



UNIVERSITAS
PANCASILA
"A PLACE TO CREATE YOUR SUCCESS"



MATA KULIAH KIMIA

TERMODINAMIKA KIMIA I



Dosen Pengampu :
Dr. apt. Liliek Nurhidayati, M.Si.

Program Studi Teknik Industri
Fakultas Teknik Universitas Pancasila
Semester
Gasal 2025/2026

TERMODINAMIKA KIMIA

- A. Pengertian dan Konsep Dasar Termodinamika.
- B. Hukum-hukum Termodinamika
- C. Hukum Termodinamika I

A. Pengertian dan konsep dasar Termodinamika

Termodinamika :

-  Menjelaskan asal usul kalor & memberikan cara untuk mengukur perpindahan kalor secara kuantitatif.
-  Ilmu operasional yang berhubungan dengan sifat-sifat makroskopis yang pada dasarnya dapat diukur.

Tujuan dari ilmu ini :

- Memprediksi jenis-jenis proses kimia & fisika yang mungkin dan dalam kondisi bagaimana.
- Menghitung secara kuantitatif sifat keadaan kesetimbangan yang timbul pada saat proses berlangsung.

Contoh :

1. Jika hidrogen dicampur dengan nitrogen, akan terjadi reaksi, berapa % akan dihasilkan amonia.
2. Apakah pengaruh perubahan tertentu suhu dan tekanan terhadap tingkat reaksi tersebut.
3. Bagaimana kondisi proses dapat dioptimasi sehingga efisiensinya maksimal.

Konsep Dasar :

SISTEM & LINGKUNGAN

- Sistem : Bagian alam yang kita amati
- Lingkungan : Bagian alam yang berada diluar (mengelilingi sistem)→ tempat melakukan pengamatan.

Sistem & lingkungan membentuk :

→ *sistem (semesta) termodinamika*

Kaitan sistem dengan lingkungan:

- suatu sistem terpisah dari lingkungannya dengan batas-batas tertentu dapat nyata / tidak nyata.
- antara sistem dan lingkungan dapat terjadi pertukaran/perpindahan energi dan massa/materi

Sistem → terbuka ,tertutup, terisolasi.

SISTEM

- a. Terbuka

materi dan energi dapat dipindahkan melalui batas antara sistem dengan lingkungan

(ada kontak termal dan mekanis)

- b. Tertutup

batas hanya dilewati oleh energi, materi tidak

(hanya kontak termal)

- c. Terisolasi

tidak ada kontak mekanis dan termal

SIFAT KEADAAN

(Sifat-sifat makroskopik sistem)

EKSTENSIF

- Bergantung pada ukuran sistem
- Contoh :
Volume, energi dalam, massa

INTENSIF

- Tidak bergantung pada ukuran sistem
- Contoh :
Tekanan, suhu, kuantitas molar, massa jenis

PROSES TERMODINAMIKA :

Perubahan dari satu keadaan ke keadaan lain atau dari keadaan awal ke keadaan akhir.

1. Proses reversibel:
sistem dan lingkungannya berada dalam keadaan kesetimbangan
2. Proses irreversibel:
proses alam atau proses yang berjalan spontan
3. Proses adiabatik :
proses dimana tidak ada energi/panas yang keluar masuk dari sistem selama proses berlangsung.
4. Proses isoterm
5. Proses isobar
6. Proses isovol.

B. Hukum-Hukum Termodinamika

Hukum Termodinamika I, II dan III → secara teoritis bisa menentukan reaksi spontan/tidak

1. Hukum Termodinamika I:

mengarah tentang pengenalan energi dalam → fungsi keadaan yang memungkinkan apakah ada suatu perubahan yang diperbolehkan.

2. Hukum Termodinamika II :

petunjuk tentang perubahan spontan → fungsi keadaan = entropi

3. Hukum Termodinamika III :

→ kesimpulan dan teori

C. Hukum Termodinamika I (Entalpi ; Termokimia)

Konsep dasar: → kerja , kalor dan energi

***Kerja : w**

Merupakan proses yang dapat digunakan untuk mendapatkan suatu perubahan tempat (dilakukan selama proses)

$$\text{kerja} = \text{gaya} \times \text{jarak} \rightarrow w = F (r_i - r_f)$$

+ : dilakukan oleh gaya luar pada sistem

- : sistem melakukan kerja pada kelilingnya

Jenis kerja :

mekanik, listrik, ekspansi volume, gravitasi, penambahan permukaan

Energi; E/U

Kapasitas sistem untuk melakukan kerja.

- Energi : potensial, mekanik, listrik, panas, permukaan dan kinetik.
- Total kandungan energi di dalam sistem disebut :
Energi dalam = internal energy; U / E
- Nilai mutlak energi dalam tidak mungkin diketahui, yang dapat diketahui adalah: perubahan energi dalam ; $\Delta U / \Delta E$

$$\Delta U = U_f - U_i$$

Energi dalam:

- sistem menyerap energi ($U_2 > U_1$) $\rightarrow \Delta U = +$
- sistem melepas energi ($U_2 < U_1$) $\rightarrow \Delta U = -$

Kalor (q)

Energi yang dipindahkan melalui batas-batas sistem sebagai akibat langsung dari perbedaan suhu yang terdapat antara sistem dan lingkungannya

Pada tingkat molekuler, energi kinetik rata-rata molekul pada sistem bersuhu tinggi > pada sistem bersuhu rendah

→ Energi panas dari sistem bersuhu tinggi pindah ke sistem yg bersuhu rendah.

+ : kalor diserap oleh sistem dari lingkungan

— : sistem memberikan kalor pada lingkungan

Perpindahan kalor:

a. Sistem diatermik:

Memungkinkan perpindahan energi sebagai kalor

b. Sistem adiabatik:

Tidak memungkinkan terjadinya perpindahan kalor

Eksotermis = proses pelepasan energi sebagai kalor

Endotermis = proses yang menyerap energi sebagai kalor

Eksoterm :

proses pelepasan energi sebagai kalor (suhu lingkungan naik ; $q=-$) atau kalor dilepaskan oleh reaksi (**ΔH negatif**)

Endoterm :

proses penyerapan/pengambilan energi sebagai kalor (suhu lingkungan turun) atau **kalor diserap oleh reaksi (ΔH positif)**

Energi

Energi = kapasitas sistem untuk melakukan kerja

Energi total dari suatu sistem → energi dalam (U)

$$\Delta U = U_f - U_i$$

Energi dalam adalah sifat keadaan.

Artinya nilai energi dalam hanya bergantung pada keadaan akhir sistem dan tidak bergantung pada cara pencapaian keadaan itu.

Energi dalam, kalor dan kerja diukur dalam satuan
JOULE

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

Energi dalam mempunyai 2 hal karakteristik :

- 1. ΔU sistem terisolasi bersifat kekal, tidak dapat diciptakan/ dimusnahkan begitu saja.**
- 2. ΔU dapat diubah secara ekuivalen menjadi kerja dan kalor.**

Dalam banyak proses, kalor dan kerja keduanya menembus batas sistem dan *perubahan energi dalam sistem adalah jumlah dari kedua kontribusi itu*. pernyataan ini disebut :

HUKUM TERMODINAMIKA I.

rumus matematik hukum termodinamika I

$$\Delta U = q + w$$

ΔU ; q dan w : Joule ; 1 kalori = 4,184 J

-Kerja dilakukan tanpa perpindahan kalor →

$$\Delta U = w$$

- perubahan keadaan yang sama dari suatu sistem dapat dilakukan dengan memindahkan kalor tanpa melakukan kerja →

$$\Delta U = q$$

Perubahan energi dalam dapat dihitung dari kerja W yang dilakukan pada sistem.

Dalam proses adiabatik :

$$\Delta U = W$$

Perubahan energi dalam U yang dihasilkan oleh perpindahan kalor q ke sistem, bila tak ada kerja yang dilakukan:

$$\Delta U = q$$

Kerja mekanis :

Kerja yang dilakukan untuk menggerakkan obyek sepanjang jarak dz melawan gaya yang menentangnya adalah:

$$dW = - F dz$$

Kerja ekspansi:

Jika sistem memuai melalui dV melawan tekanan tetap p_{ekst} :

$$dW = - p_{ekst} dV$$

Kerja pemampatan:

dV bertanda $-$ sehingga dW bertanda $+$

Salah satu kajian ilmu kimia adalah mempelajari energi yang terlibat dalam perubahan materi

Hukum Termodinamika I :

Energi yang terlibat dalam perubahan materi

$$E = q + w + \varepsilon + \dots + \text{bentuk energi lainnya}$$

Jika hanya perubahan energi sistem yang dipelajari, maka perubahan energi yang terlibat diungkapkan sebagai energi internal ΔU

$$\Delta U = q + w + \varepsilon + \dots + \text{bentuk energi lainnya}$$

Jika hanya kalor (q) dan kerja (w) yang diterapkan dalam perubahan materi

$$\Delta U = q - P_L \Delta V \quad P_L = \text{tekanan luar}$$

$$\text{pada volume tetap} \quad \Delta U = q$$

Pada tekanan tetap

$$\Delta H = q_p$$

Hukum pertama termodinamika:

- energi dalam suatu sistem besarnya tetap kecuali jika diubah dengan melakukan kerja atau dengan pemanasan

$$\Delta U = q + W$$

$$dU = dq + dW$$

q bertanda + bila energi diserap sistem

q bertanda - bila energi dilepas sistem

W bertanda + bila sistem dikenai kerja

W bertanda - bila sistem melakukan kerja

Pada sistem terisolasi :

- tidak ada kontak termal dan kontak mekanik
- energi dalam tetap

$$\Delta U = 0 \quad q = -W \quad (\text{proses isothermal})$$

Perubahan energi dalam dapat dihitung dari kerja W yang dilakukan pada sistem.

Dalam proses adiabatik :

$$\Delta U = W$$

Perubahan energi dalam U yang dihasilkan oleh perpindahan kalor q ke sistem, bila tak ada kerja yang dilakukan:

$$\Delta U = q$$

Kerja mekanis :

Kerja yang dilakukan untuk menggerakkan obyek sepanjang jarak dz melawan gaya yang menentangnya adalah:

$$dW = - F dz$$

Kerja ekspansi:

Jika sistem memuai melalui dV melawan tekanan tetap p_{ekst} :

$$dW = - p_{ekst} dV$$

Kerja pemampatan:

dV bertanda $-$ sehingga dW bertanda $+$

Kapasitas kalor, kapasitas kalor spesifik, entalpi

Kapasitas kalor (C) :

- Jumlah energi yang harus ditambahkan ke dalam sistem untuk meningkatkan suhu sebesar 1 K

$$q = C\Delta T$$

Kapasitas kalor spesifik (pada V atau P konstan):

Jumlah kalor yang diperlukan untuk meningkatkan suhu suatu zat seberat 1 g sebesar 1 K

Perpindahan kalor pada volume tetap (isokhorik): Kalorimeter bom

- Beberapa spesies yg bereaksi dikurung dalam sebuah bejana kecil tertutup dan bejana ditempatkan dalam sebuah kalorimeter
- Kalorimeter bom merupakan alat untuk mengukur dU
- $dU = q_v$

TERMOKIMIA

Kajian tentang kalor yang dihasilkan atau yang dibutuhkan.

misal : reaksi kimia dalam tabung reaksi
(isi tabung adalah sistem)

Energi yang dihasilkan oleh reaksi $\rightarrow$ kalor = q
dapat diukur dengan :

1. perubahan energi dalam (ΔU)
2. perubahan entalpi (ΔH)

Sebaliknya bila diketahui ΔU & ΔH bisa meramalkan jumlah energi yang dihasilkan $\rightarrow$ kalor

Energi yang menyertai reaksi kimia lebih disukai dinyatakan dalam bentuk entalpi, sebab reaksi dilakukan pada tekanan tetap

ENTALPI (ΔH) = perpindahan kalor pada **p** tetap (isobarik)

Perubahan entalpi :

- perubahan fisika
- perubahan kimia

Reaksi eksotermik

kalor dilepaskan oleh reaksi (ΔH negatif)

Reaksi endotermik

kalor diserap oleh reaksi (ΔH positif)



$$\Delta U = q_p + w$$

$$= q_p - p\Delta V$$

$$q_p = \Delta(U + pV) = \Delta H$$

$$\Delta H = \Delta U + p \Delta V$$

Untuk gas ideal :

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$$

$$\Delta pV = \Delta nRT$$

$$\Delta n = \sum n_i(\text{produk}) - \sum n_j(\text{reaktan})$$

Contoh Soal :

Jika ΔH pada 298 K untuk reaksi



adalah $282,85 \text{ kJmol}^{-1}$, hitung ΔU

Jawab :

$$\Delta n = 1 - 1 - 1/2 = -1/2$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

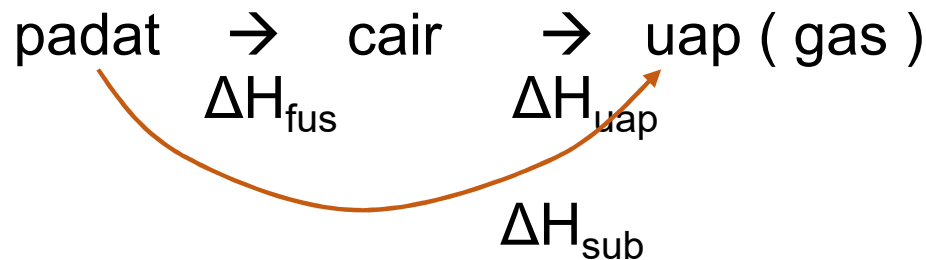
$$= 282,85 \text{ kJmol}^{-1} - (-1/2 \text{ mol})(8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298 \text{ K})$$

$$= 283,85 \text{ kJmol}^{-1}$$

PERUBAHAN ENTALPI :

1. Entalpi perubahan fisik

Perubahan entalpi yang menyertai perubahan fisik → perubahan transisi fasa :



2. Entalpi perubahan kimia

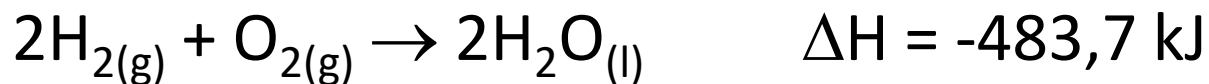
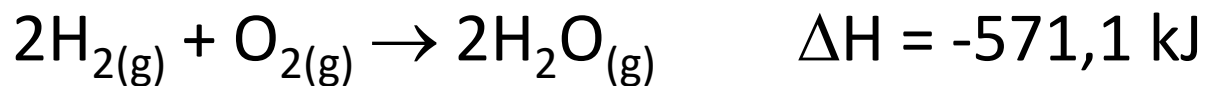
ΔH_f	= entalpi pembentukan
ΔH_i	= entalpi pengionan
ΔH_{ea}	= entalpi afinitas elektron
ΔH_c	= entalpi pembakaran
ΔH_{diss}	= entalpi dissosiasi
ΔH_L	= entalpi standar kisi
ΔH	= entalpi hidrogenasi

Persamaan Termokimia

Dalam persamaan termokimia harus melibatkan fasa zat yang bereaksi, sebab perubahan entalpi bergantung pada fasa zat.

Contoh: reaksi antara gas hidrogen dan gas oksigen membentuk air.

Jika air yang dihasilkan berwujud cair akan dilepaskan kalor sebesar 483,7 kJ, tetapi jika air yang dihasilkan berupa uap, maka kalor yang dilepaskan sebesar 571,7 kJ. Persamaan termokimianya=

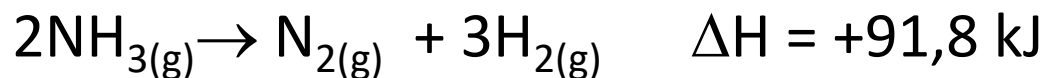


Entalpi tergolong sifat ekstensif, maka ada dua aturan

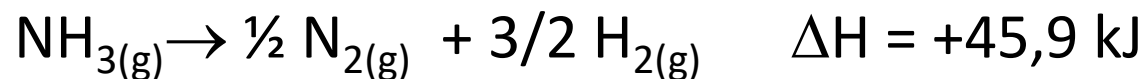
- A. Jika persamaan termokimia dikalikan dengan suatu faktor, nilai ΔH persamaan baru sebesar perkalian faktor itu. Contoh:



- B. Jika persamaan kimia arahnya dibalikkan, nilai ΔH akan berubah tanda.



Jika reaksi pengurangan dinyatakan dalam satu mol ammonia, maka persamaan dikalikan dengan faktor $\frac{1}{2}$



Contoh soal :

Fosfor merah bereaksi dengan bromin cair dalam reaksi eksotermik



Hitung perubahan entalpi bila 2,63 g fosfor bereaksi dengan bromin berlebih menurut reaksi di atas

Penyelesaian:

Jumlah mol P = $2,63\text{g} / 30,97 \text{ g mol}^{-1} = 0,0849 \text{ mol}$

Perubahan entalpi -243 kJ diasosiasikan dengan
2 mol P

Maka :

$$\Delta H = 0,0849 \text{ mol P} \times -243 \text{ kJ} / 2 \text{ mol P} = -10,3 \text{ kJ}$$

PERUBAHAN ENTALPI STANDAR ; ΔH°

adalah perubahan entalpi untuk proses yang zat awal dan akhirnya berada dalam *keadaan standar*

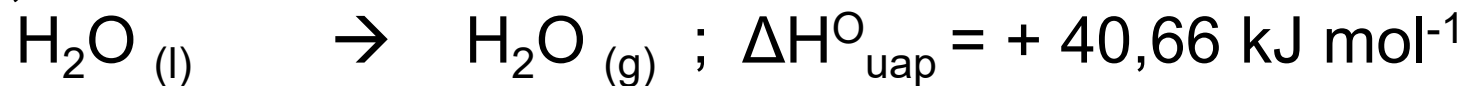
Keadaan standar suatu zat pada suhu tertentu adalah bentuk murni zat tersebut pada tekanan 1 bar.

Misal : etanol keadaan standar pada suhu 298 K artinya adalah etanol murni pada suhu 298 K dan tekanan 1 bar.

Entalpi penguapan standar; $\Delta H^\circ_{\text{uap}}$

adalah perubahan entalpi per mol jika cairan pada tekanan 1 bar menguap menjadi gas pada tekanan 1 bar.

Contoh ;



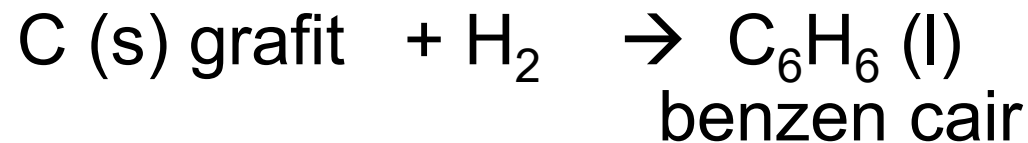
Biasanya reaksi hipotesis dikaitkan dengan reaksi :

- entalpi pembentukan
- entalpi pembakaran

Entalpi pembentukan standar ;

adalah pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya dalam keadaan pembandingnya → entalpi pada keadaan spesifik untuk unsur adalah pada $T = 25^{\circ}\text{C}$; $p = 1 \text{ bar}$

contoh :



$$\Delta H_f = \text{lebih kurang } 49 \text{ KJ mol}^{-1}$$

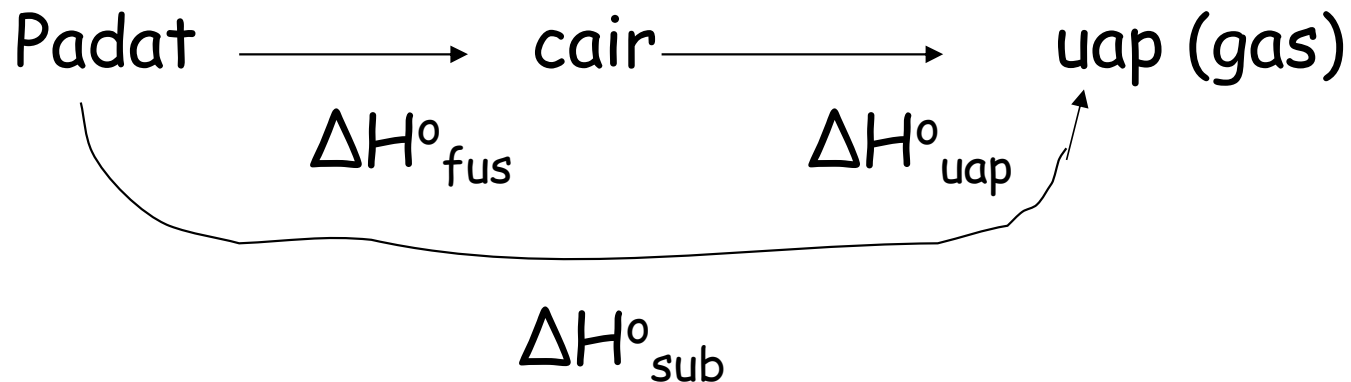
Simbol entalpi

ΔH^0_f	Entalpi pembentukan
ΔH^0_{vap}	Entalpi penguapan standar
ΔH^0_{trs}	Entalpi transisi standar
ΔH^0_{fus}	Entalpi peleburan standar
ΔH^0_i	Entalpi pengionan
ΔH^0_{ea}	Entalpi afinitas elektron
ΔH^0_L	Entalpi standar kisi
ΔH^0_c	Entalpi pembakaran
ΔH^0_{sub}	Entalpi sublimasi standar
ΔH^0_{diss}	Entalpi dissosiasi

Entalpi perubahan fisik

Perubahan entalpi standar yang menyertai perubahan fisika

Perubahan transisi fasa



Entalpi pembentukan

- Entalpi pembentukan standar adalah entalpi reaksi standar untuk pembentukan zat itu dari unsur-unsurnya dalam keadaannya yang paling stabil pada T tertentu tekanan 1 bar.
- $6\text{C(s,gr)} + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) \quad \Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_6, \text{l}) = +49,0 \text{ kJmol}^{-1}$

Jika panas pembentukan reaktan dan produk reaksi kimia diketahui, panas reaksi dapat dihitung dari hubungan:

$$\Delta H^0_{298} = \sum_i n_i \Delta H^0_f (\text{produk}) - \sum_j n_j \Delta H^0_f (\text{reaktan})$$

Contoh soal:

Hitung ΔH^0 untuk reaksi:



Bila diketahui

$$\Delta H^0_f(\text{CH}_3\text{OH}, l) = -238,57 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_f(\text{H}_2\text{O}, g) = -241,84 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_f(\text{CO}_2, g) = -393,55 \text{ kJmol}^{-1}$$

Penyelesaian :

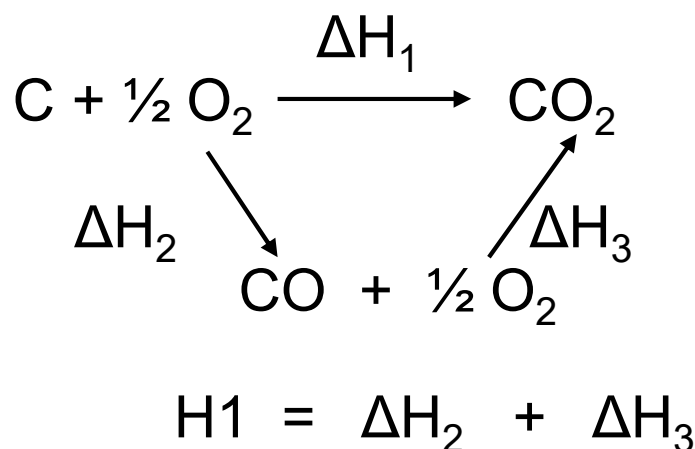
$$\Delta H^0 = \sum_i n_i \Delta H^0_f (\text{produk}) - \sum_j n_j \Delta H^0_f (\text{reaktan})$$

$$\begin{aligned} \Delta H^0_f &= (-393,55 \text{ kJmol}^{-1})(1 \text{ mol}) + \\ &\quad (2 \text{ mol})(-241,84 \text{ kJmol}^{-1}) - \\ &\quad (1 \text{ mol})(-238,57 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &= - 638,66 \text{ kJ} \end{aligned}$$

HUKUM HESS

Entalpi reaksi secara keseluruhan adalah jumlah entalpi reaksi dari reaksi-reaksi individual yang merupakan bagian dari suatu reaksi.

Tahap individual tidak perlu direalisasikan dalam praktik → bisa saja hanya reaksi hipotesis (syarat reaksi harus setimbang).

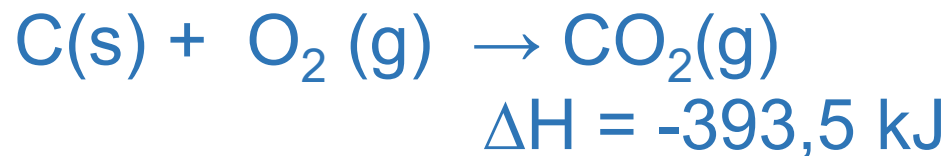


ΔH_1 & $\Delta H_3 \rightarrow$ ditentukan dengan kalorimeter; ΔH_2 tidak dapat
 $-94,1 \text{ kkal} = \Delta H_2 + (-67,7 \text{ kkal})$

Contoh :

1. Perubahan entalpi untuk reaksi 1 mol karbonmonoksida dengan oksigen pada 25°C adalah -283,0 kJ.

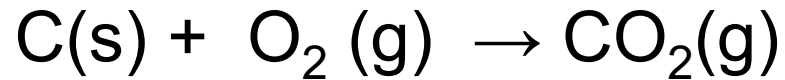
Bila untuk reaksi berikut :



Perkirakan perubahan entalpi dan energi dalam untuk



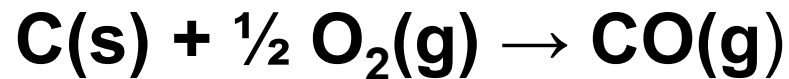
Penyelesaian :



$$\Delta H_1 = -393,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = +283,0 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -110,5$$

kJ

Besarnya ΔU ($= \Delta E$) untuk reaksi di atas

$$\begin{aligned} \Delta U &= \Delta H - \Delta(pV) \\ &= \Delta H - \Delta n_g RT \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta U &= -110,5 \text{ kJ} - (1/2 \text{ mol})(8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298 \text{ K}) \\ &= -110,5 \text{ kJ} - 1,24 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta U = -111,7 \text{ kJ}$$

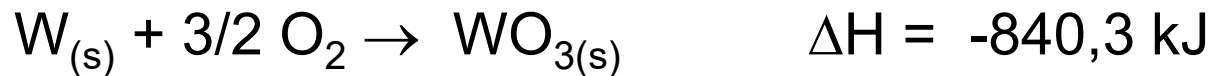
2. Berapa entalpi reaksi untuk pembentukan wolfram karbida, WC dari unsur-unsurnya?



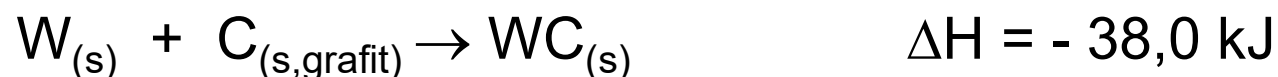
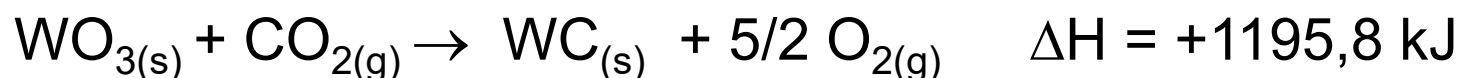
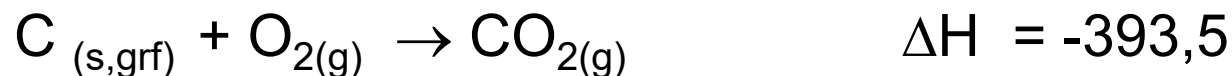
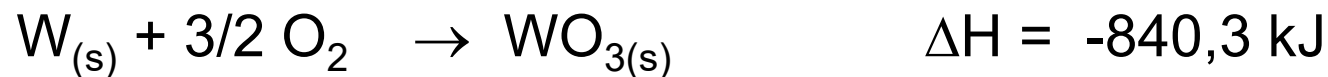
Perubahan entalpi reaksi ini sukar diukur secara langsung, sebab reaksi terjadi pada 1400°C. Secara teoritis dapat diukur:



Penyelesaian:



Jumlah seluruh tahap reaksi harus merupakan reaksi pembentukan wolfram karbida. Jumlah ΔH menyatakan kalor reaksi pembentukan wolfram karbida



Jadi pada pembentukan wolfram karbida dilepaskan kalor sebesar 38,0 kJ

KALORIMETER

- Kalorimeter adalah alat untuk mengukur kalor yang diserap atau dilepaskan oleh suatu reaksi kimia.
- Penentuan kalor dilakukan melalui pengukuran suhu yang terjadi selama proses perubahan kimia atau fisika berlangsung.
- Kapasitas kalor merupakan factor kesetaraan perubahan suhu terukur dengan jumlah kalor diserap atau dilepaskan selama proses perubahan berlangsung melalui azas Black

$$q = m c \Delta T$$

q = kalor (Joule)

m = massa zat (g)

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

ΔT = perubahan suhu zat

Kapasitas kalor kalorimeter = harga air kalorimeter C_k

$$C_k = \frac{q_{\text{kalorimeter}}}{\Delta T}$$

Pada suatu reaksi

$$\begin{aligned} q_{\text{reaksi}} &= q_{\text{pelarut}} + q_{\text{kalorimeter}} \\ &= (m c \Delta T) + (C_k \Delta T) \end{aligned}$$

Menentukan kapasitas kalor kalorimeter

Sebanyak 75,0 g tembaga yang suhunya 370,5K dimasukkan ke dalam 105 g air dalam kalorimeter. Suhu awal air adalah 294,5 K dan suhu akhir air 298,5 K. Tentukan kapasitas kalor kalorimeter!.

Diketahui: kalor jenis Cu = 0,385 J/Kg dan kalor jenis H₂O = 4,184 J/Kg

Penyelesaian:

Tembaga melepaskan energi sehingga suhunya turun, sedangkan air dan kalorimeter menyerap energi sehingga suhunya naik.

$$\Delta T_{\text{Cu}} = 298,5\text{K} - 370,5\text{K} = -72,0\text{K}$$

$$\Delta T_{\text{kalorimeter}} = \Delta T_{\text{air}} = 298,5\text{K} - 294,5\text{K} = 4,0\text{K}$$

Jumlah kalor yang dilepaskan tembaga

$$q_{\text{Cu}} = (m_{\text{Cu}})(c_{\text{Cu}})(\Delta T_{\text{Cu}})$$

$$q_{Cu} = (75,0 \text{ g})(0,385 \text{ J/K.g})(-72,0 \text{ K}) = -2079 \text{ J}$$

Kalor yang dilepaskan tembaga diserap oleh air dan kalorimeter, keduanya memiliki kenaikan suhu yang sama yaitu $\Delta T = 4,0 \text{ K}$

$$q_{air} = (m_{air})(c_{air})(\Delta T_{air})$$

$$= (105 \text{ g})(4,148 \text{ J/K.g})(4,0 \text{ K}) = 1757 \text{ J}$$

$$q_{kalorimeter} = (C_{kalorimeter})(\Delta T_{kalorimeter})$$

$$= (C_k)(4,0)$$

Jumlah kalor yang dilepaskan dan diserap = 0

$$q_{Cu} + q_{air} + q_{kalorimeter} = 0$$

$$-2079 \text{ J} + 1757 \text{ J} + (C_k \times 4,0 \text{ K}) = 0$$

$$C_k \times \frac{(2079 - 1757)}{4,0 \text{ K}} = 80,5 \text{ J/K}$$

Jadi kapasitas kalor kalorimeter adalah $80,5 \text{ JK}^{-1}$

Untuk reaksi kimia yang melibatkan pembakaran, penentuan kalor reaksi dilakukan secara tidak langsung dengan alat: kalorimeter bom

Contoh:

Kalorimeter digunakan untuk mengukur kalor yang dilepaskan pada pembakaran $C_{10}H_8$ (naftalena). Sebanyak 0,64 g $C_{10}H_8$ menaikkan suhu kalorimeter berikut isinya sebesar 2,54K. Diketahui kapasitas kalor kalorimeter 10,13 K. Hitung kalor yang dilepaskan pada pembakaran satu mol naftalena.

Penyelesaian:

$$q_{\text{reaksi}} + q_{\text{kolorimeter}} = 0$$

Kalor yang diserap kalorimeter :

$$q_{\text{kolorimeter}} = (10,13 \text{ kJ/K})(2,54\text{K}) = 25,7 \text{ kJ}$$

Jadi kalor yang dilepaskan oleh reaksi:

$$q_{\text{reaksi}} + 25,7 \text{ kJ} = 0$$

$$q_{\text{reaksi}} = -25,7 \text{ kJ}$$

Kalor yang dilepaskan oleh satu mol naftalena:

$$\frac{0,64 \text{ g } C_{10}H_8}{128 \frac{\text{g}}{\text{mol}} C_{10}H_8} \times -25,7 \text{ kJ} = -5150 \text{ kJ/mol}$$

Kapasitas kalor zat

1. Kapasitas kalor pada volume tetap = C_v

- $dU = C_v dT$

2. Kapasitas kalor pada tekanan tetap = C_p

$$dq_p = dH$$

$$C_p = (\partial H / \partial T)_p$$

- Hubungan C_p dan C_v pada gas ideal
- $C_p - C_v = nR$



SELAMAT BELAJAR