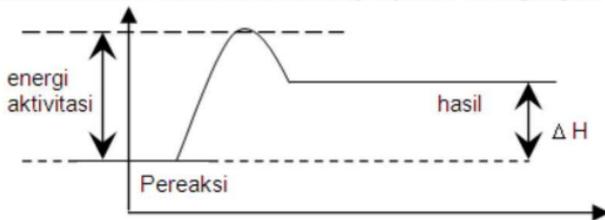


# Termokimia

## A.Reaksi Endoterm dan Eksoterm

### Reaksi Endoterm

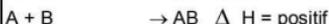
Jika dalam suatu reaksi kimia, sistem **menyerap kalor** dari lingkungan.



$\Delta H = H_{\text{hasil}} - H_{\text{pereaksi}}$ . Dengan  $H_{\text{hasil}} > H_{\text{pereaksi}}$

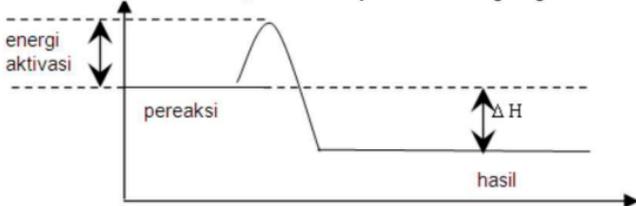
Keterangan: Perubahan entalpi ( $\Delta H$ ) = perubahan panas pada tekanan tetap

### Cara penulisan Reaksi Endoterm:



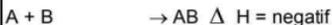
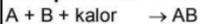
### Reaksi Eksoterm

Jika dalam suatu reaksi kimia, sistem **melepas kalor** ke lingkungan.



$\Delta H = H_{\text{hasil}} - H_{\text{pereaksi}}$ . Dengan  $H_{\text{hasil}} < H_{\text{pereaksi}}$

### Cara penulisan Reaksi Eksoterm:



## B. Entalpi dan Jenis-Jenis Entalpi

### Pengertian Entalpi

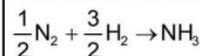
Jumlah energi secara total yang dimiliki oleh suatu sistem, energi ini akan selalu tetap jika tidak ada energi lain yang keluar masuk. Satuan entalpi adalah joule atau kalori, dengan 1 joule = 4,18 kalori.

### Entalpi Pembentukan ( $H_f$ ) $\rightarrow f = \text{fuse}$

Perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat dari unsur-unsurnya.

**Contoh:**

Pembentukan 1 mol  $\text{NH}_3$  dari unsur-unsurnya yaitu 0,5 mol  $\text{N}_2$  dan 1,5 mol  $\text{H}_2$

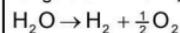


### Entalpi Penguraian ( $H_d$ ) $\rightarrow d = \text{decompose}$

Perubahan entalpi pada penguraian 1 mol zat menjadi unsur-unsurnya.

**Contoh:**

Penguraian 1 mol  $\text{H}_2\text{O}$  menjadi unsur-unsurnya yaitu 1 mol  $\text{H}_2\text{O}$  dan 0,5 mol  $\text{O}_2$

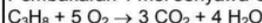


### Entalpi Pembakaran ( $H_c$ ) $\rightarrow c = \text{combustion}$

Panas yang dilepas pada pembakaran 1 mol zat dengan oksigen

**Contoh:**

Pembakaran 1 mol senyawa  $\text{C}_3\text{H}_8$  oleh 5 mol  $\text{O}_2$  menjadi 3 mol  $\text{CO}_2$  dan 4 mol  $\text{H}_2\text{O}$ .



### Entalpi Penetralan ( $H_n$ ) $\rightarrow n = \text{neutral}$

Panas yang dilepas pada pembentukan 1 mol air dalam reaksi penetralan

### Entalpi Pelarutan ( $H_s$ ) $\rightarrow s = \text{solute}$

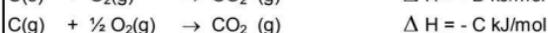
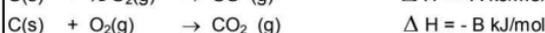
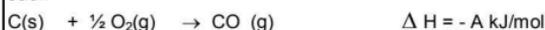
Perubahan entalpi untuk pelarutan 1 mol zat dalam tiap liter air

## C. Penentuan $\Delta H$ Reaksi Entalpi

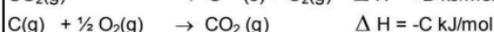
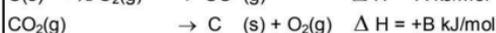
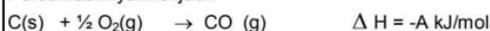
### Hukum Hess

Perubahan entalpi yang terjadi pada suhu reaksi hanya tergantung pada keadaan mula-mula dan hanya akhir reaksi, jadi tidak tergantung pada proses reaksinya.

Jadi:



Persamaannya menjadi:

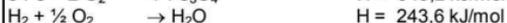


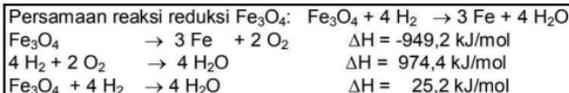
Menurut Hukum Hess, pada reaksi di atas berlaku:  $\Delta H \text{ reaksi} = -A + B - C$

**Contoh:**

Jika diketahui entalpi pembentukan  $\text{Fe}_3\text{O}_4 = 949,2 \text{ kJ}$ ; dan entalpi pembakaran  $\text{H}_2 = 243,6 \text{ kJ}$ . Hitung entalpi reaksi reduksi  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  dengan  $\text{H}_2$  utk menghasilkan  $\text{Fe}$  dan air!

**Penyelesaian:**





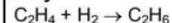
#### Data Entalpi pembentukan (Hf)

Dengan menggunakan rumus:  $\Delta H = H_{\text{hasil reaksi}} - H_{\text{pereaksi}}$

#### Contoh:

Diketahui entalpi pembentukan  $\text{C}_2\text{H}_4 = -12,4 \text{ kkal}$ ; dan entalpi pembentukan  $\text{C}_2\text{H}_6 = +20,2 \text{ kkal}$ . Tentukan perubahan entalpi reaksi?

#### Penyelesaian:



$$\Delta H = H_{\text{hasil reaksi}} - H_{\text{pereaksi}} = \{ H_f \text{C}_2\text{H}_6 - (H_f \text{C}_2\text{H}_4 + H_f \text{H}_2) \} = 20,2 - (-12,4 + 0) = 20,2 + 12,4 = \mathbf{32,6 \text{ kkal}}$$

#### Kalorimetri

**Rumus:**  $q = m \cdot c \cdot \Delta T$

Di mana  $q$  = kalor reaksi.  $m$  = massa zat pereaksi.  $c$  = kalor jenis air.

$\Delta T$  = suhu akhir – suhu mula-mula

#### Contoh:

Pada pelarutan 2 gram kristal NaOH dalam 50 ml air terjadi kenaikan suhu dari  $27^\circ\text{C}$  menjadi  $52^\circ\text{C}$ . Apabila kalor jenis larutan adalah  $4,2 \text{ j}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$ , maka hitung entalpi NaOH dinyatakan dalam  $\text{kJ mol}^{-1}$ !

Jawab:

$$\text{mol NaOH} = \frac{2}{40} = 0,5 \text{ mol}$$

$$q = m \cdot c \cdot T = 2,4,2 \cdot (52 - 27) = 210 \text{ Joule } (\Delta T \text{ positif} \rightarrow \text{reaksi eksoterm})$$

$$\text{Maka untuk 1 mol NaOH} \rightarrow q = \frac{1}{0,05} \times 210 \text{ Joule} = 4200 \text{ Joule} = 4,2 \text{ kJ}$$

Jadi  $\Delta H = -4,2 \text{ kJ}\cdot\text{Mol}^{-1}$  ( $\Delta H$  negatif  $\rightarrow$  reaksi eksoterm)

**Data Energi Ikatan**

Energi yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan antar atom tiap mol suatu zat dalam fase gas.

H - C	415	N - N	163	F - F	155
H - N	390	N - O	201	F - Cl	253
H - F	563	N - F	272	F - Br	237
H - Cl	431	N - Cl	200	Cl - Cl	242
H - Br	366	N - Br	243	Cl - Br	218
H - I	298	O - O	146	Cl - I	208
H - O	462	O - F	190	Br - Br	223
H - S	339	O - Cl	203	Br - I	175
H - Si	323	O - I	234	O = O	495
C - C	347	O - Si	368	N = N	418
C - N	291	S - S	266	C = O	799
C - F	485	S - F	327	C = N	619
C - Cl	328	S - Br	218	C = C	606
C - Br	276	S - Cl	253	C = S	418
C - I	240	I - I	151	S = O	323
C - O	358			N = N	944
C - S	259			C = C	839
C - Si	301			C = N	891
				C = O	1072

**Catatan:**

Untuk menyelesaikan soal umumnya akan diberi tahu berapa energi ikatan masing-masing molekul. Jadi data di atas tidak harus dihafal.

**Energi Ikatan Rata-rata**

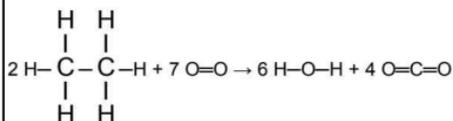
$\Delta H = \Sigma$  energi pemutusan ikatan -  $\Sigma$  energi ikatan pembentukan

**Contoh:**

Dengan menggunakan tabel energi ikatan tentukanlah energi yang dibebaskan pada pembakaran 5,6 etana pada keadaan standar!

**Penyelesaian:**

Strukturanya:



**Pemutusan**

12 mol C – H = 4980 kJ

2 mol C – C = 694 kJ

7 mol O – O

1 pemutusan = 9139 kJ

$\Delta H$  reaksi = 9139 – 11936 = -2797 kJ ( H negatif = membebaskan energi)

Energi yang dibebaskan = 2797 kJ/2 mol etana.

Untuk 5,6 liter dalam STP berlaku:

$$\text{mol etana} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ mol maka } \rightarrow \frac{0,25}{2} \times 2797 = \mathbf{349,625 \text{ kJ}}$$

Jadi energi yang dibebaskan pada pembakaran 5,6 liter etana = 349,625 kJ

**Pembentukan**

8 mol C = 0 = 6392 kJ

12 mol H – O = 5544 kJ

= 3465 kJ

$\Sigma$  pembentukan = 11936 kJ

**Energi Atomisasi**

$\Delta H$  atomisasi =  $\Sigma$  energi ikatan

**Contoh soal:**

Diketahui entalpi pembentukan  $\text{NH}_3 = -46,11 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , energi ikatan H – H =  $436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , energi ikatan N = N  $944 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Maka tentukanlah energi atomisasi  $\text{NH}_3$  dan energi ikatan rata-rata N – H!

**Jawab:**Atomisasi  $\text{NH}_3$  :

Energi atomisasi  $\text{NH}_3 = 1172,11 \text{ kJ} \cdot \text{Mol}^{-1}$

$$\text{H atomisasi} = \Sigma \text{ energi ikatan} \Leftrightarrow \text{H atomisasi } \text{NH}_3 = \Sigma \text{ energi ikatan N – H}$$

$$\Leftrightarrow 1172,11 = 3 \cdot \text{energi ikatan N – H} \Leftrightarrow$$

$$\text{energi ikatan N – H} = \frac{1172,11}{3} = \mathbf{390,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$