

# termokimia

termokimia: cabang ilmu kimia yang mempelajari perubahan kalor atau energi yang menyertai suatu reaksi kimia, baik yang diserap maupun yang dilepaskan.

Berdasarkan interaksinya dengan

Adanya pertukaran energi pada

interaksi antara sistem dan ling-

kungan mengakibatkan terjadi-

nya perubahan jumlah energi

lingkungan, digolongkan 3:

① sistem terbuka

→ pertukaran kalor dan materi antara sistem dan lingkungan

contoh: pemanasan kalium karbonat  
dlm gelas beaker

② sistem tertutup

→ pertukaran kalor antara sistem dan lingkungan, tetapi tidak terjadi pertukaran materi

contoh: batu kapur dengan air dlm erlenmeyer  
tertutup

③ sistem terisolasi / tersekat

→ tidak terjadi pertukaran kalor dan materi

contoh: air dalam termos.

## entalpi ( $H$ )

Entalpi: keseluruhan energi dalam bentuk kalor yang terdapat dalam sistem

ciri: Entalpi bersifat tetap selama tidak terjadi pertukaran energi

$\Delta H \rightarrow$  perubahan entalpi: perubahan kalor yang terjadi pada reaksi kimia.

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

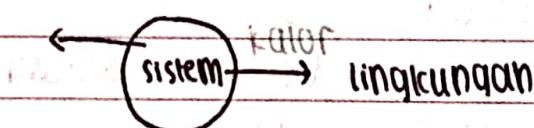
# Jenis Reaksi Tk

Reaksi Eksoterm  
Reaksi Endoterm

## Eksoterm

Ciri-ciri:

- 1) kalor akan dilepaskan dari sistem ke lingkungan



- 2) suhu lingkungan mengalami kenaikan

Takhir > Tawar

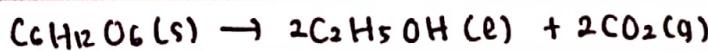
- 3) Entalpi (kalor reaksi) ( $H$ )

Takhir < Hawal

$$\begin{aligned} \text{Maka } \Delta H &= \Delta H_{\text{Takhir}} - \Delta H_{\text{Hawal}} \\ &= \Delta H_{\text{produk}} - \Delta H_{\text{reaktan}} \\ \Delta H &= - \end{aligned}$$

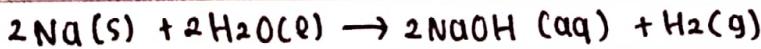
Contoh:

- 1) Fermentasi glutosa



⇒ terjadi kenaikan suhu sistem

- 2) Reaksi logam Na dengan air

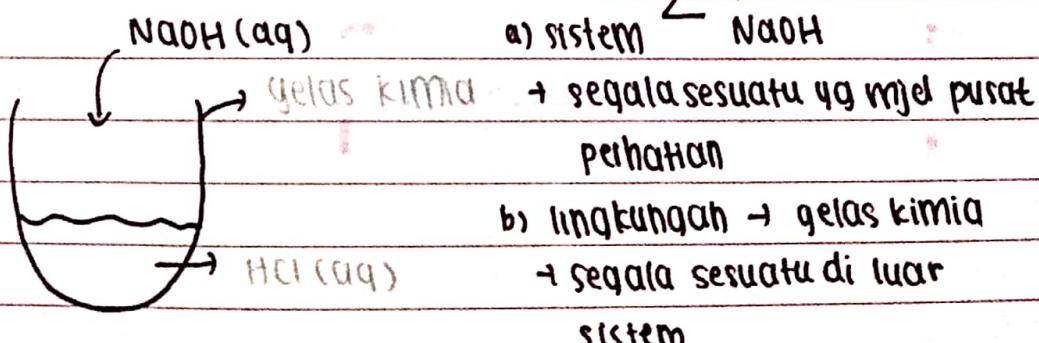


⇒ eksplosif dan tjd kenaikan suhu sistem

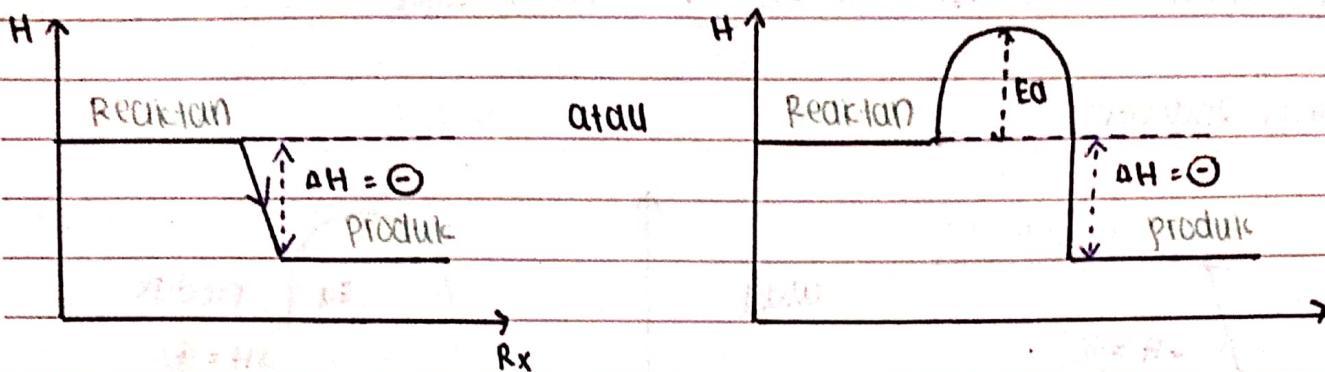
- 3) batu gamping dimasukkan ke dalam air. maka muncul gelembung dan air berubah menjadi panas

- 4) HCl dicampurkan dengan air maka gelas beker akan terasa panas.

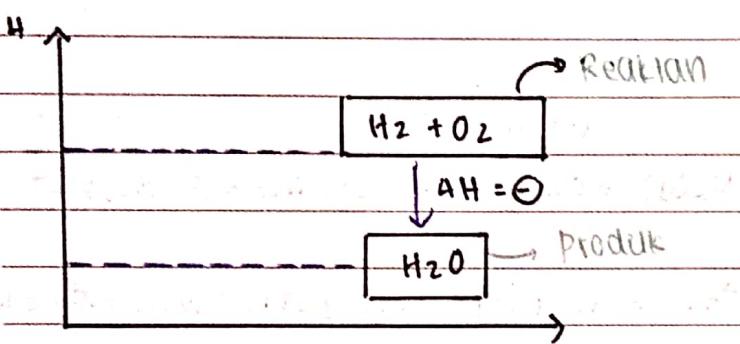
Catatan ptg!



## Diagram Reaksi Eksoterm



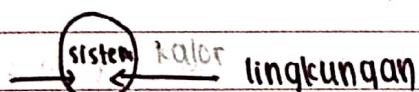
## Diagram tingkat Energi



# endoterm

ciri-ciri :

- 1) kalor akan dilepaskan dari lingkungan ke sistem



- 2) suhu lingkungan mengalami penurunan

Takhir < Tawal

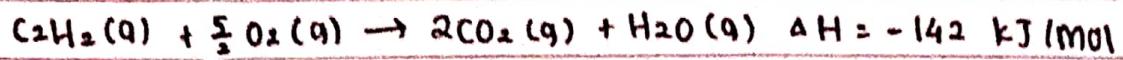
- 3) Entalpi (kalor reaksi) ( $\Delta H$ )

Hakhir > Hawal

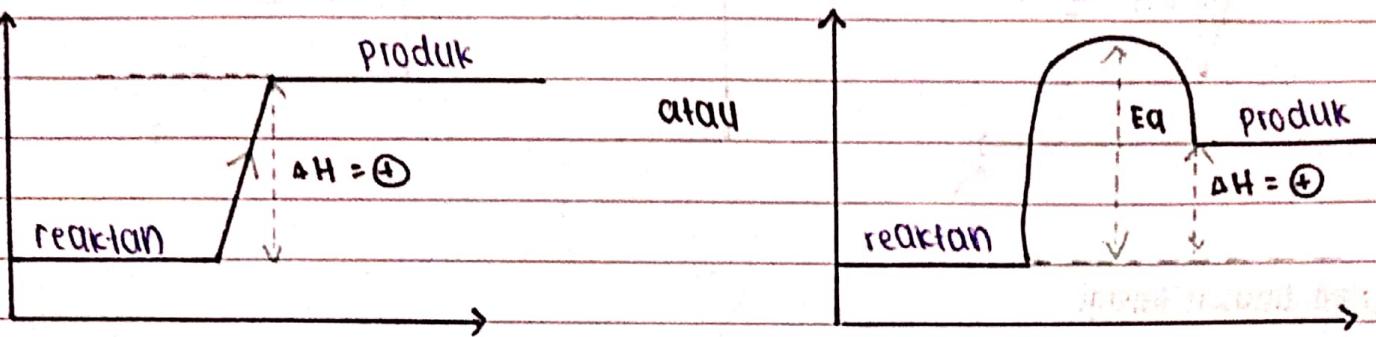
$$\begin{aligned} \text{maka } \Delta H &= \Delta H_{\text{akhir}} - \Delta H_{\text{awal}} \\ &= \Delta H_{\text{produk}} - \Delta H_{\text{reaktan}} \end{aligned}$$

$$\Delta H = +$$

contoh:

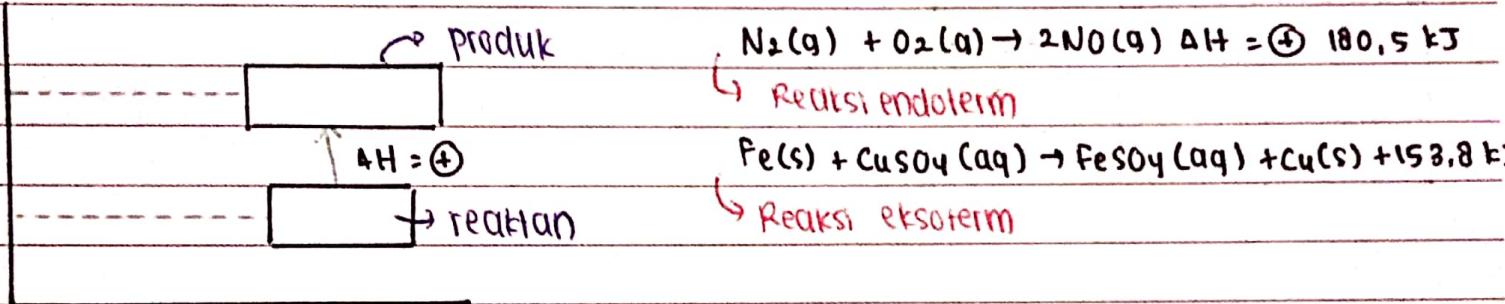


### Diagram Reaksi Endoterm



### Diagram tingkat energi

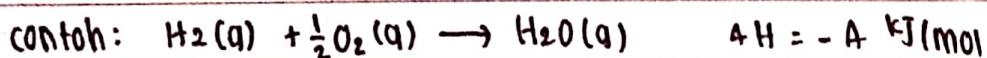
cataatan!



## Persamaan Tk

Faktor yang terlibat

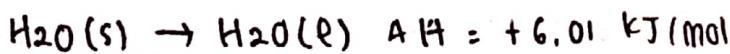
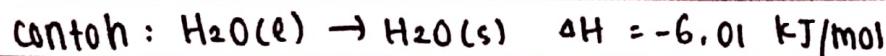
- zat-zat yang bereaksi (reaktan) → ruas kiri
- zat-zat hasil (produk) → ruas kanan
- fase zat: s (solid/padat), l (liquid/cair), g (gas), aq (krutan)
- nilai  $\Delta H$
- jumlah molekul (koef. reaksi)



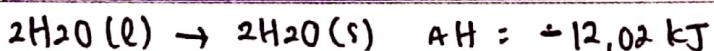
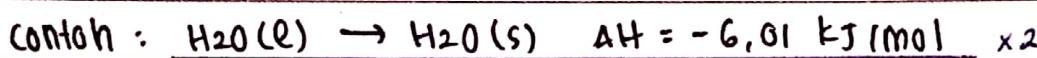
# Penulisan dan Interpretasi Pers. Tk

Pedoman:

- 1) Koefisien stoikiometri menunjukkan jumlah mol suatu materi
- 2) Jika letak reaktan dan produk pada persamaan dibalik, tanda  $\Delta H$  berubah kebalikannya



- 3) Jika koefisien persamaan digandakan, nilai  $\Delta H$  juga digandakan



- 4) Wujud zat yang terlibat dalam reaksi harus ditulis dalam kurung dan italic

## Perubahan Entalpi Standar

Berdasarkan jenis reaksi

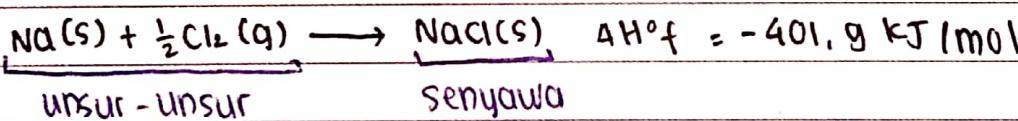
### Pembentukan

( $\Delta H^\circ_f$ ) → forming

→ Eksoterm

- pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya pada suhu dan keadaan standar ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm)

Contoh:



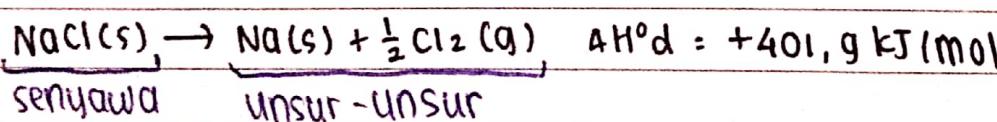
### Penguraian

( $\Delta H^\circ_d$ ) → dekomposisi ( $\Delta H^\circ_d = -\Delta H^\circ_f$ )

→ Endoterm

- penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya pada keadaan standar ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm)

Contoh:



Catatan

pembentukan ×

penguraian

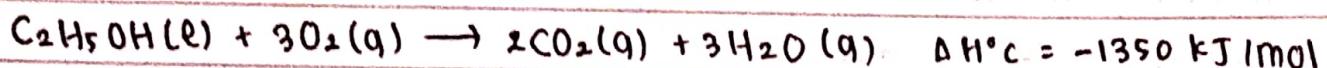
⊖ × ⊕

# Pembakaran

( $\Delta H^\circ C$ ) → combustion  
→ Eksoterm

→ pembakaran sempurna 1 mol suatu zat /senyawa pada keadaan standar ( $25^\circ C, 1 \text{ atm}$ )

contoh:

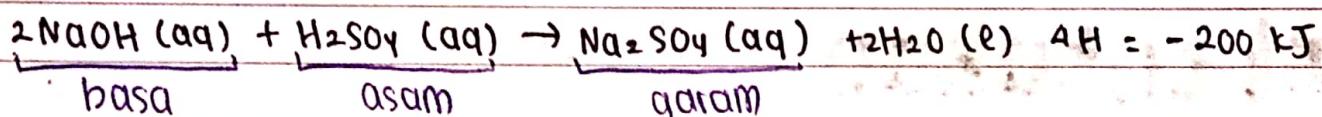


# Neutralisasi

( $\Delta H^\circ n$ ) → neutralisasi  
→ Eksoterm

→ penetralan 1 mol asam dan basa atau basa oleh asam yang diukur pada keadaan standar ( $25^\circ C, 1 \text{ atm}$ ) menghasilkan garam.

contoh:



$$\Delta H^\circ n \text{ NaOH} = \frac{-200 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -100 \text{ kJ/mol}$$

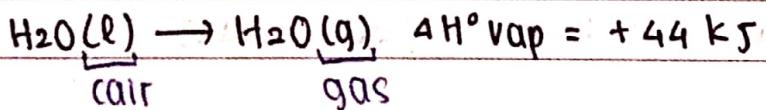
$$\Delta H^\circ n \text{ H}_2\text{SO}_4 = -200 \text{ kJ}$$

# Penguapan

( $\Delta H^\circ \text{vap}$ )  
→ Endoterm

→ mengubah 1 mol zat dalam fase cair berubah menjadi fase gas pada keadaan standar ( $25^\circ C, 1 \text{ atm}$ )

contoh:

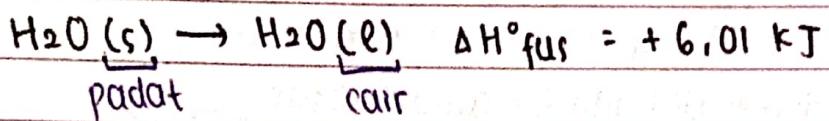


# Peleburan ( $\Delta H^\circ_{\text{fus}}$ )

→ endoterm

→ mengubah 1 mol zat fase padat berubah menjadi cair pada keadaan standar ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm)

contoh:

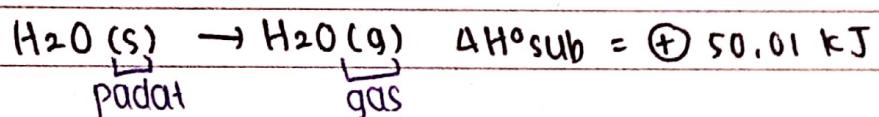


# Sublimasi ( $\Delta H^\circ_{\text{sub}}$ ) → $\Delta H^\circ_{\text{sub}} = \Delta H^\circ_{\text{fus}} + \Delta H^\circ_{\text{vap}}$

→ endoterm

→ mengubah 1 mol zat fase padat berubah menjadi gas pada keadaan standar ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm)

contoh:

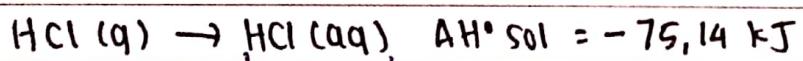


# Pelarutan ( $\Delta H^\circ_{\text{sol}}$ )

→ Eksoterm

→ melarutkan 1 mol zat dalam suatu pelarut pada keadaan standar ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm)

contoh:



→ asam klorida dikasih pelarut (air)

# Penentuan $\Delta H$

## Kalorimeter

Kalorimeter  $\rightarrow$  sistem terisolasi sehingga tidak memungkinkan terjadinya pertukaran energi dan materi antara sistem dengan lingkungan.

Keterangan:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad Q = \text{jumlah kalor (J)}$$

$m$  = massa zat (g)

$c$  = kalor jenis (J/g°C)

$\Delta T$  = perubahan suhu (akhir - awal) °C

a) kalor jenis

$\rightarrow$  jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan 1 gram zat sebesar 1°C atau 1 K

Keterangan

$$Q = C \cdot \Delta T$$

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

$C$  = kapasitas kalor (J/°C)

a) kapasitas kalor ( $C$ )

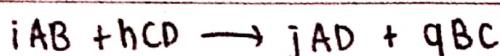
$\rightarrow$  jumlah panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu sebesar 1°C

## EPS Data Entalpi Pembentukan Standar ( $\Delta H_f^\circ$ )

$\rightarrow$  dengan menentukan selisih entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ ) antara produk dan reaktan.

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

Contoh:

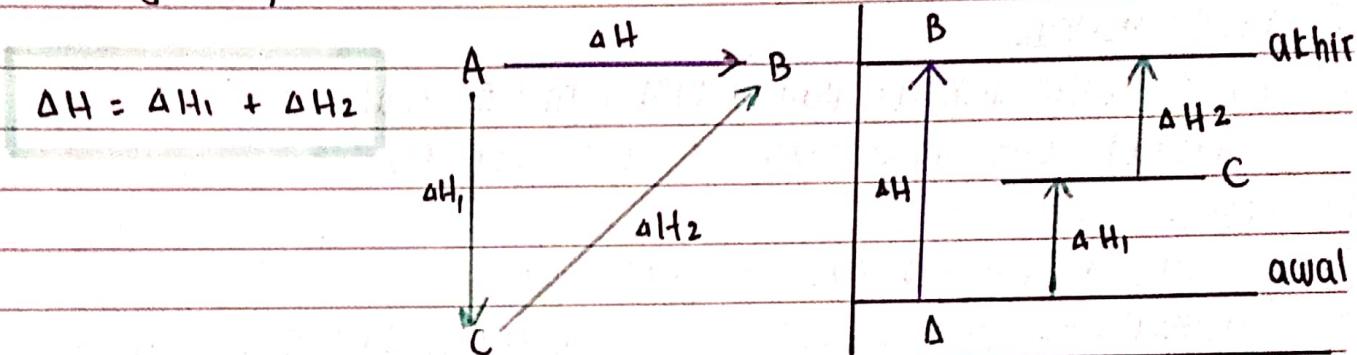


$$\Delta H_{\text{reaksi}} = (j \times \Delta H_f^\circ AD + q \times \Delta H_f^\circ BC) - (i \times \Delta H_f^\circ AB + h \times \Delta H_f^\circ CD)$$

# Hukum Hess

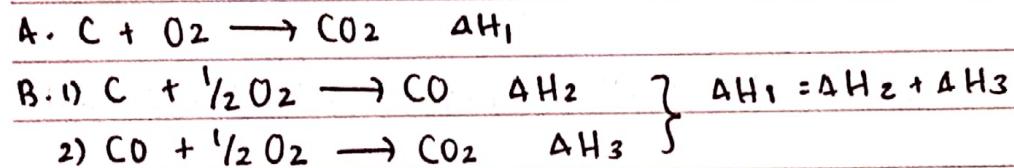
Menurut Henry Germai Hess :

- 1) Setiap reaksi dapat dinyatakan sebagai penjumlahan aljabar, kilor reaksi juga merupakan penjumlahan aljabar dari kilor yang menyertai.
  - 2) Perubahan entalpi reaksi hanya bergantung pada keadaan awal (reaktan) dan keadaan akhir (produk) dan tidak tergantung bagaimana jalannya reaksi.

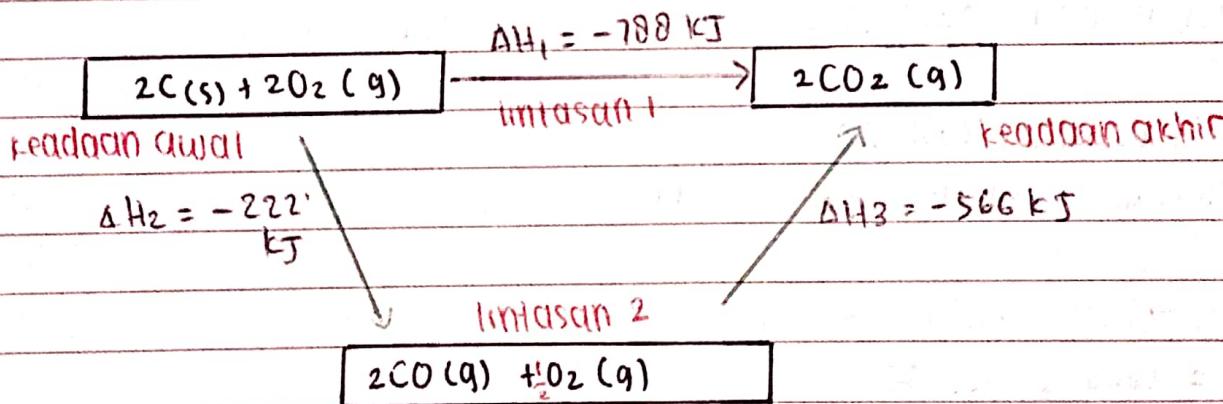


contch !.

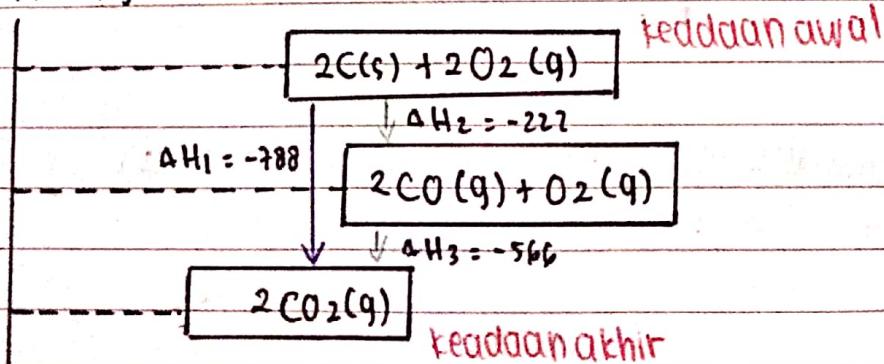
pembentukan  $\text{CO}_2$ .



## Diagram siklus reaksi



## Diagram Tingkat Energi



# Energi ikatan

## Energi ikatan

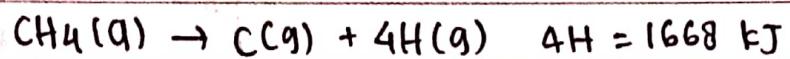
→ energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol suatu senyawa berwujud gas pada keadaan standar menjadi atom-atom penyusunnya.

Berdasarkan jenis dan letak atom terhadap atom lain :

### ① Energi Atomisasi

→ memutuskan semua ikatan dalam 1 mol molekul menjadi atom-atom bebas dalam keadaan gas.

contoh:

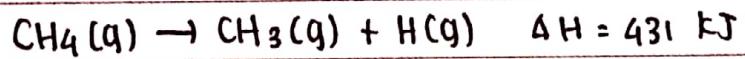


molekul  $\text{CH}_4$  memiliki 4 ikatan C-H, energi ikatan C-H =  $417 \text{ kJ}$

### ② Energi Pisosiasi ikatan

+ memutuskan salah satu ikatan yang terdapat pada suatu molekul / senyawa dalam keadaan gas.

contoh:

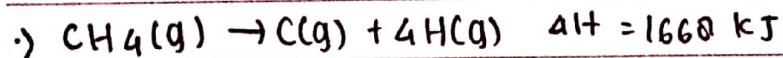


Energi ikatan untuk memutuskan 1 atom H dari  $\text{CH}_4$  =  $431 \text{ kJ}$

### ③ Energi ikatan rata-rata ( $D$ )

+ memutuskan ikatan atom-atom pada senyawa

contoh:



$$D_{\text{C}-\text{H}} = \frac{1668}{4} = 417 \text{ kJ}$$

$\Delta H = \Sigma \text{Energi pemutusan reaktan}$

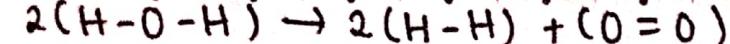
$\Sigma \text{Energi pengabungan produk} -$

$$\rightarrow \text{O}-\text{H} = 464 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{O}=\text{O} = 500 \text{ kJ/mol}$$

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

Hitung besarnya kalor yang diperlukan untuk menguraikan 1 g air dapair ( $M_r = 18$ ) dg persamaan  $2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$



$$\Delta H = \sum E_{\text{reaktan}} - \sum E_{\text{produk}}$$

$$\Delta H = \{2(2(D_{\text{O-H}})) - (2(D_{\text{H-H}}) + D_{\text{O=O}})\}$$

$$= \{2(2(464)) - (2(436) + 500)\}$$

$$= 1856 - 1372$$

= 484 \text{ kJ} \rightarrow \text{untuk pengurangan 2 mol H}\_2\text{O}

$$\Delta H (1 \text{ mol}) = \frac{484 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}}$$

$$= 242 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = 242 \text{ kJ/mol} \times \frac{8.9}{24.9 \text{ mol}}$$

$$= 121 \text{ kJ}$$

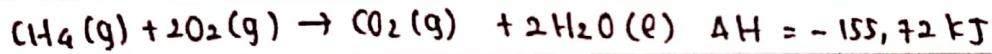
## PE Pembakaran

### a. $\Delta H$ pembakaran sempurna dan tidak sempurna

#### 1) Pembakaran sempurna

→ menghasilkan  $\text{CO}_2$  dan  $\text{H}_2\text{O}$

contoh :



#### 2) Pembakaran tidak sempurna

→ menghasilkan  $\text{CO}$ ,  $\text{C}$  (jelaga) dan  $\text{H}_2\text{O}$

Catatan !

- Proses pembakaran bahan bahan yang tidak sempurna akan mengakibatkan kekurangnya jumlah kalor yang dihasilkan.

# menentukan nilai $\Delta H$ reaksi

- ① menggunakan kalorimeter
- ② menggunakan data entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^\circ$ )
- ③ menggunakan Hukum Hess
- ④ menggunakan data energi ikatan

kalorimeter sederhana  
jenis kalorimeter  
kalorimeter bomb

- ① menggunakan kalorimeter

$$Q_{\text{reaksi}} = Q_{\text{larutan}} + Q_{\text{kalorimeter}}$$

$$Q_{\text{larutan}} = m \cdot C_p \cdot \Delta T$$

$$Q_{\text{kalorimeter}} = C \cdot \Delta T$$

$Q_{\text{lar}}$  : kalor (Joule)

$Q_{\text{kal}}$  : kalor (Joule)

$m$  : massa (gram)

$C$  : kapasitas kalor ( $J/^\circ\text{C}$ )

$C_p$  : kalor jenis ( $J/g^\circ\text{C}$ )

$\Delta T$  : selisih suhu ( $^\circ\text{C}$ )

$\Delta T$  : selisih suhu ( $^\circ\text{C}$ )

$$\text{entalpi} \quad \Delta H = -\frac{Q}{\text{mol}}$$

konsentrasi ( $m \rightarrow$  molar)

→ banyaknya mol zat terlarut dalam

contoh : larutan gula 5M

setiap 1 L larutan

larutan gula 1M

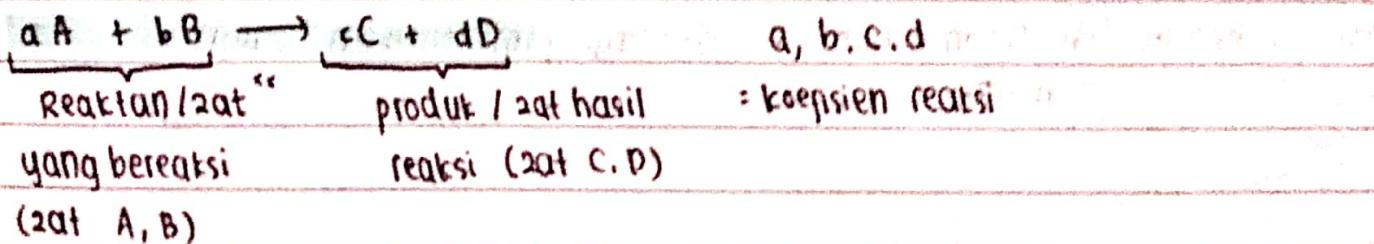
$$M = \frac{\text{mol}}{V_L} = \frac{\text{gram}}{M_r} \times \frac{1000}{V_M L}$$

terdapat 5 mol gula dalam setiap 1 L larutan.

mol

## 2) Menggunakan Data Enthalpi pembentukan ( $\Delta H_f^\circ$ )

Reaksi kimia secara umum:



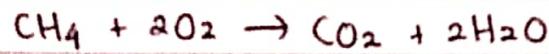
Jika diketahui

$$\Delta H_f^\circ \text{ A, B, C, D}$$

maka:

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produk} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reaktan}$$

contoh:



Jika diketahui

$$\Delta H_f^\circ \text{ CH}_4 = a \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ O}_2 = 0 \text{ kJ/mol} \quad (\text{untuk unsur bebas } \Delta H_f^\circ = 0)$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = c \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} = d \text{ kJ/mol}$$

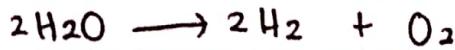
$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum \Delta H_f^\circ \text{ p} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ r} \\ &= (\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 + 2 \times \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ \text{ CH}_4 + 2 \times \Delta H_f^\circ \text{ O}_2) \\ &= (c + 2d) - (a + 2 \times 0) \\ &= c + 2d - a \quad \text{kJ/mol}\end{aligned}$$

### ③ menggunakan data energi ikatan

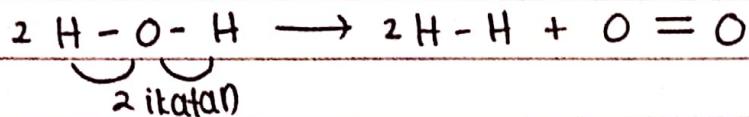
$$\Delta H = \sum \text{Energi pemutusan ikatan} - \sum \text{Energi pembentukan ikatan}$$

reaktan produk

Contoh:



Hitung kalor yang dibutuhkan untuk 9 gram  $\text{H}_2\text{O}$  yang diuraikan.



jika data Energi ikatan

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

$$\text{O}-\text{H} = 464 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{O}=\text{O} = 500 \text{ kJ/mol}$$

$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum 2 \times 2E_{\text{H}-\text{O}} - (\sum 2 \times E_{\text{H}-\text{H}} + E_{\text{O}=\text{O}}) \\ &= \sum 2 \times 2 \times 464 - (\sum 2 \times 436 + 500) \\ &= 1856 - (872 + 500) \\ &= 1856 - 1372 \\ &= 484 \text{ kJ/2 mol}\end{aligned}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{massa}}{\text{Mr}} = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\Delta H = \frac{484}{2} \times 0,5$$

$$= 121 \text{ kJ}$$