

BAHAN AJAR KIMIA

TERMOKIMIA

KELAS XI • FASE F

Energi, kalor, entalpi, dan perubahan energi dalam reaksi kimia

MATERI UTAMA

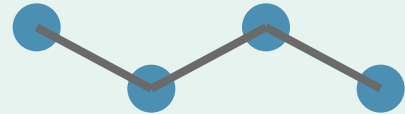
Energi & kalor • Entalpi • Eksoterm-endoterm
Persamaan termokimia • Hukum Hess • Kalorimetri

Sunartri, S.Pd., M.Pd.

Modul pembelajaran Kimia Kelas XI

ΔH

$$q = m c \Delta T$$



PENGANTAR

Saat sedang bermain di luar pada siang hari, Sisi merasa sangat kepanasan. Hal ini jauh berbeda ketika ia berada di dalam rumah. Kira-kira kenapa ya ia bisa merasa sangat kepanasan di bawah matahari?



TUJUAN PEMBELAJARAN

Termokimia

1. Definisi kalor, energi, sistem dan lingkungan
2. Konsep entalpi (H) dan perubahan entalpi reaksi (ΔH)
3. Konsep reaksi eksoterm dan endoterm
4. Persamaan reaksi termokimia
5. Jenis-jenis entalpi perubahan standar (ΔH°)
6. Penentuan entalpi dengan (Kalorimeter, Hukum Hess, Energi ikatan rata-rata, Perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°))

PETA KONSEP



TERMOKIMIA

Energi dan
Perubahan Energi

Penentuan
Perubahan Entalpi

Entalpi dan
Perubahan Entalpi

Perubahan Entalpi
Standar

Energi dan Pendahuluan Energi

Pengertian Energi

Energi adalah kemampuan untuk melakukan kerja (usaha).

Macam Bentuk Energi:

- * Energi kalor atau panas
- * Energi gerak
- * Energi bunyi
- * Energi cahaya
- * Energi listrik
- * Energi kimia
- * Energi potensial
- * Energi kinetik, dll



James P. Joule (1818-1889)

Joule mengemukakan **Hukum Termodinamika 1** atau **Hukum Kekekalan Energi** yang berbunyi:

“energi tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan, tetapi hanya dapat diubah menjadi bentuk lain”

Energi dan Pendahuluan Energi

Pengertian Energi

Energi panas adalah energi yang berhubungan dengan gerakan acak dari partikel baik berupa atom, ion, atau molekul di dalam suatu materi karena adanya pengaruh suhu

Kalor adalah perpindahan energi termal antara dua materi yang memiliki perbedaan temperatur.

Kalor selalu mengalir dari benda **panas** (suhu lebih tinggi) **menuju** benda **dingin** (suhu lebih rendah).

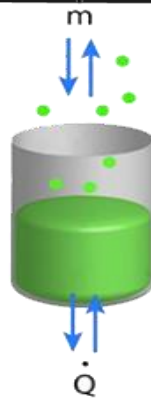


Energi dan Pendahuluan Energi

Sistem adalah segala sesuatu yang menjadi pusat pengamatan.

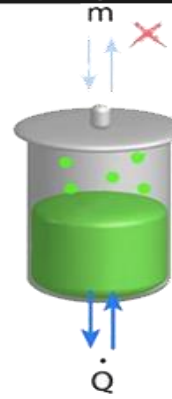
Lingkungan adalah segala sesuatu yang berada di luar sistem.

Jenis-jenis sistem



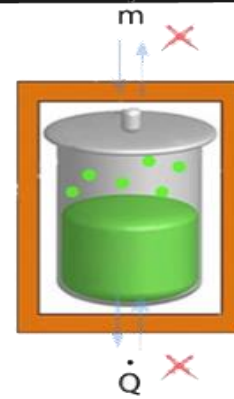
Sistem Terbuka

Terjadi perpindahan materi (m) dan energi (Q)



Sistem Tertutup

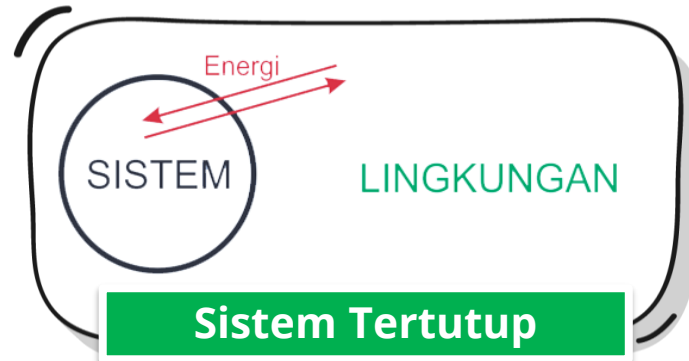
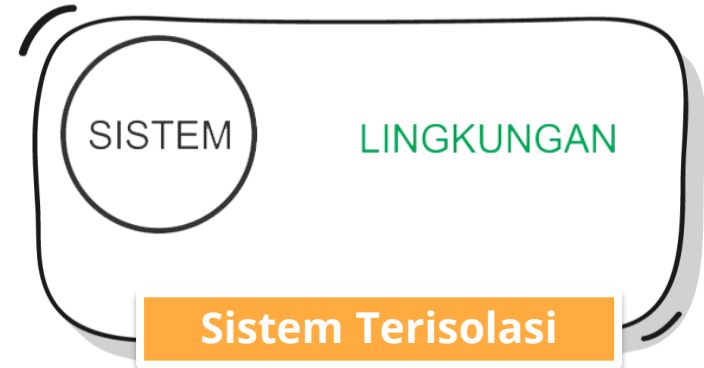
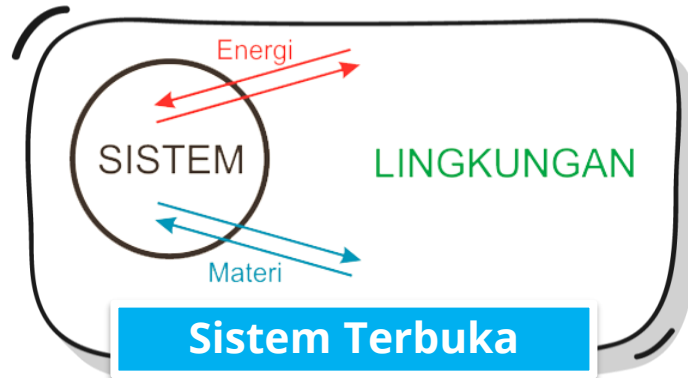
Hanya terjadi perpindahan energi (Q)



Sistem Terisolasi

Tidak terjadi perpindahan materi (m) maupun energi (Q)

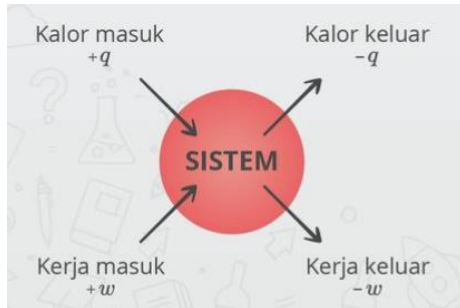
Energi dan Pendahuluan Energi



Energi dan Pendahuluan Energi

Perubahan energi dalam system (ΔE) bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir yang terjadi dalam system tersebut.

Besar perubahan energi suatu reaksi kimia merupakan jumlah perpindahan **kalor dan kerja**.



$$\Delta E = E_2 - E_1$$

Dimana:

ΔE = perubahan energi dalam system

E_2 = energi system pada keadaan awal

E_1 = energi system pada keadaan akhir

$$\Delta E = q + w$$

Dimana:

ΔE = perubahan energi dalam system

q = kalor

w = kerja

CONTOH SOAL



Kita dapat mengetahui keberadaan energi dengan cara...

- A. menyentuhnya
- B. melihat wujudnya
- C. mendeteksi akibat yang ditimbulkan
- D. mencium aromanya
- E. tidak bisa diketahui dengan cara apapun

PEMBAHASAN



Jawaban :C

Pembahasan :

Energi tidak dapat disentuh, dilihat, maupun dirasa. Energi hanya dapat dikenali dari akibat-akibat yang ditimbulkan.

Entalpi dan Perubahan Entalpi

Entalpi disebut juga sebagai *heat content* (**H**), merupakan besarnya kalor reaksi yang diukur pada tekanan tetap.

Entalpi (H) dari suatu reaksi tidak dapat diukur, namun **perubahan entalpinya (ΔH)** dapat diketahui.

$\Delta H = \text{Entalpi akhir} - \text{Entalpi awal}$

$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}}$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

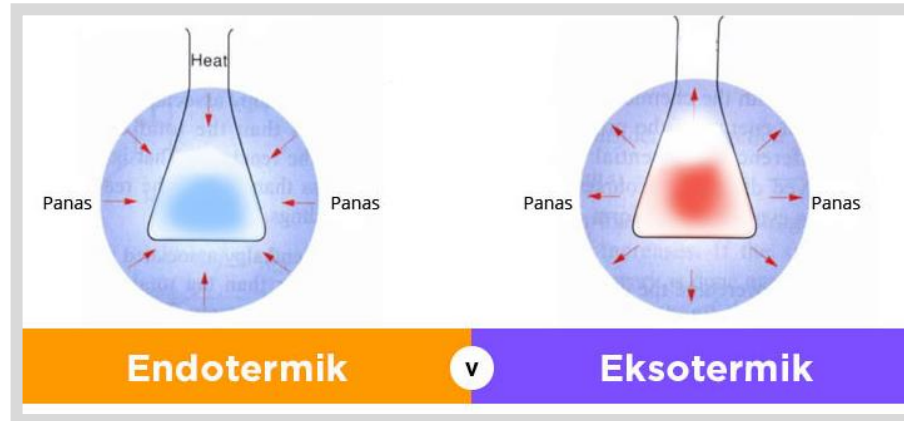


Entalpi dan Perubahan Entalpi

Perpindahan energi

Endoterm

Eksoterm



Entalpi dan Perubahan Entalpi

- ✓ Kalor berpindah dari sistem ke lingkungan
- ✓ Sistem melepas kalor
- ✓ Terjadi kenaikan suhu lingkungan
- ✓ $H_{\text{produk}} < H_{\text{reaktan}}$
- ✓ Perubahan entalpi bernilai negatif ($\Delta H < 0$)

EKSOTERM

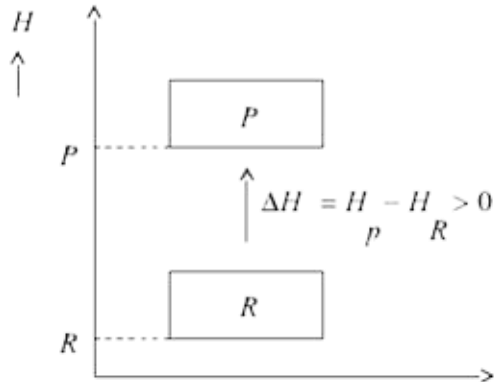
ENDOTERM

- ✓ Kalor berpindah dari lingkungan ke sistem
- ✓ Sistem menyerap kalor
- ✓ Terjadi penurunan suhu lingkungan
- ✓ $H_{\text{produk}} > H_{\text{reaktan}}$
- ✓ Perubahan entalpi bernilai positif ($\Delta H > 0$)

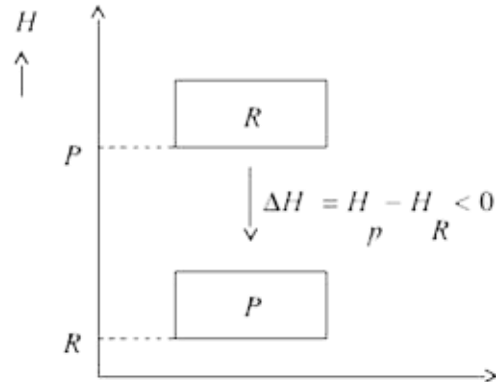


Entalpi dan Perubahan Entalpi

Perubahan entalpi pada reaksi eksoterm dan endoterm dapat dinyatakan dengan diagram tingkat energi.



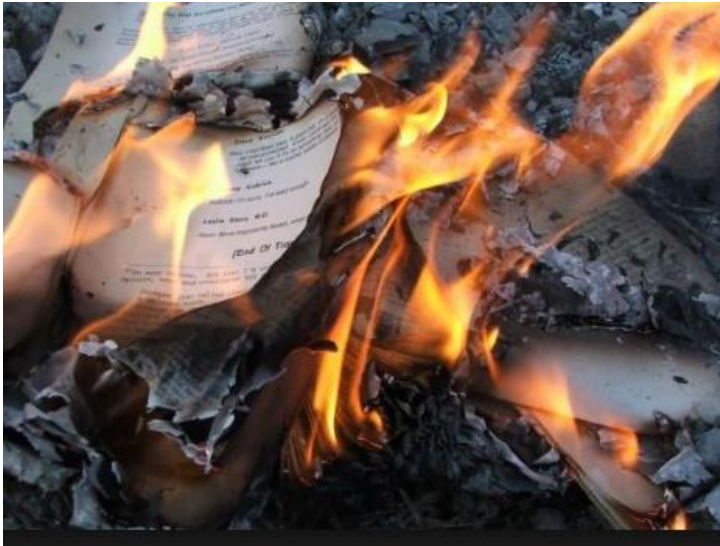
Reaksi Endoterm



Reaksi Eksoterm



Entalpi dan Perubahan Entalpi



Reaksi pembakaran merupakan contoh reaksi eksoterm



Es mencair merupakan contoh reaksi endoterm

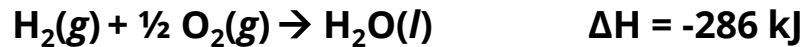
Entalpi dan Perubahan Entalpi

Persamaan Termokimia

Pada pembentukan 1 mol air dari gas hidrogen dan oksigen dilepaskan 286 kJ kalor

"dilepaskan" berarti reaksi berlangsung eksoterm, maka entalpi bertanda negatif.

Persamaan termokimia :



Persamaan Termokimia adalah persamaan reaksi kimia yang mengikutsertakan perubahan entalpinya



Entalpi dan Perubahan Entalpi

1. Jika reaksi dibalik, maka nilai ΔH juga dibalik

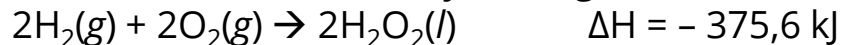


Dibalik menjadi: $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +187,8 \text{ kJ}$

2. Jika reaksi dikali sebesar x , maka ΔH juga dikali x



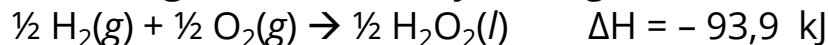
Jika **dikali 2**, maka hasilnya sebagai berikut:



3. Jika reaksi dibagi sebesar y , maka ΔH juga dibagi y



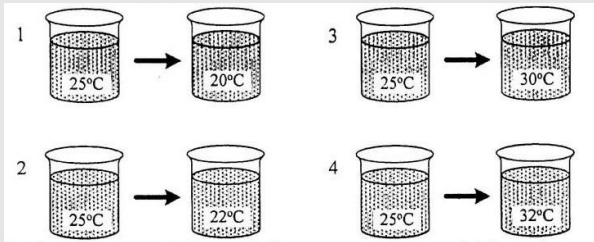
Jika **dibagi 2**, maka hasilnya sebagai berikut:



CONTOH SOAL



Perhatikan reaksi berikut :



Yang termasuk reaksi eksoterm adalah

- A. 1 dan 2
- B. 1 dan 3
- C. 2 dan 3
- D. 2 dan 4
- E. 3 dan 4

PEMBAHASAN



Jawaban A

Reaksi eksoterm adalah reaksi yang menghasilkan/melepaskan kalor, karena adanya perpindahan kalor dari sistem ke lingkungan. Perubahan entalpinya bernilai negatif karena entalpi produk (H produk) lebih kecil daripada entalpi reaktan (H reaktan)

Reaksi eksoterm ditandai dengan naiknya suhu lingkungan dan menurunnya suhu sistem.

Jadi, yang merupakan reaksi eksoterm adalah 1 dan 3

Perubahan Entalpi Standar (ΔH°)



Perubahan entalpi standar (ΔH°) adalah perubahan entalpi suatu reaksi yang diukur pada suhu 25°C dan tekanan 1 atmosfer.

Perubahan Entalpi Standar (ΔH°)

Perubahan entalpi
pembentukan
standar
(ΔH_f°)

Perubahan entalpi
pembentukan 1 mol senyawa
dari unsur-unsurnya dalam
keadaan bebas.

Perubahan entalpi
pembakaran 1 mol
senyawa.

Perubahan entalpi
penguraian standar
(ΔH_d°)

Perubahan entalpi
penguraian 1 mol senyawa
menjadi unsur-unsurnya
dalam keadaan bebas.

Perubahan entalpi
pembakaran standar
(ΔH_c°)



CONTOH SOAL



Reaksi penguraian 1 mol AgNO_3 memerlukan energi sebesar 95 kJ. Penulisan persamaan termokimia yang sesuai dari pernyataan tersebut adalah

- A. $\text{AgNO}_3(aq) \rightarrow \text{Ag}^+(aq) + \text{NO}_3^-(aq)$ $\Delta H = +95 \text{ kJ}$
- B. $\text{AgNO}_3(aq) \rightarrow \text{Ag}^+(aq) + \text{NO}_3^-(aq)$ $\Delta H = -95 \text{ kJ}$
- C. $2\text{AgNO}_3(aq) \rightarrow 2\text{Ag}(s) + \text{N}_2(g) + 3\text{O}_2(g)$ $\Delta H = +95 \text{ kJ}$
- D. $\text{AgNO}_3(aq) \rightarrow \text{Ag}(s) + \frac{1}{2} \text{N}_2(g) + \frac{1}{2} 3\text{O}_2(g)$ $\Delta H = -95 \text{ kJ}$
- E. $\text{AgNO}_3(aq) \rightarrow \text{Ag}(s) + \frac{1}{2} \text{N}_2(g) + \frac{1}{2} 3\text{O}_2(g)$ $\Delta H = +95 \text{ kJ}$

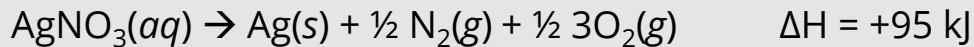
PEMBAHASAN



Jawaban E

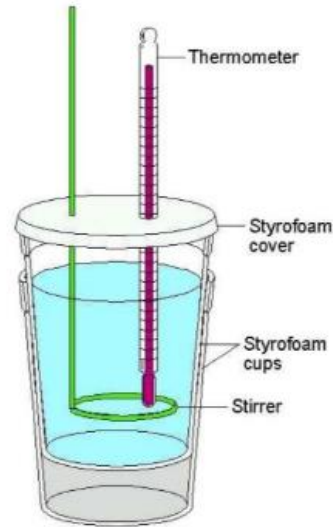
Penguraian 1 mol AgNO_3 memerlukan energi sebesar 95 kJ.

Entalpi penguraian berarti **1 mol AgNO_3** terurai menjadi unsur-unsur penyusunnya, yaitu Ag, N_2 dan O_2 . **Memerlukan** energi berarti reaksi bersifat endoterm, maka entalpi bernilai **positif**. Sehingga persamaan termokimia yang sesuai adalah :

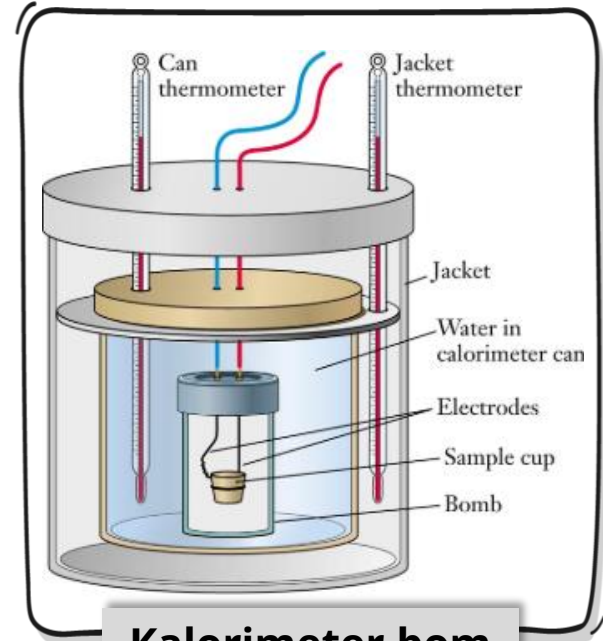


Penentuan Perubahan Entalpi

Kalorimeter merupakan alat yang digunakan untuk mengetahui besarnya perubahan entalpi



Kalorimeter sederhana



Kalorimeter bom

Penentuan Perubahan Entalpi

Kalorimetri adalah metode pengukuran perubahan entalpi reaksi dengan menggunakan kalorimeter



$$\Delta H = \frac{-Q}{mol}$$

Kalorimeter Sederhana

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

Kalorimeter Bom

$$Q = \dot{C} \times \Delta T$$

Keterangan :

Q	= Kalor (Joule)
m	= massa larutan (gram)
c	= kalor jenis air (J/g °C)
ΔT	= perubahan suhu (°C)
$\dot{C}$	= kapasitas kalorimeter (J/°C)
ΔH	= perubahan entalpi
n	= mol

CONTOH SOAL



Sebanyak 4,6gram etanol ($M_r = 46$) dibakar sempurna dengan oksigen berlebih. Panas yang terjadi mampu menaikkan suhu 1 kg air dari suhu 25°C menjadi 35°C . Jika kalor jenis air adalah $4,2 \text{ J/g}^{\circ}\text{C}$, entalpi standar pembakaran etanol adalah

- A. $+422 \text{ kJ/mol}$
- B. -420 kJ/mol
- C. -422 kJ/mol
- D. $+420 \text{ kJ/mol}$
- E. $+193 \text{ kJ/mol}$

PEMBAHASAN



Jawaban B

Diketahui : massa = 1000 gram air
 Mr etanol = 46
 $\Delta T = 35 - 25 = 10^{\circ}\text{C}$
 c = adalah $4,2 \text{ J/g}^{\circ}\text{C}$

Ditanya : ΔH?

Jawab :

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

$$Q = 1000 \text{ gram} \times 4,2 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times 10^{\circ}\text{C} = 42000 \text{ Joule} = 42 \text{ kJ}$$

$$\text{mol} = \frac{\text{gram}}{\text{Mr}}$$

$$\text{mol} = \frac{4,6 \text{ gram}}{46 \text{ gram/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\Delta H = \frac{-Q}{\text{mol}} = \frac{-42 \text{ kJ}}{0,1 \text{ mol}} = -420 \text{ kJ/mol}$$

Penentuan Perubahan Entalpi

Perubahan entalpi reaksi (ΔH_r) dapat dihitung dari selisih ΔH_f zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi. Secara matematika dirumuskan sebagai berikut:

$$\Delta H_r = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ \text{ produk} - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reaktan}$$

Keterangan:

Σ = jumlah zat yang terlibat dalam masing-masing pereaksi dan hasil reaksi

n_p = mol produk

n_r = mol reaktan



CONTOH SOAL



Diketahui beberapa entalpi pembentukan standar (ΔH°_f).

$$\Delta H^{\circ}_f \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = - 277,69 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}_f \text{CO}_2 = - 393,51 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}_f \text{H}_2\text{O} = - 241,82 \text{ kJ/mol}$$

Entalpi pembakaran 92 gram etanol adalah (Mr etanol = 46)

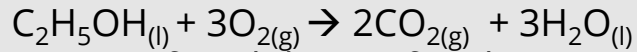
- A. + 4830,64 kJ
- B. - 4830,64 kJ
- C. - 2469,58 kJ
- D. + 2469,58 kJ
- E. - 1234,79 kJ

PEMBAHASAN



Jawaban C

Reaksi pembakaran setara etanol :



$\Delta H = \Delta H^\circ_f \text{produk} - \Delta H^\circ_f \text{reaktan}$

$$\Delta H = \{(2. \Delta H^\circ_f \text{CO}_2) + (3. \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O})\} - \{\Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}\}$$

$$\Delta H = \{(2. -393,51) + (3. -241,82)\} - \{-277,69\}$$

$$\Delta H = \{(-787,02) + (-725,46)\} - \{-277,69\}$$

$$\Delta H = (-1512,48) + 277,69$$

$$\Delta H = -1234,79 \text{ kJ}$$

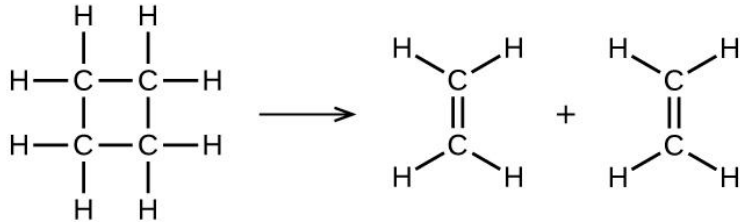
Entalpi untuk 92 gram :

$$\Delta H = -1234,79 \times 2 = -2469,58 \text{ kJ}$$

Penentuan Perubahan Entalpi

Dalam reaksi kimia, akan ada pemutusan dan pembentukan ikatan kimia.

Energi ikatan rata-rata menjelaskan jumlah energy yang tersimpan dalam ikatan antara atom dalam suatu molekul untuk memutuskan 1 mol molekul gas menjadi atom-atomnya.



Misalnya reaksi dekomposisi C_4H_8 di atas, terdapat pemutusan rantai C-C pada senyawa awal dan pembentukan ikatan rangkap pada produk.

Ikatan	Energi Ikatan (kJ/mol)	Ikatan	Energi Ikatan (kJ/mol)
C—C	348	C—Br	276
C=C	612	C—I	238
C≡C	960	H—H	436
C—H	412	H—F	565
C—N	305	H—Cl	431
C=N	613	H—Br	366
C≡N	890	H—I	299
C—O	360	H—N	388
C=O	743	H—O	463
C—F	484	H—S	338
C—Cl	338	H—Si	376

Penentuan Perubahan Entalpi

Perubahan entalpi reaksi bisa diperoleh melalui selisih dari energy yang digunakan untuk memutus ikatan kimia dengan energy yang dibutuhkan untuk penggabungan ikatan kimia. Atau dapat dituliskan sebagai berikut:

$$\Delta H_r = \sum \text{Energi ikatan zat pereaksi} - \sum \text{Energi ikatan zat hasil reaksi}$$

Keterangan:

$\sum$ = jumlah dari energy pemutusan ikatan pada zat pereaksi dikurang dengan jumlah dari energy penggabungan ikatan masing-masing zat hasil reaksi.



CONTOH SOAL



Data energi ikatan rata-rata:

C = C : 609 kJ/mol;

C – C : 345 kJ/mol;

C – Cl : 326 kJ/mol;

H – Cl : 426 kJ/mol;

C – H : 412 kJ/mol;

Besarnya entalpi reaksi

$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ adalah....

A. -312 kJ/mol

B. -48 kJ/mol

C. + 48 kJ/mol

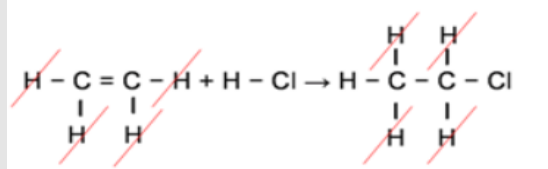
D. +100 kJ/mol

E. +312 kJ/mol

PEMBAHASAN



Jawaban B



Energi ikatan kiri	Energi ikatan kanan
$0 \times \text{E.I C-H} = 0 \times 412$	$1 \times \text{E.I C-H} = 1 \times 412$
$1 \times \text{E.I C=C} = 609$	$1 \times \text{E.I C-C} = 345$
$1 \times \text{E.I H-Cl} = 426$	$1 \times \text{C-Cl} = 326$

$$\Delta H = \Sigma \text{E.I kiri} - \Sigma \text{E.I kanan}$$

$$\Delta H = \{0 + 609 + 426\} - \{412 + 345 + 326\}$$

$$\Delta H = (1035) - 1083$$

$$\Delta H = -48 \text{ kJ}$$

NOTE :

Ikatan yang sama
pada ruas yang
berbeda dapat
dicoret

Penentuan Perubahan Entalpi

Penentuan Kalor Pembentukan

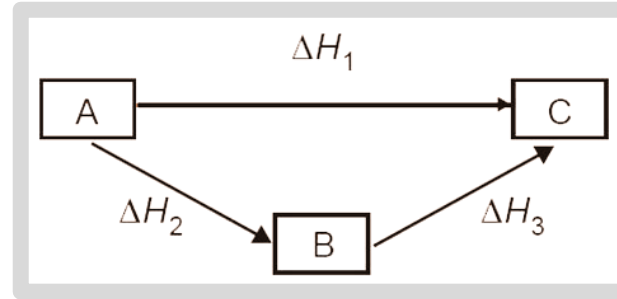
Kalor pembentukan beberapa senyawa **tidak dapat diukur langsung menggunakan metode kolorimetri** karena mereka tidak dapat disintesis dari unsur-unsurnya dengan mudah misalnya pembentukan metana, karbonmonoksida, dan benzena.



Jadi, kalor pembentukannya dapat ditentukan dengan menggunakan **Hukum Hess**. Misalnya, kalor pembentukan karbon monoksida dapat dihitung dari data kalor pembakaran karbon (C) dan karbon monoksida (CO)

Penentuan Perubahan Entalpi

"nilai ΔH reaksi tidak bergantung pada jalannya reaksi, tetapi ditentukan dari keadaan awal dan akhir"



Reaksi $A \rightarrow C$ bisa melalui 2 cara:

1. Cara langsung (1 tahap) $\rightarrow \Delta H_1$
2. Cara tidak langsung (2 tahap) melewati B $\rightarrow \Delta H_2$ dan ΔH_3



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

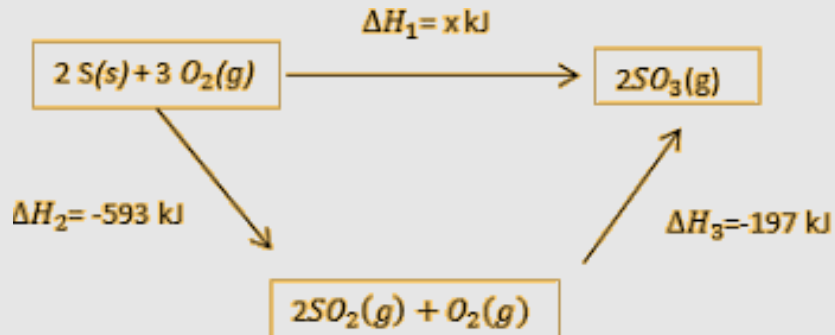


CONTOH SOAL



Berdasarkan reaksi berikut, perubahan entalpi pembentukan standar belerang trioksida (SO_3) adalah

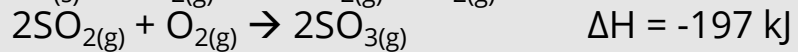
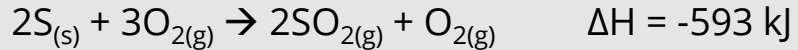
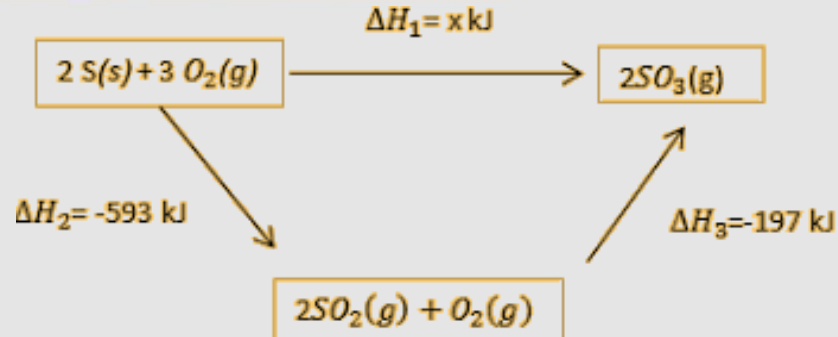
- A. -790 kJ
- B. +790 kJ
- C. -396 kJ
- D. +395 kJ
- E. -395 kJ



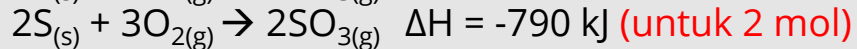
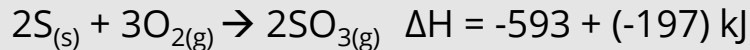
PEMBAHASAN



Jawaban E



+



Maka perubahan entalpi standar (untuk 1 mol) :



NOTE:

Senyawa yang sama
di ruas yang berbeda
dapat di coret

RANGKUMAN & TIPS JITU



Hukum Termodinamika I

“Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, energi hanya dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain

Jenis Reaksi:

1. Reaksi Endoterm

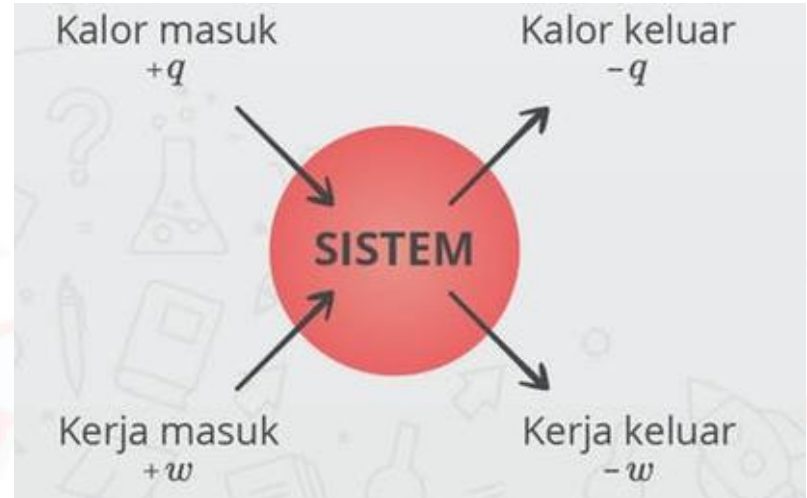
Reaksi yang disertai dengan perpindahan kalor dari lingkungan ke sistem (menyerap kalor ($\Delta H > 0$))

2. Reaksi Eksoterm

Reaksi yang disertai dengan perpindahan kalor dari sistem ke lingkungan (melepas kalor ($\Delta H < 0$))

Hubungan antara Perubahan Energi Dalam (ΔE) dengan Kerja (w) dan Kalor (q)

$$\Delta E = q + w$$



RANGKUMAN & TIPS JITU



Sistem adalah segala sesuatu yang menjadi pusat pengamatan.

Lingkungan adalah segala sesuatu yang berada di luar sistem.

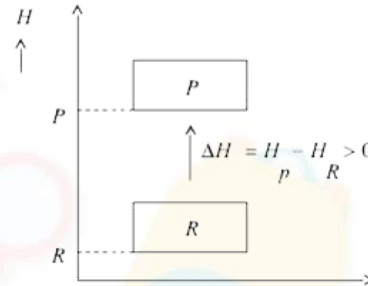
Jenis-jenis sistem:

1. Sistem Terbuka
2. Sistem Tertutup
3. Sistem Terisolasi

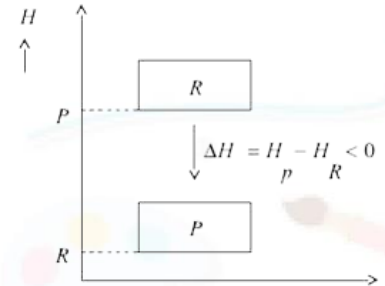
Perpindahan energi:

1. Eksoterm (kalor dari system ke lingkungan, terjadi kenaikan suhu di lingkungan, $\Delta H = "-"$)
2. Endoterm ((kalor dari lingkungan ke sistem, terjadi kenaikan suhu di sistem, $\Delta H = "+"$)

Perubahan entalpi pada reaksi eksoterm dan endoterm dapat dinyatakan dengan diagram tingkat energi.



Reaksi Endoterm



Reaksi Eksoterm

RANGKUMAN & TIPS JITU



Persamaan Termokimia adalah persamaan reaksi kimia yang mengikutsertakan perubahan entalpinya.

Aturan persamaan termokimia:

1. Jika reaksi dibalik, maka nilai ΔH juga dibalik
2. Jika reaksi dikali sebesar x , maka ΔH juga dikali x
3. Jika reaksi dibagi sebesar y , maka ΔH juga dibagi y

Perubahan entalpi standar (ΔH°) adalah perubahan entalpi suatu reaksi yang diukur pada suhu 25°C dan tekanan 1 atmosfer.

PERUBAHAN ENTALPI

Kalorimeter

$$q_{\text{larutan}} = m_{\text{larutan}} \cdot c_{\text{larutan}} \cdot \Delta T$$

RANGKUMAN & TIPS JITU



Penentuan perubahan entalpi (ΔH)

Hukum Hess

Nilai ΔH hanya bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi.
 $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

Perubahan Entalpi Pembentukan Standar (ΔH°_f)

$\Delta H = \Delta H^\circ_f \text{ produk} - \Delta H^\circ_f \text{ reaktan}$

Energi Ikatan (E.I)
Rata-rata

$\Delta H = \sum \text{E.I kiri} - \sum \text{E.I kanan}$

RANGKUMAN & TIPS JITU



PERUBAHAN ENTALPI

1. Kalorimeter

$$q_{\text{larutan}} = m_{\text{larutan}} \cdot c_{\text{larutan}} \cdot \Delta T$$

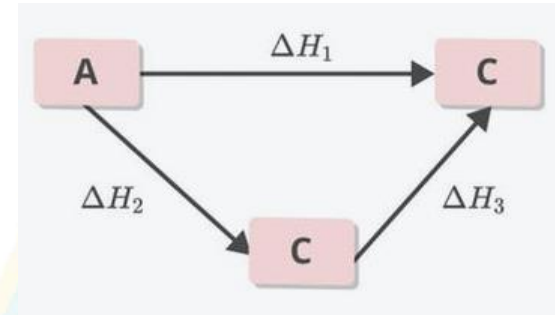
2. Menghitung ΔH berdasarkan data ΔH_f°

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ (\text{produk}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ (\text{pereaksi})$$

3. Menghitung ΔH berdasarkan data energi ikatan

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum \text{Energi ikatan zat pereaksi} - \sum \text{Energi ikatan zat hasil reaksi}$$

4. Hukum Hess



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



PERLU DIPERHATIKAN



1. Reaksi endoterm merupakan reaksi yang menyerap panas, ditandai dengan penurunan suhu sistem dan perubahan entalpi bernilai positif
2. Reaksi eksoterm merupakan reaksi yang melepas panas, ditandai dengan kenaikan suhu sistem yang mengakibatkan dilepaskannya kalor dari sistem ke lingkungan dan perubahan entalpi bernilai negatif
3. Dalam menentukan perubahan entalpi reaksi, perhatikan dahulu data yang diketahui di soal. Setelah itu, baru mengerjakan sesuai dengan rumusnya.

LATIHAN SOAL

1. Berikut adalah karakteristik dari reaksi endoterm:

- i. Reaksi menyerap kalor
- ii. Entalpi sistem bertambah
- iii. Terjadi penurunan suhu
- iv. Kalor berpindah dari lingkungan ke sistem

Pernyataan yang benar mengenai karakteristik dari reaksi endoterm adalah

- A. i, ii dan iii
- B. i dan iii
- C. ii dan iv
- D. iii dan iv
- E. i, ii, iii, iv

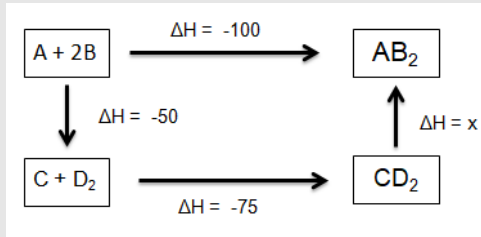
LATIHAN SOAL

2. Pada reaksi eksoterm, pernyataan yang benar adalah

- A. entalpi awal > entalpi akhir dan $\Delta H > 0$
- B. entalpi awal < entalpi akhir dan $\Delta H > 0$
- C. entalpi awal > entalpi akhir dan $\Delta H < 0$
- D. entalpi awal < entalpi akhir dan $\Delta H < 0$
- E. entalpi awal = entalpi akhir dan $\Delta H = 0$

LATIHAN SOAL

3. Perhatikan diagram reaksi di bawah ini :

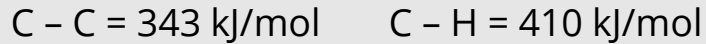
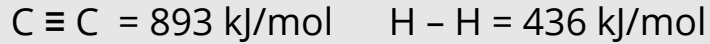


Nilai x dari persamaan tersebut adalah

- A. -25 kJ
- B. 25 kJ
- C. -50 kJ
- D. 50 kJ
- E. -100 kJ

LATIHAN SOAL

4. Diketahui energi ikat rata—rata:



Perubahan entalpi untuk reaksi :



- A. -218 kJ/mol
- B. +218 kJ/mol
- C. -192 kJ/mol
- D. +192 kJ/mol
- E. - 128 kJ/mol

LATIHAN SOAL

5. Jika diketahui:

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_4 = -75 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -394 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -242 \text{ kJ}$$

Pada pembakaran 1,6 gram gas metana ($M_r = 16$) akan dihasilkan kalor sebesar

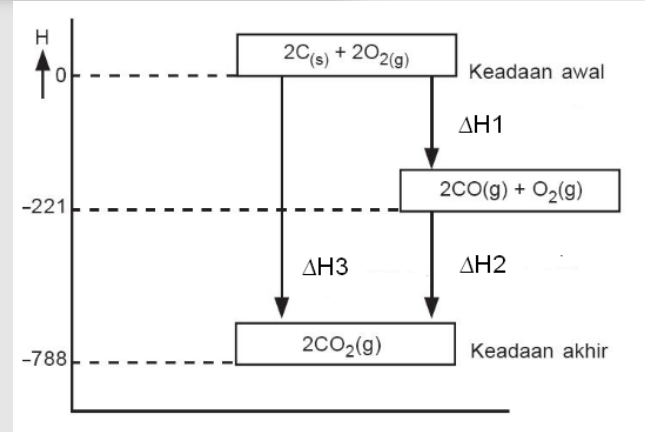
- A. +803 kJ
- B. -803 kJ
- C. -160,6 kJ
- D. +80,3 kJ
- E. -80,3 kJ

LATIHAN SOAL

6. Perhatikan diagram tingkat energi berikut :

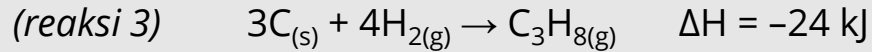
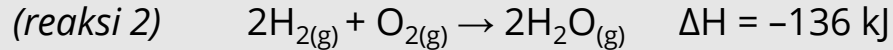
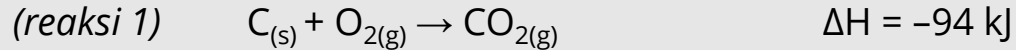
Entalpi penguraian standar gas CO_2 adalah

- A. -221 kJ/mol
- B. -788 kJ/mol
- C. +788 kJ/mol
- D. -394 kJ/mol
- E. +394 kJ/mol



LATIHAN SOAL

7. Diketahui reaksi:



Nilai ΔH pada reaksi $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 3\text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ adalah

- A. +254 kJ
- B. -254 kJ
- C. +530 kJ
- D. -530 kJ
- E. -578 kJ

LATIHAN SOAL HOTS



8. Seorang siswa melakukan suatu percobaan di laboratorium, Ia memasukkan satu sendok serbuk seng ke dalam gelas kimia yang sebelumnya telah berisi larutan HCl, sesaat setelah tercampur dalam gelas kimia terbentuk gelembung gas dan dasar gelas kimia terasa panas saat siswa tersebut memegangnya. Berdasarkan kondisi tersebut, reaksi pelarutan seng dalam asam klorida dapat digolongkan
- A. Eksoterm, energi berpindah dari sistem ke lingkungan
 - B. Eksoterm, energi berpindah dari lingkungan ke sistem
 - C. Endoterm, energi berpindah dari sistem ke lingkungan
 - D. Endoterm, energi berpindah dari lingkungan ke sistem
 - E. Eksoterm, tidak ada perpindahan energi.

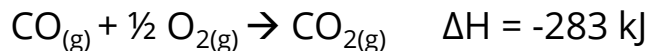
LATIHAN SOAL HOTS



9. Perhatikan pernyataan-pernyataan berikut ini :

- 1) Entalpi pembakaran 1 mol CO sebesar -283 kJ
- 2) Entalpi penguraian 1 mol CO₂ sebesar +283 kJ
- 3) Entalpi pembentukan 1 mol CO₂ sebesar -283 kJ
- 4) Entalpi pembakaran 1 mol CO sebesar +283 kJ

Pernyataan yang sesuai dengan persamaan termokimia berikut adalah



- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. tidak ada yang benar

LATIHAN SOAL HOTS



10. Seorang siswa sedang melakukan percobaan di laboratorium. Ia menggunakan bahan bakar spiritus untuk menaikkan temperatur 100 gram air dari 30°C menjadi 50°C. Jika dianggap kandungan spiritus hanya alkohol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dan hanya 75% kalor yang terpakai untuk menaikkan suhu, maka jumlah massa spiritus yang dibutuhkan adalah sebesar

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O (g)} = -240 \text{ kJ/mol}$$

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

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH (g)} = -277 \text{ kJ/mol}$$

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

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

- A. 0,1 g
- B. 0,2 g
- C. 0,3 g
- D. 0,4 g
- E. 0,5 g