worksheet

LAMPIRAN 1

LEMBAR KERJA PESERTA DIDIK (LKPD)

LKPD adalah panduan dalam melakukan aktivitas pembelajaran, yaitu:

Kelas/Semester : XI /Ganjil
Mata Pelajaran : Kimia
Materi pembelajaran : Termokimia
Hari/Tanggal : .....
Nama Kelompok : .....
Ketua Kelompok : ……
Anggota : ……..
……..
……..
……..
……..

Untuk lebih memantapkan pemahaman perubahan entalpi, silahkan kalian kerjakan soal berikut:

1. Isilah tabel berikut dengan peristiwa atau aktivitas yang terjadi dalam kehidupan sehari-hari serta identifikasilah peristiwa atau aktivitas tersebut ke dalam proses eksoterm ataukah endoterm dengan cara memberi tanda ceklis (√)

No	Peristiwa atau aktivitas	Jenis Perubahan Entalpi	
		Eksoterm	Endoterm
1			
2			
3			
4			
5			

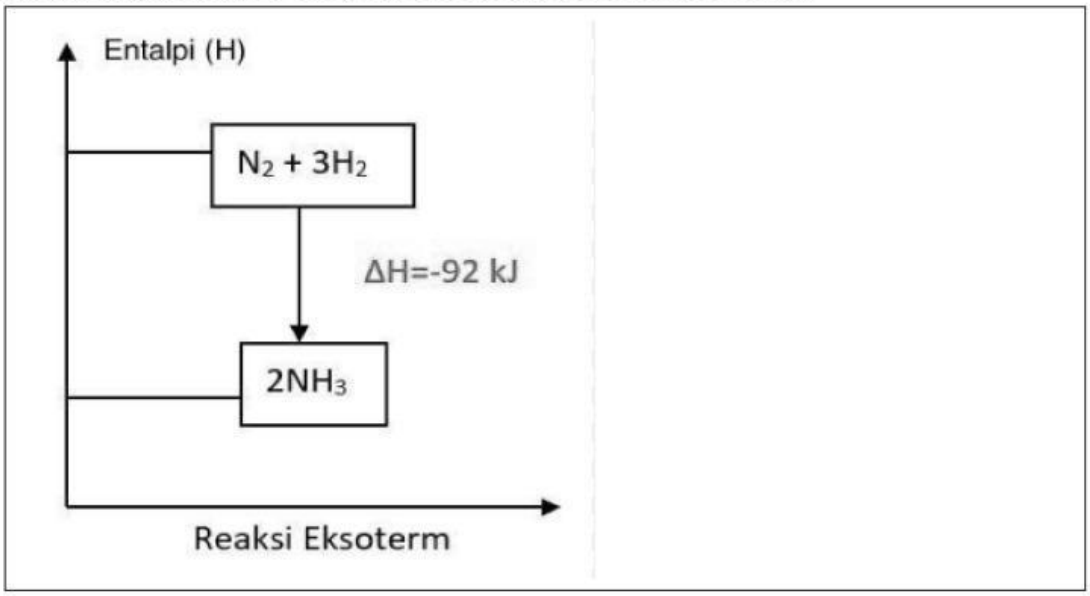
2. Perhatikan beberapa data hasil praktikum berikut!
   a. Pelarutan NaOH (Natrium hidroksida) dalam tabung reaksi dengan H_2O (air) mengakibatkan dasar tabung menjadi hangat.
   b. Pencampuran antara kristal $Ba(OH)_2$ dengan kristal NH_4Cl menyebabkan tabung reaksi menjadi sangat dingin, menimbulkan aroma menyengat dan timbun embun di luar tabung reaksi.
   c. Pencampuran CH_3COOH (Asam asetat) dengan $NaHCO_3$ (Soda kue) mengakibatkan gelas kimia menjadi hangat.
   d. Pelarutan urea $CO(NH_2)_2$ (urea) dengan H_2O (air) mengakibatkan permukaan gelas kimia menjadi dingin.

LIVEWORKSHEETS

Tentukan data tersebut di atas termasuk ke dalam reaksi eksoterm atau endoterm. Tuliskan alasan kalian!

No	Peristiwa atau aktivitas	Jenis Perubahan Entalpi		
		Eksoterm	Endoterm	Alasan
1	Poin A			
2	Poin B			
3	Poin C			
4	Poin D			

3. Diketahui persamaan termokimia:
   $N_2 (g) + 3 H_2 (g) \rightleftharpoons 2 NH_3 \quad \Delta H = -92$ kJ
   Perhatikan diagram tingkat energi dari persamaan termokimia tersebut..



a. Deskripsikan diagram tingkat energi dari persamaan reaksi tersebut

LIVEWORKSHEETS

4. Amoniak, NH3 adalah suautu senyawa yang sangat dibutuhkan dalam industri kimia, baik itu sebagai bahan baku pembuatan pupuk, sebagai pendingin maupun lainnya. Produksi amoniak dikenal dengan istilah proses Harber- Bosch dengan reaksi :

   N2 (g) + 3 H2 (g) ⇌ 2 NH3 (g) dengan melepas kalor sebesar 92 kJ.

   Berdasar data tersebut:

   a. Tuliskan persamaan termokimia pada proses Harber – Bosch!

   ⇌ ΔH=

   b. Tentukan besarnya perubahan entalpi pembentukan dari amoniak!

   c. Tuliskan persamaan termokimia peguraian amoniak

   ⇌ ΔH=

   d. Tentukan ΔHd^{o} amoniak.

LIVEWORKSHEETS

LAMPIRAN 2

BAHAN BACAAN PESERTA DIDIK

1. Pengertian Perubahan Entalpi

Siswaku yang berbahagia, apakah kegiatan di ekstrakurikuler pramuka pada malam hari yang memberikan kesan paling menyenangkan? Ya, betul kegiatan api unggun. Perhatikan gambar berikut!



Gambar 1. Kegiatan Api Unggun pada pramuka

(sumber : https://manyogya1.sch.id)

Salah satu fungsi api unggun adalah untuk menghangatkan badan para peserta kegiatan. Suasana malam hari yang dingin akan lebih hangat dengan adanya api unggun yang menyala. Hal tersebut menunjukan panas dari api unggun akan berpindah menuju lingkungan sekitarnya. Panas tersebut dalam IPA dikenal dengan istilah kalor. Kalor merupakan salah satu bentuk energi. Kalor ini dapat dideteksi dengan menggunakan indikator suhu zat tersebut, semakin tinggi suhu, semakin tinggi kalor yang dimiliki benda tersebut. Pada hukum termodinamika, dikenal istilah hukum kekekalan energi yang menyatakan energi tidak dapat diciptakan atau tidak dapat dimusnahkan, energi hanya dapat berubah dari bentuk yang satu ke bentuk energi yang lainnya. Total energi yang dimiliki oleh suatu benda disebut

Energi Dalam (E). Besarnya energi dalam tidak dapat ditentukan bila zat tersebut belum mengalami perubahan, yang dapat ditentukan adalah perubahan energinya, atau ΔE. yang mana secara matematis dapat dituliskan sebagai berikut:

$$\Delta E = q + w$$

Di mana q merupakan jumlah kalor sistem dan w merupakan kerja, yaitu merupakan kemampuan melakukan usaha. Hal ini terjadi pada reaksi yang menghasilkan gas, sehingga akan mampu memberikan tekanan (P) yang diakibatkan karena perubahan volume (ΔV) . Secara matematis dituliskan:

$$w = P\Delta V$$

Karena reaksi kimia biasa terjadi pada tekanan tetap dan tidak terjadi perubahan volume, maka nilai $\Delta V = 0$, maka kerja (w) akan bernilai = 0. Sehingga besarnya ΔE akan ditunjukan oleh besarnya kalor yang dimiliki oleh benda tersebut, secara matematis dituliskan: $\Delta E = q$

Pada termodinamika, total energi dalam (E) dikenal dengan istilah Entalpi (H), yaitu jumlah total energi dari suatu sistem yang diukur pada kondisi tekanan tetap. Sama dengan Energi dalam, entalpi tidak dapat diukur besarnya, yang dapat ditentukan besarnya adalah perubahan

LIVEWORKSHEETS

entalpi, ΔH. Dengan demikian besarnya perubahan entalpi merupakan besarnya nilai kalor yang dimiliki oleh suatu sistem.

$$\Delta H = q$$

Besarnya perubahan entalpi berarti selisih antara entalpi akhir dan entalpi awal. Secara matematis dapat dituliskan:

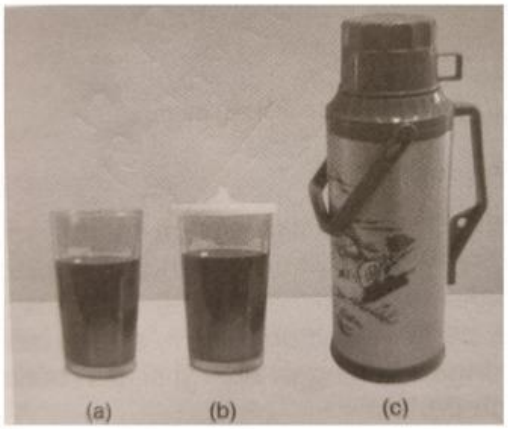
$$\Delta H = H \text{ akhir} - H \text{ awal}$$

2. Sistem dan lingkungan

Pada saat mempelajari termokimia, kita harus paham mana yang menjadi pusat pengamatan, mana yang bukan. Segala sesuatu yang menjadi pusat pengamatan disebut sistem, sedangkan segala sesuatu di luar sistem dan dapat mempengaruhi sistem disebut lingkungan. Berdasarkan perpindahan kalor dan materi, sistem dibedakan menjadi 3 jenis, yaitu:

- Sistem Terbuka merupakan suatu sistem dimana dapat dimungkinkan terjadinya perpindahan kalor serta materi.
- Sistem Tertutup merupakan suatu sistem dimana dapat dimungkinkan terjadinya perpindahan kalor, tetapi tidak terjadi perpindahan materi.
- Sistem Terisolasi merupakan suatu sistem dimana tidak dimungkinkan terjadinya perpindahan kalor dan materi.

Perhatikan gambar berikut!



Gambar 2. Contoh Sistem terbuka (a) Sistem tertutup (b) dan sistem terisolasi (c)
(Sumber : Kimia XI Untuk SMA dan MA; Penerbit Intan Pariwara)

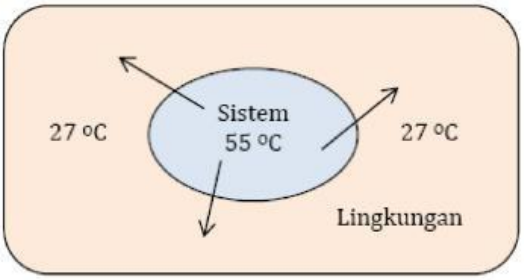
3. Jenis-jenis Reaksi Berdasarkan Perubahan Energi

Muridku yang kami banggakan, setelah kalian memahami apa itu perubahan entalpi, selanjutnya kita akan mempelajari jenis reaksi berdasarkan perubahan energinya. Sesuai hukum Termodinamika, perpindahan kalor secara spontan terjadi pada benda yang memiliki perbedaan suhu. Dalam termokimia, hanya ada 2 kemungkinan perbedaan suhu, yaitu suhu sistem lebih tinggi dari suhu lingkungan atau suhu sistem yang lebih rendah dari suhu lingkungan. Untuk lebih jelasnya kita pelajari satu persatu.

LIVEWORKSHEETS

a. Eksoterm

Apa yang akan terjadi bila suhu sistem lebih tinggi dari suhu lingkungan? Untuk lebih jelasnya silahkan kalian perhatikan ilustrasi berikut!



Gambar 3.

Contoh kondisi pelepasan kalor (Eksoterm)

(Sumber : dokumentasi penulis)

Pada keadaan di mana suhu sistem lebih tinggi maka akan terjadi aliran kalor dari sistem menuju lingkungan, seperti yang ditunjukan pada tanda panah pada gambar di atas, dengan kata lain kalor akan keluar menuju lingkungan. Hal ini dikenal dengan proses eksoterm.

Bagaimana besarnya perubahan entalpi dalam keadaan ini? Pada keaadaan seperti ini kalor sistem dikeluarkan menuju lingkungan, maka entalpi akhir reaksi akan menjadi lebih kecil dibanding entalpi awal sebelum reaksi. Dengan demikian besarnya perubahan entalpi (ΔH) adalah:

ΔH = H akhir – H awal

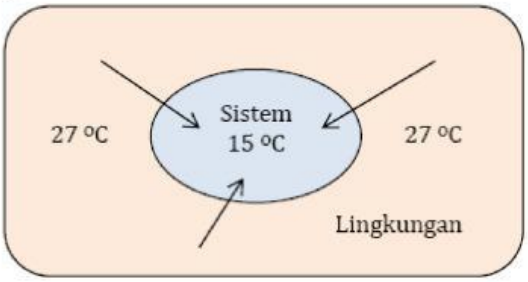
ΔH = kecil – besar

$\Delta H < 0$, atau bertanda negatif (–)

Dengan demikian pada reaksi eksoterm besarnya nilai perubahan entalpi bertanda negatif. Ciri reaksi eksoterm ini terjadi pada reaksi yang mengalami kenaikan suhu.

b. Endoterm

Apa pula yang akan terjadi bila suhu sistem lebih rendah dari suhu lingkungan? Untuk lebih jelasnya silahkan kalian perhatikan ilustrasi berikut!



Contoh kondisi penyerapan kalor (Endoterm)

(Sumber : dokumentasi penulis)

Pada keadaan di mana suhu sistem lebih rendah dari suhu lingkungnan maka akan terjadi aliran kalor dari lingkungan menuju sistem, seperti yang ditunjukan pada tanda panah pada

LIVEWORKSHEETS

gambar di atas, dengan kata lain kalor akan masuk menuju sistem. Hal ini dikenal dengan proses endoterm.

Pada keaadaan seperti ini kalor sistem bertambah, maka entalpi akhir reaksi akan menjadi lebih besar dibanding entalpi awal sebelum reaksi. Dengan demikian besarnya perubahan entalpi (ΔH) adalah:

ΔH = H akhir – H awal

ΔH = besar – kecil;

$\Delta H > 0$, atau bertanda positif (+)

Dengan demikian pada reaksi endoterm besarnya nilai perubahan entalpi bertanda positif. Ciri reaksi endoterm ini terjadi pada reaksi yang mengalami penurunan suhu.

4. Persamaan Termokimia

Suatu persamaan reaksi kimia yang diikuti dengan nilai perubahan entalpi yang menyertai reaksi tersebut dikenal dengan istilah persamaan termokimia. Sebagai contoh : $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)\ \Delta H = -489{,}6$ kJ

Dari persamaan termokimia di atas dapat disimpulkan bahwa dalam pembentukan 2 mol uap air (H_2O) akan disertai pelepasan energi sebesar 489,6 kJ. Tanda negatif pada nilai ΔH persamaan termokimia diatas bukan menunjukan nilai sebenarnya, tetapi menunjukan bahwa pada reaksi tersebut terjadi pelepasan kalor atau bersifat eksoterm.

Contoh soal :

Tuliskan persamaan termokimia untuk penguraian 1 mol uap air bila diketahui reaksi sebagai berikut:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)\ \Delta H = -489{,}6\ kJ$$

Jawab:

Pada soal diketahui reaksi pembentukan, padahal yang ditanyakan adalah reaksi penguraian, maka reaksinya harus berbalik arah, begitu pula dengan nilai ΔH-nya juga berganti tandanya, yang awalnya negatif berubah menjadi positif.

$$2\ H_2O\ (g) \longrightarrow 2\ H_2\ (g) + O_2\ (g)\ \Delta H = +489{,}6\ kJ$$

Pada reaksi tersebut masih merupakan penguraian 2 mol H_2O, padahal yang ditanyakan hanya penguraian 1 mol, maka reaksi serta nilai ΔH-nya juga harus disesuaikan dengan dibagi menjadi 2, sehingga menghasilkan persamaan termokimia sebagai berikut:

$$H_2O\ (g) \longrightarrow H_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g)\ \Delta H = +242{,}8\ kJ$$

Jadi jawaban dari pertanyaan tersebut adalah:

$$H_2O\ (g) \longrightarrow H_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g)\ \Delta H = +242{,}8\ kJ$$

Pada persamaan termokimia, perubahan arah reaksi akan merubah pula tanda nilai perubahan entalpi (ΔH). Misalkan pada persamaan termokimia pembentukan suatu senyawa perubahan entalpinya positif, maka bila reaksi akan diubah menjadi reaksi penguraian, nilai perubahan entapli juga berubah menjadi negatif, begitu pula sebaliknya. Demikian pula pada besarnya nilai ΔH, besarnya nilai ini akan ikut menyesuaikan dengan kooefisien pada persamaan reaksinya.

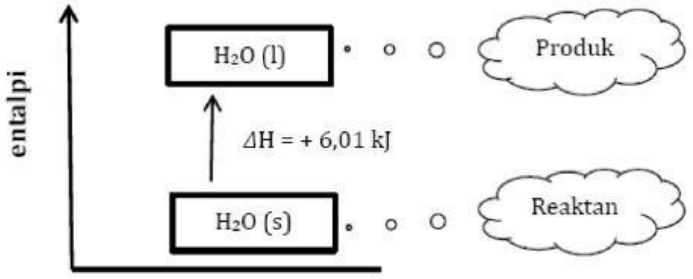
LIVEWORKSHEETS

5. Diagram Tingkat Energi

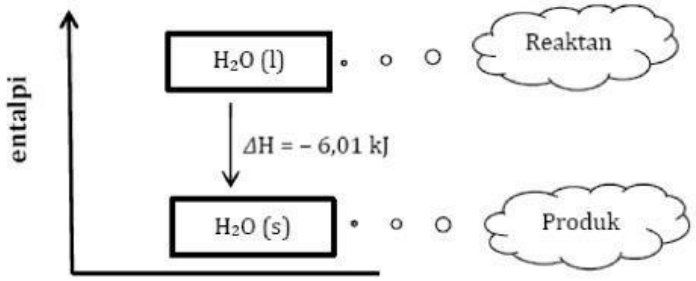
Suatu reaksi dapat pula dituliskan berupa diagram tingkat energi untuk menunjukan nilai perubahan entalpinya. Misalkan suatu reaksi tentang proses pencairan es batu menjadi air dengan persamaan termokimia sebagai berikut:

$$H2O\ (s) \longrightarrow H2O\ (l)\ \Delta H = +\ 6{,}01\ kJ$$

Apabila dituliskan dengan diagram tingkat energi maka akan menjadi seperti:



Begitu pula seandainya akan dibuat menjadi diagram tingkat energi pada proses pembekuan air, berdasar persamaan termokimia di atas maka diagram tingkat energi akan menjadi:



LIVEWORKSHEETS

Seperti yang telah kalian pelajari pada kegiatan pembelajaran sebelumnya, entalpi reaksi adalah besarnya entalpi yang menyertai suatu reaksi. Besarnya entalpi reaksi juga sangat beragam, ada yang menyerap, ada pula yang melepas kalor. Perhatikan gambar berikut!



Gambar 1

Perobohan Gedung Dengan Peledakan

(sumber: https://news.detik.com/berita/d-3225080)

Gambar tersebut menunjukan besarnya entalpi reaksi dapat dimanfaatkan untuk merobohkan gedung bertingkat hanya hitungan detik. Akan tetapi tidak semua entalpi reaksi yang dihasilkan sama, bergantung kepada reaksinya.

Berdasar jenis reaksinya, entalpi reaksi dibedakan menjadi 8 jenis, yaitu:

1. Entalpi Pembentukan

   Entalpi pembentukan merupakan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya. Apabila pengukuran perubahan entalpi pembentukan dilakukan pada keadaan standar (25 OC dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi pembentukan standar ( )

   Contoh :

   $N_2 (g) + 3\ H_2 (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3 (g)\ \Delta H = -92$ kJ

   Pada reaksi di atas, untuk membentuk 2 mol gas amonia, NH3, terjadi pelepasan kalor sebesar 92 kJ. Dengan demikian untuk membentuk 1 mol gas amonia akan terjadi pelepasan kalor sebesar 92/2 kJ atau sebesar 46 kJ. Karena persamaan termokimia di atas merupakan pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya maka dapat disimpulkan perubahan entalpi pembentukannya = – 46 kJ/mol.

2. Entalpi Penguraian

   Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsur penyusunnya yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi penguraian dilakukan pada keadaan standar (25 OC dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi penguraian standar ( ). Contoh:

   $2\ H_2O (g) \longrightarrow 2\ H_2 (g) + O_2 (g)\ \Delta H = +485{,}6$ kJ

   Pada reaksi di atas, untuk menguraikan 2 mol uap air (H2O), dibutuhkan kalor sebesar 485,6 kJ. Dengan demikian untuk menguraikan 1 mol uap air akan membutuhkan kalor sebesar 485,6/2 atau sebesar 242,8 kJ. Karena persamaan termokimia di atas merupakan penguraian senyawa menjadi unsur-unsurnya maka dapat disimpulkan perubahan entalpi pembentukannya = + 242,8 kJ/mol.

LIVEWORKSHEETS

3. Entalpi Pembakaran

Perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada pembakaran sempurna 1 mol zat yang diukur pada keadaan standar. Apabila pengukuran perubahan entalpi pembakaran dilakukan pada keadaan standar (25 OC dan tekanan 1 atm) maka disebut perubahan entalpi pembakaran standar ( )

Contoh:

$2\ CH_3OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)\ \Delta H = -1.277\ kJ$

Pada reaksi pembakaran di atas, untuk membakar sempurna 2 mol metanol (CH_3OH), menghasilkan kalor sebesar 1.277 kJ. Dengan demikian pada pembakaran 1 mol metanol akan menghasilkan kalor sebesar 1.277/2 atau sebesar 638,5 kJ. Karena persamaan termokimia di atas merupakan pembakaran sempurna maka dapat disimpulkan perubahan entalpi pembakarannya = – 638,5 kJ/mol.

LIVEWORKSHEETS