



TERMOKIMIA

Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan pengertian sistem dan lingkungan.
2. Menjelaskan perbedaan reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.
3. Menjelaskan pengertian entalpi dan perubahan entalpi.
4. Menghitung perubahan entalpi suatu reaksi.
5. Menjelaskan pengertian ΔH pembentukan, penguraian, dan pembakaran standar.
6. Menuliskan persamaan termokimia dengan benar.
7. Membuat diagram tingkat energi berdasarkan harga perubahan entalpi suatu reaksi.
8. Menentukan ΔH reaksi berdasarkan eksperimen dengan menggunakan kalorimeter, hukum Hess, data perubahan



Ketika reaksi kimia terjadi, ikatan-ikatan kimia pada zat-zat yang bereaksi akan putus dan ikatan-ikatan kimia yang baru terbentuk, membentuk zat-zat produk.

Energi dibutuhkan untuk memutuskan ikatan-ikatan dan energi dibebaskan pada ikatan-ikatan yang terbentuk, sehingga hampir semua reaksi kimia melibatkan perubahan energi. Energi bisa ditangkap atau dilepaskan. Energi dapat meliputi bermacam-macam bentuk, misalnya cahaya, listrik, atau panas. Kita tak lepas dari pemanfaatan energi untuk keperluan sehari-hari, misalnya pembakaran bahan bakar bensin untuk menjalankan kendaraan, memasak dengan kompor gas (membakar gas alam), dan pembangkit listrik tenaga air. Manusia memerlukan energi untuk melakukan kegiatan sehari-hari. Energi diperoleh dari makanan, yaitu karbohidrat dan lemak yang dimetabolisme di dalam tubuh menghasilkan energi. Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang kalor reaksi disebut *termokimia*. Termokimia mempelajari mengenai sejumlah panas yang dihasilkan atau diperlukan oleh sejumlah tertentu pereaksi dan cara pengukuran panas reaksi tersebut. Termokimia merupakan hal yang penting, baik untuk keperluan praktik maupun teori. Penerapan pada praktik termasuk mengukur nilai energi pada bahan bakar dan menentukan energi yang diperlukan pada proses industri.

A . Hukum Kekekalan Energi (Hukum Termodinamika Pertama)

Asas kekekalan energy menyatakan bahwa " energi dapat diubah dari suatu bentuk ke bentuk yang lain tetapi tidak dapat diciptakan atau dimusnakan " . asas kekekalan energy disebut juga hokum Pertama termodinamika. Jadi energy yang menyertai suatu reaksi kimia, ataupun proses fisika , hanya merupakan perpindahan atau perubahan bentuk enregi.

Beberapa contoh perubahan bentuk energy antara lain :

- Energy radiasi diubah menjadi energy panas ; perubahan ini terjadi ketika kita berjemur di terik matahari. Energy radiasi ini akan diubah menjadi energy termal pada kulit kita.
- Energy potensial menjadi energy listrik ; perubahan ini terjadi pada pembangkit listrik tenaga air (PLTA).

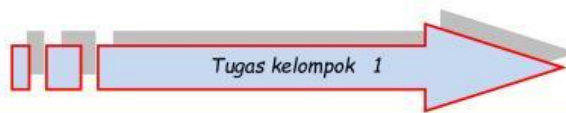
B. Sistem dan Lingkungan

Sistem merupakan bagian dari alam semesta yang menjadi pusat perhatian/ objek kajian.

Lingkungan merupakan bagian dari alam semesta yang berintraksi dengan system.

Intraksi antara system dan lingkungan dapat berupa pertukaran materi dan energy, berdasarkan pertukaran tersebut , system dapat dibedakan menjadi :

1. Sistem terbuka ; jika antara system dan lingkungan dapat mengalami pertukaran materi dan energy , contoh : zat dalam wadah terbuka.
2. System tertutup ; jika antara system dan lingkungan tidak dapat terjadi pertukaran materi, tetapi dapat terjadi pertukaran energy, contoh gas dalam silinder tertutup.
3. System terisolasi/ tersekat ; jika antara system dan lingkungan tidak dpat tejadi pertukaran materi maupun energy, contoh termos.



SISTEM DAN LINGKUNGAN

Tujuan : untuk memahami pengertian system dan lingkungan.

Alat dan Bahan :

1. Erlenmeyer.
2. Thermometer.
3. Larutan asam klorida 1 M 50 ml.
4. Pelet natrium hidroksida 2 gram.

Cara Kerja :

1. Masukkan 50 ml larutan asam klorida 1 M ke dalam Erlenmeyer kemudian ukurlah suhunya dengan thermometer.

- Masukkan 2 gram pelat natrium hidroksida ke dalam Erlenmeyer kemudian ukurlah suhunya dengan thermometer.
- Catatlah hasil pengamatanmu dalam tabel.

Pertanyaan dan Bahan diskusi :

- Manakah yang disebut system dan manakah yang disebut lingkungan ?
- Perubahan apakah yang menyertai reaksi tersebut ?
- Buatlah kesimpulan hasil percobaanmu !

C . Entalpi dan Perubahan Entalpi (ΔH)

Entalpi (H) adalah jumlah energi yang dimiliki sistem pada tekanan tetap.

Entalpi (H) dirumuskan sebagai jumlah energi yang terkandung dalam sistem (E) dan kerja (W).

$$H = E + W$$

dengan: $W = P \times V$

E = energi (joule) W = kerja sistem (joule)

V = volume (liter) P = tekanan (atm)

Hukum kekekalan energi menjelaskan bahwa energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan, tetapi hanya dapat diubah dari bentuk energi yang satu menjadi bentuk energi yang lain. Nilai energi suatu materi tidak dapat diukur, yang dapat diukur hanyalah perubahan energi (ΔE). Demikian juga halnya dengan entalpi, entalpi tidak dapat diukur, kita hanya dapat mengukur perubahan entalpi (ΔH).



maka

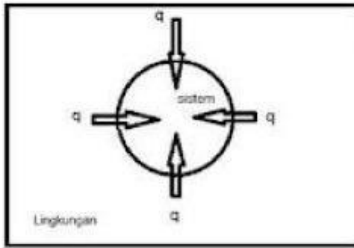
$$\Delta H = H_p - H_r$$

dengan: ΔH = perubahan entalpi

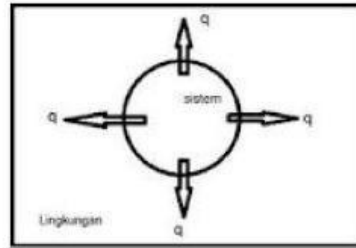
H_p = entalpi produk

H_r = entalpi reaktan atau pereaksi

- Bila H produk $>$ H reaktan, maka ΔH bertanda positif, berarti terjadi penyerapan kalor dari lingkungan ke sistem.
- Bila H reaktan $>$ H produk, maka ΔH bertanda negatif, berarti terjadi pelepasan kalor dari sistem ke lingkungan.



Kalor diserap dari lingkungan oleh system ($\Delta H = +$)



kalor dilepaskan ke lingkungan dari system ($\Delta H = -$)

D. Reaksi Eksoterm dan Reaksi Endoterm

Macam-macam reaksi kimia berdasarkan kalor yang dibebaskan/kalor yang diserap dibedakan menjadi dua, yaitu :

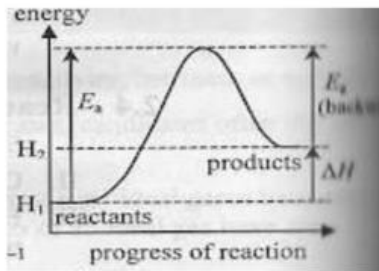
a. Reaksi kimia yang membutuhkan atau menyerap kalor disebut *reaksi endoterm*.

Contoh:

Reaksi pemutusan ikatan pada molekul unsur H₂ adalah:



Reaksi endoterm dengan ΔH bertanda positif (+) > 0, perhatikan diagram tingkat energy berikut ini :



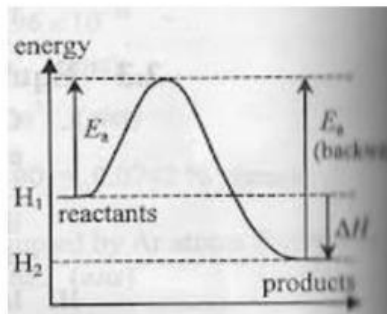
b. Reaksi kimia yang membebaskan kalor disebut *reaksi eksoterm*.

Contoh:

Reaksi pembentukan ikatan pada molekul unsur H₂ adalah:



Reaksi eksoterm dengan ΔH bertanda (-) < 0, perhatikan diagram tingkat energy berikut :

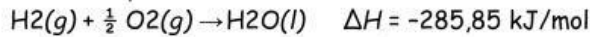


E .Persamaan Termokimia

Persamaan termokimia adalah persamaan reaksi yang menyertakan perubahan entalpinya (ΔH). Nilai perubahan entalpi yang dituliskan pada persamaan termokimia harus sesuai dengan stoikiometri reaksi, artinya jumlah mol zat yang terlibat dalam reaksi sama dengan koefisien reaksinya.

Contoh:

Diketahui persamaan termokimia:



Artinya, pada pembentukan 1 mol H_2O dari gas hidrogen dan gas oksigen dibebaskan energi sebesar 285,85 kJ (reaksi eksoterm).



- Jumlah koefisien reaksi menunjukkan jumlah mol zat tersebut.
- Jika reaksi dibalik, maka ΔH reaksi harus dibalik.
- Jika reaksi dikali X , maka ΔH reaksi harus dikali X .
- Jika reaksi dibagi X , maka ΔH

F . Macam-Macam Perubahan Entalpi (ΔH)

a. Perubahan Entalpi Pembentukan Standar (ΔH_f)

Perubahan entalpi pembentukan standar, ΔH_f suatu zat adalah perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat dari unsur-unsurnya diukur pada keadaan standar (298 K, tekanan 1 atm).

Contoh:

1) Perubahan entalpi pembentukan $AgCl$ adalah perubahan entalpi dari $Ag(s) + \frac{1}{2} Cl_2(g) \rightarrow AgCl(s) \quad \Delta H_f = -127 \text{ kJ mol}^{-1}$

2) Perubahan entalpi pembentukan $KMnO_4$ adalah perubahan entalpi dari $K(s) + Mn(s) + 2 O_2(g) \rightarrow KMnO_4(s) \quad \Delta H_f = -813 \text{ kJ mol}^{-1}$



- Unsur-unsur diatomik adalah $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$.
- Massa 1 mol = M_r zat (satuan gram/mol).
Misal:
 - o Massa 1 mol $H_2O = M_r H_2O = 18 \text{ gram/mol}$
 - o Massa 1 mol $CO_2 = M_r CO_2 = 44 \text{ gram/mol}$
- Volume 1 mol zat pada keadaan standar (STP) adalah 22,4 liter/mol.

CONTOH

1. Tuliskan persamaan termokimia untuk reaksi pembentukan NH_4Cl bila diketahui $\Delta H_f^\circ NH_4Cl = -120 \text{ kJ/mol}$

Jawab:

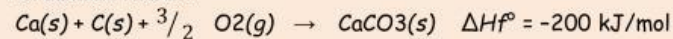
- Reaksi pembentukan, maka NH_4Cl di sebelah kanan anak panah.
- Zat-zat di sebelah kiri anak panah berupa unsur.
- Unsur N, H, dan Cl adalah unsur-unsur diatomik.
- $\frac{1}{2} N_2(g) + 2 H_2(g) + \frac{1}{2} Cl_2(g) \rightarrow NH_4Cl(s) \quad \Delta H_f^\circ = -120 \text{ kJ/mol}$

↓
Koefisien 1 untuk 1 mol NH_4Cl

2. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan $CaCO_3$, yang membebaskan kalor sebesar 200 kJ!

Jawab:

Persamaan reaksi:



- Dibebaskan kalor berarti reaksi eksoterm (tanda $\Delta H_f^\circ =$ negatif).
- Unsur Ca dan C adalah monoatomik (hanya ditulis 1 atom saja).

CONTOH

3. Pada pembentukan 22 gram C_3H_8 ($A_r C = 12, H = 1$) dibebaskan kalor sebesar 75 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan C_3H_8 !

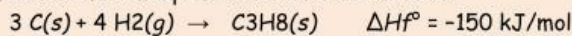
Jawab:

$$\begin{aligned} \cdot \text{Massa 1 mol } C_3H_8 &= M_r C_3H_8 \\ &= (3 \times A_r C) + (8 \times A_r H) \\ &= (3 \times 12) + (8 \times 1) \\ &= 36 + 8 \\ &= 44 \text{ gram/mol} \end{aligned}$$

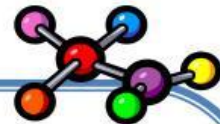
$$\cdot \text{Banyak mol dari 22 gram } C_3H_8 = \frac{\text{gram}}{M_r} = \frac{22}{44} = 0,5 \text{ mol.}$$

$$\cdot \Delta H_f^\circ \text{ berlaku untuk pembentukan 1 mol zat, maka } \Delta H_f^\circ C_3H_8 = \frac{1}{0,5} \times (-75 \text{ kJ}) = -150 \text{ kJ}$$

• Persamaan termokimia pembentukan C_3H_8 adalah:



yang boleh ditulis di sebelah kanan reaksi adalah ΔH untuk 1 mol.



Kerjakan dengan penuh percaya diri soal- soal berikut !

1. Diketahui entalpi pembentukan standar (ΔH_f°) dari berbagai zat sebagai berikut.

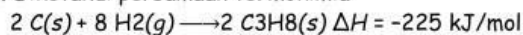
a. $H_2CO_3(l) = -125 \text{ kJ/mol}$

b. $Na_2SO_4(s) = -334 \text{ kJ/mol}$

c. $FeCl_3(s) = -214 \text{ kJ/mol}$

Tulislah persamaan termokimia reaksi pembentukan zat-zat tersebut!

2. Diketahui persamaan termokimia:



Tentukan besarnya entalpi pembentukan standar (ΔH_f°) C_3H_8 !

3. Pada pembentukan 96 gram $Al_2(NO_3)_3$ ($A_r Al = 27, N = 14, O = 16$) dibebaskan kalor sebesar 120 kJ.

a. Tentukan besarnya $\Delta H_f^\circ Al_2(NO_3)_3$!

b. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan $Al_2(NO_3)_3$!

4. Pada pembentukan 10 gram $CaCO_3$ ($A_r Ca = 40, C = 12, O = 16$) diperlukan kalor sebesar 86 kJ.

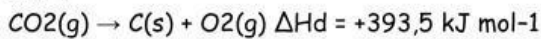
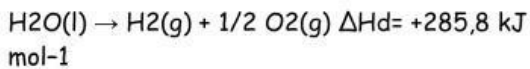
Tuliskan persamaan termokimia pembentukan $CaCO_3$!

5. Diketahui $\Delta H_f^\circ K_3PO_4 = 315 \text{ kJ/mol}$, berapakah kalor yang dibutuhkan untuk membentuk 159 gram K_3PO_4 ($A_r K = 39, P = 31, O = 16$)!

b. Perubahan Entalpi Penguraian Standar (ΔH_d)

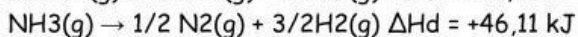
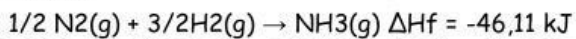
Perubahan entalpi penguraian standar merupakan kebalikan dari perubahan entalpi pembentukan. ΔH_d suatu zat adalah perubahan entalpi yang terjadi pada reaksi penguraian 1 mol zat menjadi unsur-unsur pada keadaan standar.

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 (ΔH_c)

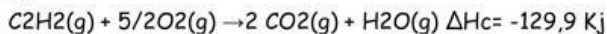
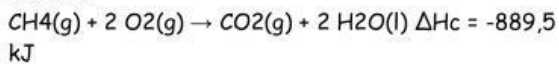
Perubahan entalpi pembakaran, ΔH_c adalah perubahan entalpi yang terjadi pada pembakaran 1 mol unsur atau senyawa pada keadaan standar.

Pembakaran dikatakan sempurna jika:

1. karbon (C) terbakar sempurna menjadi CO_2
2. hydrogen (H) terbakar sempurna menjadi H_2O
3. belerang (S) terbakar sempurna menjadi SO_2
4. senyawa hidrokarban (C_xH_y) terbakar sempurna menurut reaksi :



Contoh:



d. Perubahan Entalpi Netralisasi (ΔH_n)

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

CONTOH

Bila diketahui $\Delta H_f^\circ \text{NH}_3 = -46 \text{ kJ/mol}$, berapa kJ diperlukan untuk menguraikan 1 gram NH_3 ($M_r = 17$)?

Jawab:

• Persamaan termokimia penguraian NH_3 adalah:
 $\text{NH}_3(g) \rightarrow 1/2 \text{N}_2(g) + 3/2 \text{H}_2(g) \quad \Delta H_d^\circ = 46 \text{ kJ/mol}$

• Besarnya kalor untuk menguraikan 1 gram NH_3 adalah:

$$\begin{aligned} \text{Besarnya kalor} &= \text{mol} \times \Delta H \\ &= \frac{\text{massa}}{M_r} \times \Delta H \end{aligned}$$

$$= \frac{1}{17} \times 46 = 2,7 \text{ kJ}$$

CONTOH

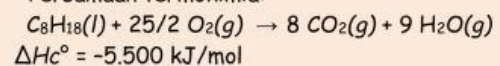
Pada pembakaran 570 gram isooktana (C_8H_{18}), salah satu komponen yang ada dalam bensin, pada keadaan standar/STP dibebaskan kalor sebesar 27.500 kJ. Hitunglah besarnya ΔH_c° dan tuliskan persamaan termokimia pembakaran isooktana tersebut!

Jawab:

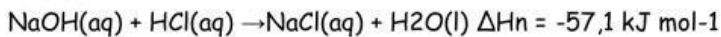
$$\text{Mol isooktana} = \frac{\text{massa}}{M_r} = \frac{570}{114} = 5 \text{ mol}$$

$$\text{Untuk 1 mol } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ maka } \Delta H_c^\circ = \frac{1}{5} \times (-27.500) = -5.500 \text{ kJ}$$

• Persamaan termokimia:



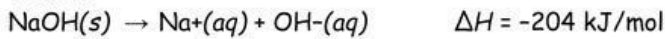
Contoh:



E. Entalpi Pelarutan

Entalpi pelarutan adalah perubahan entalpi (ΔH) pada pelarutan 1 mol zat. Satuan ΔH pelarutan adalah kJ/mol.

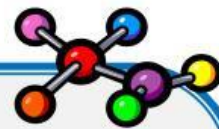
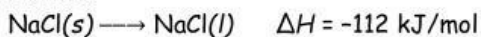
Contoh:



F. Entalpi Peleburan

Entalpi peleburan adalah perubahan entalpi (ΔH) pada perubahan 1 mol zat dari bentuk padat menjadi bentuk cair pada titik leburnya. Satuan ΔH peleburan adalah kJ/mol.

Contoh:



Kerjakan dengan penuh percaya diri soal - soal berikut ini !

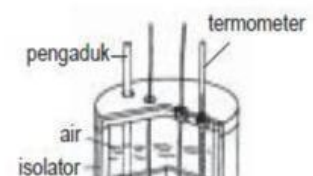
1. Tuliskan persamaan termokimia dari:
 - a. reaksi pembentukan $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, jika $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 56 \text{ kJ/mol}$
 - b. reaksi penguraian HNO_3 , jika $\Delta H_f^\circ \text{HNO}_3 = 146 \text{ kJ/mol}$
 - c. reaksi pembakaran sempurna C_2H_2 , jika $\Delta H_c^\circ \text{C}_2\text{H}_2 = -1.240 \text{ kJ/mol}$
 - d. reaksi peleburan NaCl , jika ΔH peleburan $\text{NaCl} = -106 \text{ kJ/mol}$
2. Tuliskan persamaan termokimia reaksi pembentukan gas SO_2 , jika diketahui pada pembentukan 32 gram SO_2 ($A_r \text{ S} = 32, \text{ O} = 16$) dibebaskan kalor sebesar 76 kJ!
3. Diketahui $\Delta H_f^\circ \text{C}_5\text{H}_{12} = 225 \text{ kJ/mol}$. Tentukan besarnya kalor yang dibutuhkan untuk membentuk 360 gram C_5H_{12} !
4. Pada pembakaran 6,72 liter gas asetilena (C_2H_2) pada keadaan standar, dibebaskan kalor sebanyak 176 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembakaran gas asetilena tersebut!
5. Diketahui reaksi penguraian:
$$2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 122 \text{ kJ}$$
Tentukan besarnya kalor penguraian 3,4 gram NH_3 ($A_r \text{ N} = 14$ dan $\text{H} = 1$) !

G. Penentuan Perubahan Entalpi (ΔH)

Untuk menentukan perubahan entalpi pada suatu reaksi kimia dapat dilakukan melalui eksperimen, biasanya digunakan alat seperti kalorimeter, hukum Hess, dan energi ikatan.

1. Kalorimetri

Kalor reaksi dapat ditentukan melalui percobaan dengan kalorimeter. Proses pengukuran kalor reaksi disebut *kalorimetri*. Data ΔH reaksi yang terdapat pada tabel-tabel umumnya ditentukan secara kalorimetri. *Kalorimetri sederhana* ialah mengukur perubahan suhu dari sejumlah air atau



Demam Kimia Kls XI IPA smtr ganjil *****

larutan sebagai akibat dari suatu reaksi kimia dalam suatu wadah terisolasi.
Kalorimeter dapat disusun seperti gambar berikut :

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

 $q_{\text{kalorimeter}} = C \cdot \Delta t$ Atau  $q = m \cdot c \cdot \Delta t$

Keterangan,

q = jumlah kalor/perubahan kalor (J)
 c = kalor jenis larutan ($\text{J g}^{-1} \text{K}^{-1}$)

m = massa campuran (gram)
 C = kapasitas kalor (J)
 Δt = perubahan suhu ($^{\circ}\text{C}$)

CONTOH

1. 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:

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

2. Sebanyak 50 mL larutan HCl 1 M bersuhu 27°C dicampur dengan 50 mL larutan NaOH 1 M bersuhu 27°C dalam suatu kalorimeter plastik ($\rho_{\text{air}} = 1 \text{ g cm}^{-3}$). Ternyata suhu campuran naik menjadi 35°C . Jika kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air yaitu $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$, tentukan besarnya perubahan entalpi (ΔH) untuk reaksi penetralan:



Jawab:

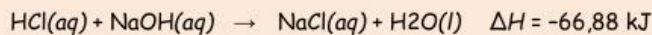
- Volume HCl = 50 mL = 50 cm^{-3}
- Volume NaOH = 50 mL = 50 cm^{-3}

CONTOH

- Bila $\rho = 1 \text{ g cm}^{-3}$, maka massa HCl = massa jenis \times volume
 $= \rho \times \text{volume}$
 $= 1 \text{ g cm}^{-3} \times 50 \text{ cm}^3 = 50 \text{ gram}$
- Bila $\rho = 1 \text{ g cm}^{-3}$, maka massa NaOH = massa jenis \times volume
 $= \rho \times \text{volume}$
 $= 1 \text{ g cm}^{-3} \times 50 \text{ cm}^3 = 50 \text{ gram}$
- Massa campuran = massa HCl + massa NaOH = 50 g + 50 g = 100 g
- Mol HCl = $M \times V = 1 \times 0,05 = 0,05 \text{ mol}$
- Mol NaOH = $M \times V = 1 \times 0,05 = 0,05 \text{ mol}$
- Kenaikan suhu = $\Delta t = (35 + 273) - (27 + 273) = 8 \text{ K}$
- $Q_{\text{larutan}} = m \cdot c \cdot \Delta t = 100 \times 4,18 \times 8 = 3.344 \text{ J}$
- $Q_{\text{reaksi}} = -Q_{\text{larutan}} = -3.344 \text{ J}$
- Persamaan reaksi:
 $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
0,05 mol 0,05 mol 0,05 mol
- Q_{reaksi} tersebut untuk 0,05 mol NaCl, sedangkan ΔH penetralan untuk 1 mol

$$\text{NaCl, maka } \Delta H = \frac{1}{0,05} \times (-3.344 \text{ J}) = -66.880 \text{ J} = -66,88 \text{ Kj.}$$

- Jadi, persamaan ΔH penetralan untuk reaksi adalah:



2. Penentuan ΔH Berdasarkan ΔH_f°

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

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_f^\circ \text{ produk} - \Delta H_f^\circ \text{ reaktan}$$

INGAT...

Unsur stabil

Unsur - unsur yang stabil seperti $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{Br}_2(\text{l})$, $\text{I}_2(\text{s})$, $\text{O}_2(\text{g})$, $\text{Hg}(\text{l})$, dan $\text{C}(\text{grafit})$, memiliki harga $\Delta H_f = 0$

CONTOH

Jika diketahui:

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_4 = -52 \text{ kJ mol}^{-1}, \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}, \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$

a. Tentukan ΔH reaksi untuk $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$!

b. Tentukan ΔH reaksi jika C_2H_4 yang terbakar sebesar 2,8 gram (Ar C = 12, H = 1)

Penyelesaian:



$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reaksi}} \text{C}_2\text{H}_4 &= [2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l})] - [\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ \text{O}_2(\text{g})] \\ &= [2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-286)] - [-52 + 0] = -1284,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Jadi, ΔH pembakaran C_2H_4 adalah -1284,7 kJ

b. $\text{mol C}_2\text{H}_4 = \frac{\text{massa}}{\text{Mr}} = \frac{2,8}{28} = 0,1 \text{ mol}$

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = 0,1 \text{ mol} \times (-1284,7 \text{ kJ/mol}) = -128,47 \text{ kJ}$$

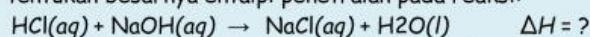
Jadi kalor yang dilepas sebesar 128,47 kJ.

TUGAS MANDIRI 12 ...



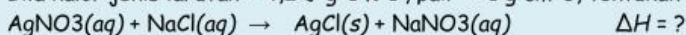
Kerjakan dengan penuh percaya diri soal - soal berikut ini !

1. 100 mL larutan HCl 0,1 M bersuhu mula-mula 23 °C dicampur dengan 100 mL larutan NaOH 0,1 M bersuhu mula-mula 23 °C. Setelah bercampur, suhu menjadi 30 °C. Jika $c_{\text{air}} = 4,2 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ dan $\rho_{\text{air}} = 1 \text{ g cm}^{-3}$, tentukan besarnya entalpi penetralan pada reaksi:



2. 50 mL larutan perak nitrat (AgNO_3) 0,2 M dicampur dengan 50 mL larutan NaCl 0,2 M, masing-masing bersuhu mula-mula sama yaitu 27 °C. Setelah dicampur ke dalam kalorimeter, suhu menjadi 31 °C.

Bila kalor jenis larutan = $4,2 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$, $\rho_{\text{air}} = 1 \text{ g cm}^{-3}$, tentukan besarnya ΔH pada reaksi:



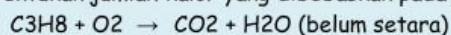
3. Diketahui:

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_3\text{H}_8 = -104 \text{ kJ/mol}$$

Tentukan jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 1 gram C_3H_8 ($\text{Mr} = 44$) sesuai persamaan reaksi:

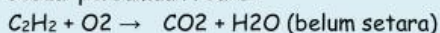




4. Diketahui entalpi pembentukan C_2H_5OH , CO_2 , dan H_2O masing-masing berturut-turut adalah -266 kJ/mol, -394 kJ/mol, dan -286 kJ/mol. Tentukan besarnya entalpi reaksi pada pembakaran sempurna etanol menurut reaksi:

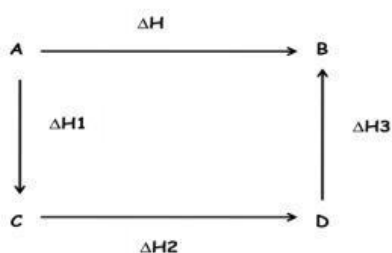


5. Diketahui $\Delta H_f^\circ C_2H_2 = -a$ kJ/mol, $\Delta H_f^\circ CO_2(g) = -b$ kJ/mol, $\Delta H_f^\circ H_2O(l) = -c$ kJ/mol. Tentukan besarnya entalpi pembakaran sempurna 52 gram C_2H_2 ($A_r C = 12$ dan $H = 1$) sesuai persamaan reaksi:



3. Penentuan ΔH Berdasarkan Hukum Hess

Perubahan entalpi reaksi kadang-kadang tidak dapat ditentukan secara langsung tetapi harus melalui tahap-tahap reaksi. Berdasarkan percobaan-percobaan yang telah dilakukan oleh Henry Hess pada tahun 1840 merumuskan bahwa " **perubahan entalpi yang dilepas atau diserap tidak bergantung pada jalannya reaksi, melainkan tergantung pada kondisi awal dan akhir reaksi** " pernyataan ini dikenal dengan **Hukum Hess**. Hukum Hess dapat dinyatakan dalam bentuk diagram /siklus tingkat energy. Perhatikan gambar berikut :



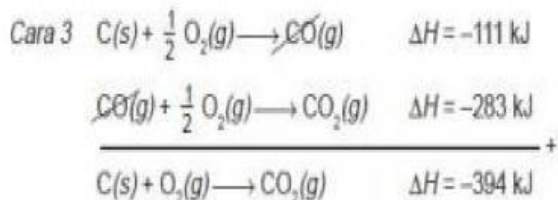
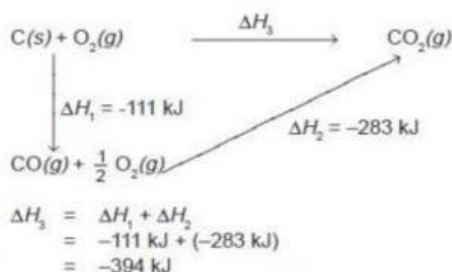
dari diagram tahapan reaksi tersebut maka Hukum Hess dapat dinyatakan dengan rumus :

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

Misalnya untuk menentukan perubahan entalpi pembentukan CO_2 dapat dilakukan dengan berbagai cara , yaitu :

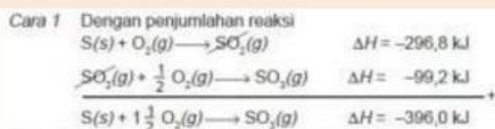
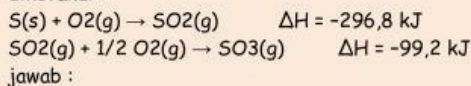
Cara 1 $C(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -394$ kJ

Cara 2 C dengan O_2 bereaksi dulu membentuk CO, tahap berikutnya CO bereaksi dengan O_2 menghasilkan CO_2 . Perhatikan diagram berikut :



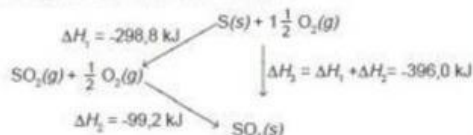
CONTOH

1. Tentukan perubahan entalpi pembentukan gas SO_3 jika diketahui:

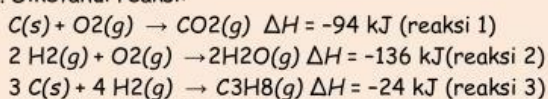


Jadi ΔH reaksi pembentukan SO_3 adalah -396 kJ .

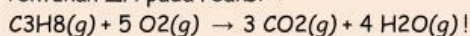
Cara 2 Dengan diagram perubahan entalpi



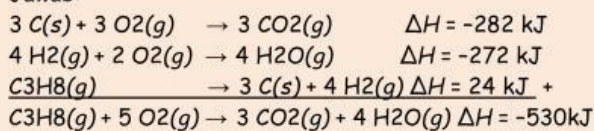
2. Diketahui reaksi:



Tentukan ΔH pada reaksi :



Jawab:

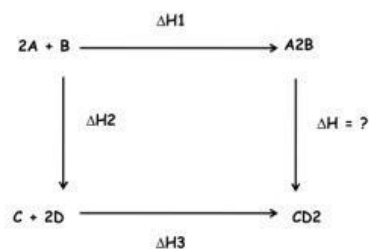


Coba
yuuk..!



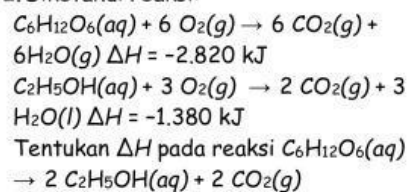
Diskusikan dengan teman sebangku soal - soal berikut ;

1. Diketahui :

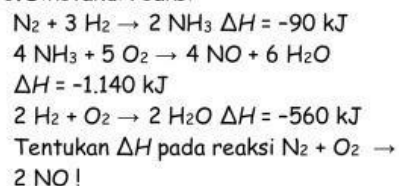


Berdasarkan hukum Hess tentukan ΔH untuk reaksi : $\text{A}_2\text{B} \rightarrow \text{CD}_2$!

2. Diketahui reaksi:



3. Diketahui reaksi:

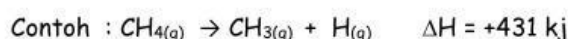


4. Penentuan ΔH Berdasarkan Energi Ikatan

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.

Macam-macam energi ikatan antara lain :

1. Energi disosiasi ikatan adalah energy yang diperlukan untuk memutuskan salah satu ikatan yang terdapat pada suatu molekul atau senyawa dalam fase gas.

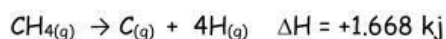


2. Energi atomisasi adalah energy yang dibutuhkan untuk memutuskan semua ikatan 1 mol molekul menjadi atom-atom bebas dalam keadaan gas. Energy atomisasi sama dengan jumlah seluruh ikatan atom-atom dalam 1 mol senyawa.



Pada molekul NH_3 terdapat 3 buah ikatan N - H, energy ikatan N - H sebesar 93 kkal/mol, sehingga energy atomisasi $\text{NH}_3 = 3 \times 93 \text{ kkal/mol} = 279 \text{ kkal/mol}$.

3. Energy ikatan rata-rata adalah energy rata-rata yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan atom-atom pada suatu senyawa yang dinotasikan sebagai D . misalnya penguraian 1 mol gas CH_4 menjadi atom-atomnya diperlukan energy sebesar 1.668 kJ. Reaksinya sebagai berikut :



Dalam molekul CH_4 terdapat 4 ikatan C - H, sehingga energy ikatan rata-rata

$$\text{C} - \text{H} (D_{\text{C-H}}) = \frac{1.668}{4} = 417 \text{ kJ}$$

Reaksi kimia antarmolekul dapat dianggap berjalan melalui 2 tahap yaitu pemutusan ikatan pada pereaksi, kemudian pembentukan ikatan pada produk, sehingga ΔH dari energy ikatan dirumuskan :



$$\Delta H = \sum E_{\text{pemutusan /reaktan}} + \sum E_{\text{penggabungan/produk}}$$

Tabel Energi Ikatan Rata-Rata (Kj/Mol) Pada 25°C

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=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≡C	837	C=N	891
O-H	464		

CONTOH

1. Diketahui energi ikatan:

$$C-H = 415 \text{ kJ/mol}$$

$$C=C = 607 \text{ kJ/mol}$$

$$C-C = 348 \text{ kJ/mol}$$

$$H-H = 436 \text{ kJ/mol}$$

Tentukan ΔH_{reaksi} pada reaksi $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$

Jawab:

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

$$= \{4(C-H) + (C=C) + (H-H)\} - \{6(C-H) + (C-C)\}$$

$$= \{(C=C) + (H-H)\} - \{2(C-H) + (C-C)\}$$

$$= (607 + 436) - (2 \times 415 + 348)$$

$$= 1.043 - 1.178$$

$$= -135 \text{ kJ}$$

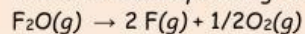
Jadi, $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g) \Delta H = -135 \text{ kJ}$

2. Diketahui: $\Delta H_f^\circ F_2O = 257 \text{ kJ mol}^{-1}$

energi ikatan gas fluorin = 157 kJ mol^{-1}

energi ikatan gas oksigen = 498 kJ mol^{-1}

Tentukan besarnya energi ikatan rata-rata F-O !



Jawab :

