarutkan urea padat. Ternyata pada tabung reaksi terasa dingin, yang dimaksud dengan *sistem* pada peristiwa itu adalah
 - A. urea
 - B. air
 - C. urea dan air
 - D. air dan tabung reaksi
 - E. urea, air, dan tabung reaksi
3. Jika kapur tohor dilarutkan dalam air, akan menghasilkan panas. Pernyataan yang tepat untuk hal ini adalah
 - A. reaksi tersebut endoterm
 - B. entalpi sistem bertambah
 - C. entalpi sistem berkurang
 - D. ΔH reaksi positif
 - E. reaksi memerlukan kalor