

# TERMOKIMIA

Isana SYL

Email: [isana\\_supiah@uny.ac.id](mailto:isana_supiah@uny.ac.id)

Reaksi kimia melibatkan perubahan energi. Ada beberapa bentuk energi, antara lain energi kalor (panas), yang diberi notasi  $q$ . Bila reaksi berlangsung pada volum tetap (isokhorik) berlaku:

$$q_v = \Delta E$$

dengan  $E$ : energi dalam.

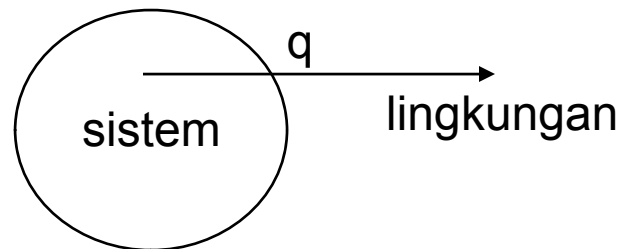
Bila reaksi berlangsung pada tekanan tetap (isobarik) berlaku:

$$q_p = \Delta H$$

dengan  $H$ : entalpi

Reaksi kimia dibedakan menjadi 2 macam, yakni:

1. Reaksi endotermik: reaksi yang menyerap kalor atau ada perpindahan kalor dari lingkungan ke sistem ( $\Delta H > 0$ )
2. Reaksi eksotermik: reaksi yang melepaskan kalor atau ada perpindahan kalor dari sistem ke lingkungan ( $\Delta H < 0$ )

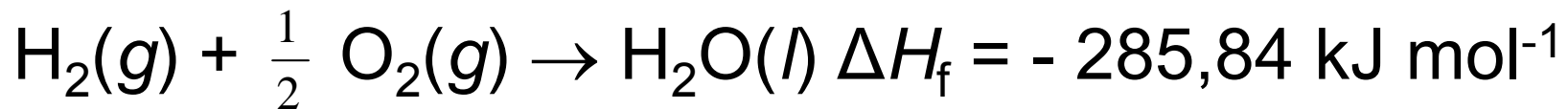


Perubahan entalpi reaksi ( $\Delta H_r$ ) : perubahan entalpi dalam suatu reaksi

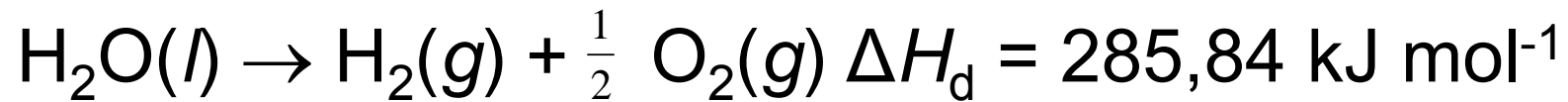
$$\Delta H_r = (\Delta H_f)_{\text{produk}} - (\Delta H_f)_{\text{reaktan}}$$

Hukum Hess

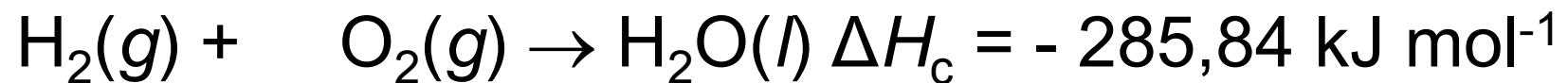
Perubahan entalpi pembentukan( $\Delta H_f$ ): perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya



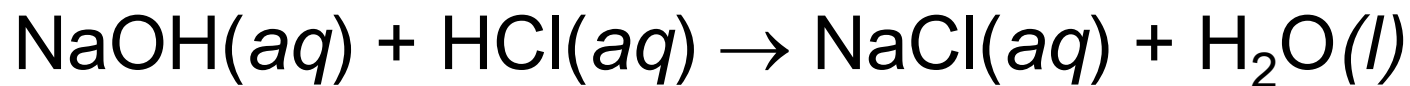
Perubahan entalpi peruraian ( $\Delta H_d$ ): perubahan entalpi pada peruraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya



Perubahan entalpi pembakaran ( $\Delta H_c$ ) : perubahan entalpi pada pembakaran 1 mol unsur/senyawa



Perubahan entalpi netralisasi ( $\Delta H_n$ ) : perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol air dari reaksi asam dan basa



$$\Delta H_n = - 55,90 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Reaksi netralisasi bersifat eksotermik. Pada reaksi asam kuat dan basa kuat yang menghasilkan endapan akan membebaskan kalor jauh lebih besar daripada pada reaksi asam lemah dengan basa lemah. Adapun urutannya:

$(\Delta H_n)_{\text{asam kuat dan basa kuat, menghasilkan endapan}} >$   
 $(\Delta H_n)_{\text{asam kuat dan basa kuat}} > (\Delta H_n)_{\text{salah satu lemah}} >$   
 $(\Delta H_n)_{\text{asam lemah dan basa lemah}}$

Pada asam lemah/basa lemah diperlukan energi untuk berdisosiasi

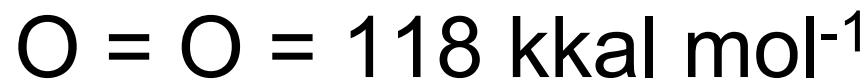
Perubahan entalpi pelarutan dibedakan menjadi perubahan entalpi pelarutan integral dan diferensial.

Perubahan entalpi pelarutan integral:  
perubahan entalpi pada pelarutan 1 mol zat dalam  $n$  mol pelarut

Perubahan entalpi pelarutan diferensial:  
perubahan entalpi pada pelarutan 1 mol zat hingga tak berhingga

Energi ikatan: energi yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan antara dua atom dalam bentuk gas

Contoh:

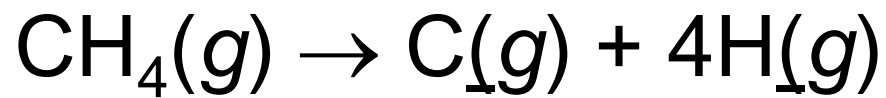




$$\Delta H_r = (E_i)_{\text{reaktan}} - (E_i)_{\text{reaktan}}$$

Ikatan pada reaktan perlu diputuskan sehingga diperlukan energi (+), sedangkan produk perlu dibentuk sehingga dibebaskan energi (-).

Energi atomisasi: energi yang dibutuhkan untuk memutuskan semua ikatan dalam suatu molekul gas.



Pemutusan keempat ikatan C – H terjadi secara bertahap dan membutuhkan energi berbeda, maka dikenal energi ikatan rata-rata.