

## KEGIATAN PEMBELAJARAN 1

### JENIS-JENIS ENTALPI REAKSI

#### A. Tujuan Pembelajaran

Para siswaku yang saya banggakan, setelah melakukan kegiatan pembelajaran ini diharapkan kalian dapat:

1. Menjelaskan pengertian entalpi reaksi
2. Menyebutkan jenis-jenis entalpi reaksi
3. Menjelaskan pengertian entalpi pembentukan
4. Menjelaskan pengertian entalpi penguraian
5. Menjelaskan pengertian entalpi pembakaran
6. Menjelaskan pengertian entalpi penetralan
7. Menjelaskan pengertian entalpi penguapan
8. Menjelaskan pengertian entalpi peleburan
9. Menjelaskan pengertian entalpi penyubliman
10. Menjelaskan pengertian entalpi pelarutan

#### B. Uraian Materi

Seperti yang telah kalian pelajari pada kegiatan pembelajaran sebelumnya, entalpi reaksi adalah besarnya entalpi yang menyertai suatu reaksi. Besarnya entalpi reaksi juga sangat beragam, ada yang menyerap, ada pula yang melepas kalor. Perhatikan gambar berikut!



Gambar 1  
Perobohan Gedung Dengan Peledakan  
(sumber: <https://news.detik.com/berita/d-3225080>)

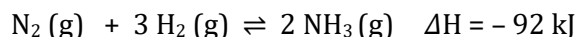
Gambar tersebut menunjukkan besarnya entalpi reaksi dapat dimanfaatkan untuk merobohkan gedung bertingkat hanya hitungan detik. Akan tetapi tidak semua entalpi reaksi yang dihasilkan sama, bergantung kepada reaksinya.

Berdasar jenis reaksinya, entalpi reaksi dibedakan menjadi 8 jenis, yaitu:

1. Entalpi Pembentukan

Entalpi pembentukan merupakan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya. Apabila pengukuran perubahan entalpi pembentukan dilakukan pada keadaan standar (25 °C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^0$ )

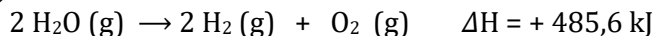
Contoh :



Pada reaksi di atas, untuk membentuk 2 mol gas amonia,  $\text{NH}_3$ , terjadi pelepasan kalor sebesar 92 kJ. Dengan demikian untuk membentuk 1 mol gas amonia akan terjadi pelepasan kalor sebesar  $92/2$  kJ atau sebesar 46 kJ. Karena persamaan termokimia di atas merupakan pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya maka dapat disimpulkan perubahan entalpi pembentukannya = - 46 kJ/mol.

## 2. Entalpi Penguraian

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsur penyusunnya yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi penguraian dilakukan pada keadaan standar (25 °C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi penguraian standar ( $\Delta H_d^0$ ). Contoh:

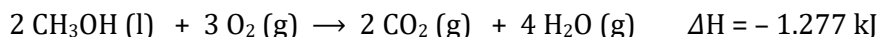


Pada reaksi di atas, untuk menguraikan 2 mol uap air ( $\text{H}_2\text{O}$ ), dibutuhkan kalor sebesar 485,6 kJ. Dengan demikian untuk menguraikan 1 mol uap air akan membutuhkan kalor sebesar  $485,6/2$  atau sebesar 242,8 kJ. Karena persamaan termokimia di atas merupakan penguraian senyawa menjadi unsur-unsurnya maka dapat disimpulkan perubahan entalpi pembentukannya = + 242,8 kJ/mol.

## 3. Entalpi Pembakaran

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada pembakaran sempurna 1 mol zat yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi pembakaran dilakukan pada keadaan standar (25 °C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi pembakaran standar ( $\Delta H_c^0$ )

Contoh:



Pada reaksi pembakaran di atas, untuk membakar sempurna 2 mol metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), menghasilkan kalor sebesar 1.277 kJ. Dengan demikian pada pembakaran 1 mol metanol akan menghasilkan kalor sebesar  $1.277/2$  atau sebesar 638,5 kJ. Karena persamaan termokimia di atas merupakan pembakaran sempurna maka dapat disimpulkan perubahan entalpi pembakarannya = - 638,5 kJ/mol.

## 4. Entalpi Penetralan

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada penetralan 1 mol asam oleh basa atau 1 mol basa oleh asam yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi penetralan dilakukan pada keadaan standar (25°C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi penetralan standar ( $\Delta H_n^0$ )

Contoh:

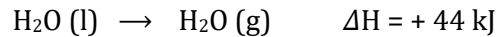


Pada reaksi penetralan di atas, untuk menetralkan 2 mol NaOH membutuhkan 1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dengan menghasilkan kalor sebesar 200 kJ. Dengan demikian perubahan entalpi penetralan  $\text{NaOH} = -200 \text{ kJ}/2 \text{ mol} = -100 \text{ kJ/mol}$ , sedangkan penetralan  $\text{H}_2\text{SO}_4 = -200 \text{ kJ}/1 \text{ mol} = -200 \text{ kJ/mol}$ .

### 5. Entalpi Penguapan

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada penguapan 1 mol zat dalam fasa cair menjadi fasa gas yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi penguapan dilakukan pada keadaan standar (25 °C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi penguapan standar ( $\Delta H_{vap}^0$ )

Contoh:

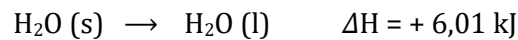


Pada proses penguapan 1 mol H<sub>2</sub>O dari fasa cair menjadi fasa gas, dibutuhkan kalor sebesar 44 kJ, dengan demikian perubahan entalpi penguapan = + 44 kJ/mol.

### 6. Entalpi Peleburan

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada pencairan 1 mol zat dalam fasa padat menjadi fasa cair yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi peleburan dilakukan pada keadaan standar (25 °C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi peleburan standar ( $\Delta H_{fus}^0$ )

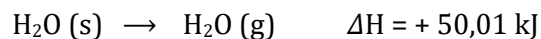
Contoh:



Pada proses peleburan 1 mol H<sub>2</sub>O dari fasa padat menjadi fasa cair, dibutuhkan kalor sebesar 6,01 kJ, dengan demikian perubahan entalpi peleburan H<sub>2</sub>O = + 6,01 kJ/mol.

### 7. Entalpi Penyubliman

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada penyubliman 1 mol zat dalam fasa padat menjadi fasa gas yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi penyubliman dilakukan pada keadaan standar (25°C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi penyubliman standar ( $\Delta H_{sub}^0$ ). Contoh:

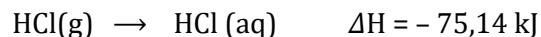


Pada proses penyubliman 1 mol H<sub>2</sub>O dari fasa padat menjadi fasa gas, dibutuhkan kalor sebesar 50,01 kJ, dengan demikian perubahan entalpi penyubliman H<sub>2</sub>O = +50,01 kJ/mol.

### 8. Entalpi Pelarutan

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada pelarutan 1 mol zat terlarut yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi pelarutan dilakukan pada keadaan standar (25 °C dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi pelarutan standar ( $\Delta H_{sol}^0$ )

Contoh:



Pada proses pelarutan 1 mol HCl dari fasa gas menjadi fasa larutan, menghasilkan kalor sebesar 75,14 kJ, dengan demikian perubahan entalpi pelarutan HCl = - 75,14 kJ/mol.

## C. Rangkuman

Untuk lebih menguatkan pemahaman kalian, mari kita rangkum materi laju reaksi sebagai berikut:

### 1. Entalpi Pembentukan

## KEGIATAN PEMBELAJARAN 2

### PENENTUAN ENTALPI REAKSI BERDASAR PERCOBAAN dan PERUBAHAN ENTALPI PEMBENTUKAN STANDAR

#### A. Tujuan Pembelajaran

Para siswaku yang saya banggakan, setelah melakukan kegiatan pembelajaran ini diharapkan kalian dapat:

1. Menjelaskan pengertian kalorimeter
2. Menjelaskan cara penentuan besarnya entalpi reaksi berdasar data percobaan
3. Menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar data percobaan
4. Menjelaskan cara penentuan besarnya entalpi reaksi berdasar perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ )
5. Menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ )

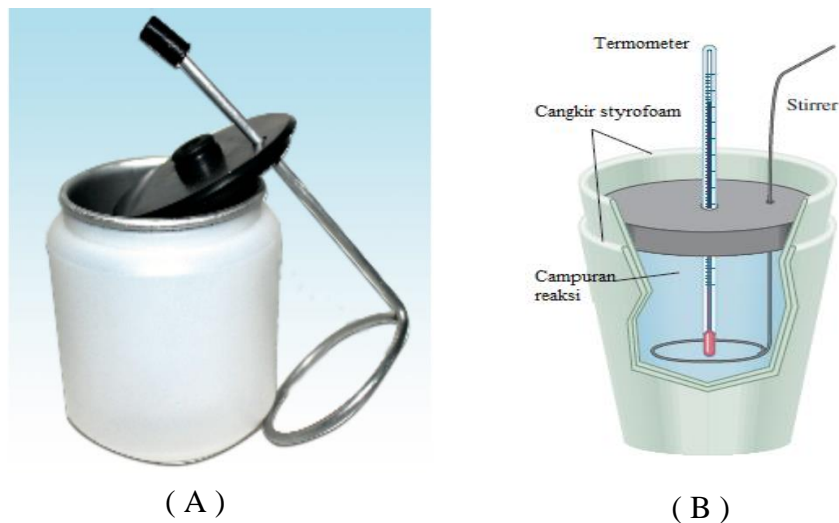
#### B. Uraian Materi

##### 1. Penentuan Entalpi Reaksi Berdasar Data Percobaan

Kalorimetri yaitu Perubahan entalpi adalah perubahan kalor yang diukur pada tekanan konstan, untuk menentukan perubahan entalpi dilakukan dengan cara yang sama dengan penentuan perubahan kalor yang dilakukan pada tekanan konstan. Salah satu cara pengukuran kalor reaksi dapat dengan menggunakan kalorimeter. Cara penentuan kalor reaksi dengan menggunakan kalorimeter disebut kalorimetri. Alat yang digunakan adalah kalorimeter yaitu alat yang digunakan untuk mengukur perubahan energi termal atau perpindahan kalor. Perubahan kalor pada suatu reaksi dapat diukur melalui pengukuran perubahan suhu yang terjadi pada reaksi tersebut.



Gambar 1.  
Kalorimeter Bomb  
(Sumber : <https://apayangdimaksud.com/kalorimeter/>)



Gambar 2

Kalorimeter Sederhana di laboratorium kimia (A) dan kalorimeter dari gelas styrofoam

(Sumber : <https://www.tokopedia.com/alpermedia/kalorimeter-tekanan-tetap> dan <http://www.chem.co.id/2019/01/65-kalorimetri.html>)

Kalorimeter adalah suatu sistem terisolasi ( tidak ada perpindahan materi maupun energi dengan lingkungan di luar kalorimeter ). Secara garis besar Kalorimeter dibedakan menjadi dua, yaitu kalorimeter bom dan kalorimeter sederhana. Prinsip kerja kalorimetri adalah dengan penerapan azas Black, yakni dua buah zat atau lebih dicampur menjadi satu maka zat yang suhunya tinggi akan melepaskan kalor sedangkan zat yang suhunya rendah akan menerima kalor, sampai tercapai kesetimbangan termal.

Menurut azas Black : Kalor yang dilepas = kalor yang diterima

Rumus yang digunakan adalah :

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

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

dengan :

q = jumlah kalor ( J )

m = massa zat ( g )

$\Delta T$  = perubahan suhu ( oC atau K )

c = kalor jenis ( J / g.oC ) atau ( J / g. K )

C = kapasitas kalor ( J / oC ) atau ( J / K )

Kalorimeter merupakan sistem terisolasi sehingga tidak ada kalor yang terbuang ke lingkungan, maka kalor reaksi = kalor yang diserap/ dibebaskan oleh larutan dan kalorimeter dengan tanda berbeda.

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

Pada prakteknya  $q_{\text{kalorimeter}}$  sering diabaikan pada perhitungannya.

Contoh soal:

Sebanyak 4 gram natrium hidroksida (Mr NaOH = 40) dimasukkan ke dalam kalorimeter yang berisi 400 ml air, ternyata larutan hasil reaksi mengalami kenaikan 10 oC dari suhu mula-mula. Bila massa jenis air = 1 gram/ml dan kalor

jenis larutan =  $4,2 \text{ J gr}^{-1}\text{C}^{-1}$ , tentukan perubahan entalpi pelarutan natrium hidroksida! (asumsikan masa larutan hanya masa air)

Jawab:

Berdasar data dari soal : masa air =  $V \cdot \rho = 400 \text{ mL} \cdot 1 \text{ g/mL} = 400 \text{ g}$

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

$$\Delta T = 10 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\begin{aligned} q &= m \cdot c \cdot \Delta T \\ &= 400 \text{ g} \cdot 4,2 \text{ J gr}^{-1}\text{C}^{-1} \cdot 10 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ &= 16.800 \text{ J} \\ &= 16,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

## 2. Penentuan Entalpi Reaksi Berdasar Perubahan Entalpi Pembentukan Standar ( $\Delta H_f^{\circ}$ )

Kalor suatu reaksi dapat ditentukan berdasar data entalpi pembentukan zat pereaksi dan zat produknya. Dalam hal ini, zat pereaksi dianggap terlebih dahulu terurai menjadi unsur-unsurnya, kemudian unsur-unsur tersebut bereaksi membentuk zat produk. Entalpi pembentukan zat yang diukur pada keadaan standar merupakan harga  $\Delta H_f^{\circ}$ , oleh karena itu perubahan entalpi Adapun rumus perhitungannya adalah:

$$\Delta H = \Sigma \Delta H_f^{\circ}(\text{produk}) - \Sigma \Delta H_f^{\circ}(\text{reaktan})$$

Contoh soal:

Diketahui perubahan entalpi pembentukan standar:

$$\text{CH}_3\text{OH (l)} = -238,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{CO}_2 \text{ (g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O (l)} = -286,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Ar H} = 1, \text{ Ar C} = 12, \text{ Ar O} = 16$$

- Tentukan entalpi pembakaran metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$  !
- Tentukan jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol!

Jawab:

- Reaksi pembakaran metanol berarti metanol direaksikan dengan oksigen, sebagai berikut:  $\text{CH}_3\text{OH (l)} + 3/2\text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2\text{H}_2\text{O (g)}$   $\Delta H = ?$

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Sigma \Delta H_f^{\circ}(\text{produk}) - \Sigma \Delta H_f^{\circ}(\text{reaktan}) \\ &= (1 \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{CO}_2 + 2 \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^{\circ} \text{CH}_3\text{OH} + 3/2 \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{O}_2) \\ &= (-393,5 \text{ kJ} + 2 \text{ mol} \cdot -286,0 \text{ kJ/mol}) - (-238,6 \text{ kJ} + 3/2 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}) \\ &= (-393,5 \text{ kJ} + (-572 \text{ kJ})) - (-238,6 \text{ kJ}) \\ &= -965,5 \text{ kJ} + 238,6 \text{ kJ} \\ &= -726,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Jadi perubahan entalpi pembakaran metanol =  $-726,9 \text{ kJ/mol}$ .

- Kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol:  
8 gram metanol =  $8 \text{ gram} / 32 \text{ gram} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,25 \text{ mol}$   
Maka kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol adalah:  
=  $0,25 \text{ mol} \cdot -726,9 \text{ kJ/mol}$   
=  $-181,725 \text{ kJ}$

Jadi kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol =  $181,725 \text{ kJ}$

### C. Rangkuman

Untuk lebih menguatkan pemahaman kalian, mari kita rangkum materi laju reaksi sebagai berikut:

1. Kalorimeter adalah suatu alat untuk mengukur kalor yang dilepaskan atau diserap pada suatu reaksi kimia.
2. Untuk menentukan besarnya entalpi reaksi berdasar data percobaan adalah dengan cara menghitung kalor yang dilepas atau diserap, dengan prinsip bahwa kalor yang dilepas atau diserap dapat kita tentukan dengan mengukur perubahan suhu larutan.
3. Menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar data percobaan dengan rumus:  
 $q = m.c. \Delta T$   
 dengan  $q$  = jumlah kalor (joule)  
 $c$  = kalor jenis zat / larutan ( $\text{Joule.g}^{-1}\text{°C}^{-1}$ )  
 $\Delta T$  = perubahan suhu ( $T_{\text{akhir}} - T_{\text{awal}}$ )
4. Cara penentuan besarnya entalpi reaksi berdasar perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ ) adalah dengan menghitung selisih antara perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ ) produk dan perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ ) reaktannya.
5. Cara menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar perubahan entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ ):

$$\Delta H = (\Delta H_f^\circ)_{\text{produk}} - (\Delta H_f^\circ)_{\text{reaktan}}$$

### D. Penugasan Mandiri

Siswaku yang hebat, untuk memanfaatkan waktu lebih efektif dan melatih ketrampilan dalam pengerjaan soal, silahkan kerjakan soal berikut:

1. Sebanyak 4 gram natrium hidroksida ( $M_r \text{ NaOH} = 40$ ) dimasukkan ke dalam kalorimeter yang berisi 400 ml air, ternyata larutan hasil reaksi mengalami kenaikan  $10\text{ °C}$  dari suhu mula-mula, Bila massa jenis air =  $1\text{ gram/ml}$  dan kalor jenis larutan =  $4,2\text{ J gr}^{-1}\text{°C}^{-1}$ , tentukan perubahan entalpi pelarutan natrium hidroksida dalam satuan  $\text{kJ mol}^{-1}$

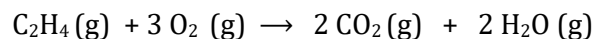
2. Diketahui :

$$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O(g)} = -285\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2\text{(g)} = -393\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ C}_2\text{H}_4\text{(g)} = +227\text{ kJ/mol}$$

Tentukan jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 2,8 gram gas  $\text{C}_2\text{H}_4$  ( $A_r \text{ C} = 12$ ,  $A_r \text{ H} = 1$ ) sesuai reaksi :





## KEGIATAN PEMBELAJARAN 3

### PENENTUAN ENTALPI REAKSI BERDASAR HUKUM HESS dan DATA ENERGI IKATAN

#### A. Tujuan Pembelajaran

Para siswaku yang saya banggakan, setelah melakukan kegiatan pembelajaran ini diharapkan kalian dapat:

1. Menjelaskan pengertian Hukum Hess
2. Menjelaskan cara penentuan besarnya entalpi reaksi berdasar Hukum Hess
3. Menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar Hukum Hess
4. Menjelaskan pengertian energi ikatan
5. Menjelaskan cara penentuan besarnya entalpi reaksi berdasar data energi ikatan
6. Menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar data energi ikatan

#### B. Uraian Materi

##### 1. Penentuan Entalpi Reaksi Berdasar Hukum Hess

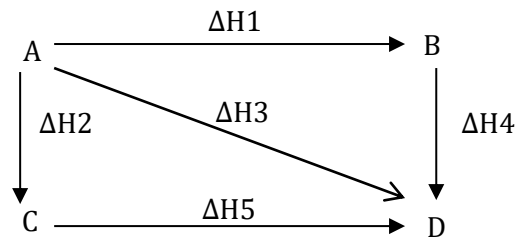
Pengukuran perubahan entalpi suatu reaksi kadangkala tidak dapat ditentukan langsung dengan kalorimeter, misalnya penentuan perubahan entalpi pembentukan standar  $\Delta H_f^{\circ} \text{CO}$ . Reaksi pembakaran karbon tidak mungkin hanya menghasilkan gas CO saja tanpa disertai terbentuknya gas CO<sub>2</sub>. Jadi, bila dilakukan pengukuran perubahan entalpi dari reaksi tersebut; yang terukur tidak hanya reaksi pembentukan gas CO saja tetapi juga perubahan entalpi dari reaksi pembentukan gas CO<sub>2</sub>.

Untuk mengatasi hal tersebut, Henry Hess melakukan serangkaian percobaan dan menyimpulkan bahwa perubahan entalpi suatu reaksi merupakan fungsi keadaan. Artinya : “ perubahan entalpi suatu reaksi hanya tergantung pada keadaan awal ( zat-zat pereaksi ) dan keadaan akhir ( zat-zat hasil reaksi ) dari suatu reaksi dan tidak tergantung pada jalannya reaksi.”

Menurut hukum Hess, karena entalpi adalah fungsi keadaan, perubahan entalpi dari suatu reaksi kimia adalah sama, walaupun langkah-langkah yang digunakan untuk memperoleh produk berbeda. Dengan kata lain, hanya keadaan awal dan akhir yang berpengaruh terhadap perubahan entalpi, bukan langkah-langkah yang dilakukan untuk mencapainya. Jika suatu reaksi berlangsung dalam dua tahap atau lebih, maka perubahan entalpi reaksi tersebut sama dengan jumlah perubahan entalpi dari semua tahapannya. Secara matematis pernyataan ini dapat dituliskan,  $\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots$

Hal ini menyebabkan perubahan entalpi suatu reaksi dapat dihitung sekalipun tidak dapat diukur secara langsung. Caranya adalah dengan melakukan operasi aritmatika pada beberapa persamaan reaksi yang perubahan entalpinya diketahui. Persamaan-persamaan reaksi tersebut diatur sedemikian rupa sehingga penjumlahan semua persamaan akan menghasilkan reaksi yang kita inginkan. Untuk lebih jelasnya perhatikan ilustrasi berikut!





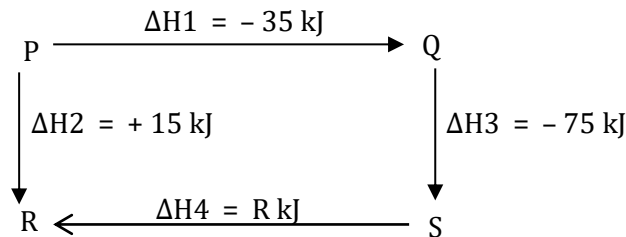
Dari ilustrasi tersebut, keadaan awal adalah A, sedangkan keadaan akhir adalah D. Untuk mencapai keadaan akhir, dari keadaan awal terdapat 3 jalur:

- A - B - D dengan entalpi reaksi  $\Delta H1 + \Delta H4$
- A - D dengan entalpi reaksi  $\Delta H3$
- A - C - D dengan entalpi reaksi  $\Delta H2 + \Delta H5$

Dengan demikian, menurut Hukum Hess dapat dibuat persamaan :

$$\Delta H1 + \Delta H4 = \Delta H3 = \Delta H2 + \Delta H5$$

Contoh Soal 1:



Tentukan R !

Jawab:

Dari diagram siklus dapat dibuat persamaan :

$$\Delta H2 = \Delta H1 + \Delta H3 + \Delta H4$$

$$\Delta H4 = \Delta H2 - (\Delta H1 + \Delta H3)$$

$$\Delta H4 = + 15 \text{ kJ} - (- 35 \text{ kJ} + - 75 \text{ kJ})$$

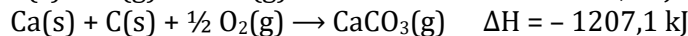
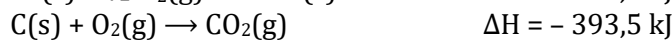
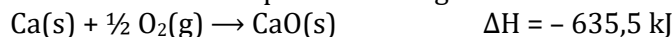
$$\Delta H4 = + 15 \text{ kJ} - (- 110 \text{ kJ})$$

$$\Delta H4 = + 15 \text{ kJ} + 110 \text{ kJ}$$

$$\Delta H4 = + 125 \text{ kJ}$$

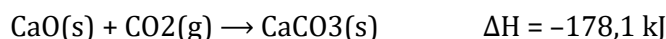
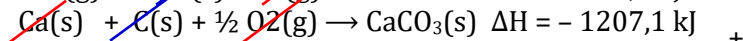
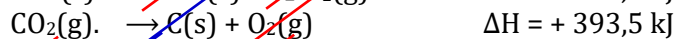
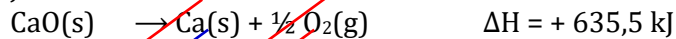
Contoh Soal 2:

Diketahui data entalpi reaksi sebagai berikut :



Hitunglah perubahan entalpi reaksi :  $\text{CaO(s)} + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$  !

Jawab :



## 2. Penentuan Entalpi Reaksi Berdasar Data Energi Ikatan

Reaksi kimia antarmolekul dapat dianggap berlangsung dalam 2 tahap yaitu :

- Pemutusan ikatan pada pereaksi
- Pembentukan ikatan pada produk

Sesuai dengan hukum Hess,  $\Delta H$  reaksi total adalah  $\Delta H$  tahap-I +  $\Delta H$  tahap-II.

$\Delta H$  tahap-I =  $\sum$  Energi ikatan pada pereaksi (yang putus)

$\Delta H$  tahap-II =  $-\sum$  Energi ikatan pada produk (yang terbentuk).

$$\begin{aligned}\Delta H \text{ reaksi} &= \sum \text{Energi ikatan pereaksi yang putus} - \sum \text{Energi ikatan produk yang} \\ &\hspace{15em} \text{terbentuk} \\ &= \sum E_{\text{pemutusan}} - \sum E_{\text{pengikatan}} \\ &= \sum E_{\text{ruas kiri}} - \sum E_{\text{ruas kanan}}\end{aligned}$$

Energi yang dibutuhkan untuk memutuskan 1 mol ikatan kimia dalam suatu molekul gas menjadi atom-atomnya dalam fase gas disebut energi ikatan atau energi disosiasi (D). Untuk molekul kompleks, energi yang dibutuhkan untuk memecah molekul itu sehingga membentuk atom-atom bebas disebut energi atomisasi. Harga energi atomisasi ini merupakan jumlah energi ikatan atom-atom dalam molekul tersebut. Untuk molekul kovalen yang terdiri dari dua atom, seperti  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ , atau  $HI$  yang mempunyai satu ikatan, maka energi atomisasi sama dengan energi ikatan. Energi yang diperlukan untuk reaksi pemutusan ikatan telah diukur.

Contoh Soal:

Diketahui energi ikatan:

C - H = 415 kJ/mol

C = C = 607 kJ/mol

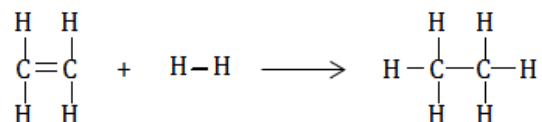
C - C = 348 kJ/mol

H - H = 436 kJ/mol

Ditanya :

$\Delta H$ reaksi pada reaksi :  $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$

Jawab:



$$\begin{aligned}\Delta H \text{ reaksi} &= \sum \text{energi pemutusan ikatan} - \sum \text{energi pembentukan ikatan} \\ &= \{4 (\text{C} - \text{H}) + (\text{C} = \text{C}) + (\text{H} - \text{H})\} - \{6 (\text{C} - \text{H}) + (\text{C} - \text{C})\} \\ &= \{[(\text{C} = \text{C}) + (\text{H} - \text{H})]\} - \{2 (\text{C} - \text{H}) + (\text{C} - \text{C})\} \\ &= (607 + 436) - (2 \times 415 + 348) \\ &= 1.043 - 1.178 \\ &= -135 \text{ kJ}\end{aligned}$$

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

## C. Rangkuman

Untuk lebih menguatkan pemahaman kalian, mari kita rangkum materi laju reaksi sebagai berikut:

1. Hukum Hess atau Hukum penjumlahan kalor menyatakan bahwa jika suatu reaksi berlangsung dalam dua tahap atau lebih, maka perubahan entalpi reaksi tersebut sama dengan jumlah perubahan entalpi dari semua tahapannya.

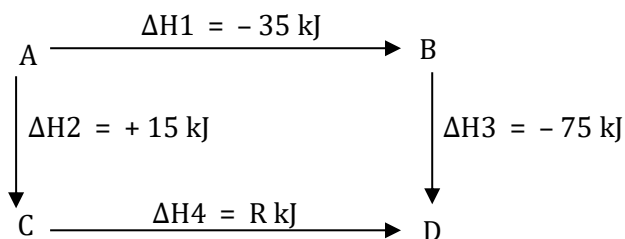
2. Cara menghitung atau menentukan besarnya entalpi reaksi berdasar Hukum Hess adalah dengan cara menentukan terlebih dahulu persamaan penjumlahan kalornya, karena dengan Hukum Hess dapat dibuat persamaan penjumlahan kalornya.
3. Energi ikatan adalah energi yang berkaitan dengan pemutusan atau pembentukan ikatan kimia ikatan.
4. Cara menentukan atau menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar data energi ikatan adalah mencari selisih energi pemutusan dengan energi penggabungan (pengikatan). Untuk menghitung besarnya entalpi reaksi berdasar data energi ikatan diawali dengan menghitung jumlah ikatan yang ada pada tiap senyawanya, baik itu zat reaktan maupun zat produk. Setelah masing-masing jumlah energi pemutusan (zat reaktan) dan energi penggabungan (zat produk) diketahui, barulah ditentukan selisihnya dengan rumus:

$$\Delta H = \Sigma \text{energi pemutusan} - \Sigma \text{energi penggabungan}$$

## D. Penugasan Mandiri

Siswaku yang hebat, untuk memanfaatkan waktu lebih efektif dan melatih ketrampilan dalam pengerjaan soal, silahkan kerjakan soal berikut:

1. Diketahui diagram siklus reaksi sebagai berikut :



Dengan menerapkan Hukum Hess, tentukan nilai R !

2. Diketahui data energi ikat rata-rata :

C = C	=	614 kJ/mol
C - C	=	348 kJ/mol
C - H	=	413 kJ/mol
C - Cl	=	328 kJ/mol
H - Cl	=	431 kJ/mol

Tentukan besarnya perubahan entalpi pada reaksi :

