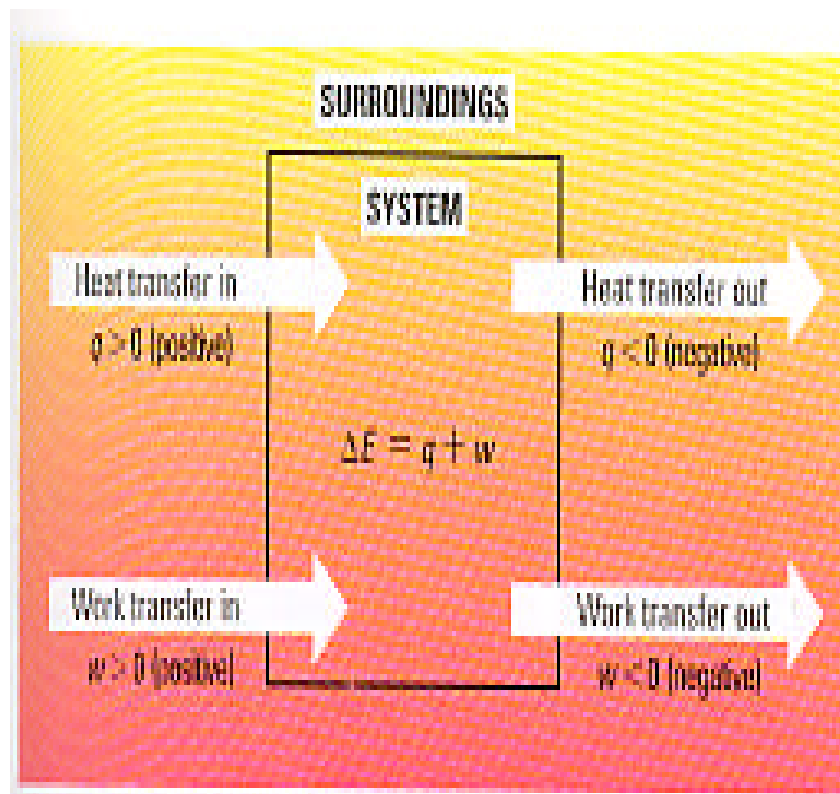


# Termokimia



Kode KIM. 09

# Termokimia

**Penyusun**  
*Harun Nasrudin*

**Editor**

Drs. Bambang Sugianto, M. Pd.

**BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM**  
**DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN**  
**DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH**  
**DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL**  
**2004**

# Kata Pengantar

---

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa atas karunia dan hidayah-Nya, kami dapat menyusun bahan ajar modul manual untuk SMK Bidang Adaptif, yakni mata pelajaran Fisika, Kimia dan Matematika. Modul yang disusun ini menggunakan pendekatan pembelajaran berdasarkan kompetensi, sebagai konsekuensi logis dari Kurikulum SMK Edisi 2004 yang menggunakan pendekatan kompetensi (*CBT: Competency Based Training*).

Sumber dan bahan ajar pokok Kurikulum SMK Edisi 2004 adalah modul, baik modul manual maupun interaktif dengan mengacu pada Standar Kompetensi Nasional (SKN) atau standarisasi pada dunia kerja dan industri. Dengan modul ini, diharapkan digunakan sebagai sumber belajar pokok oleh peserta diklat untuk mencapai kompetensi kerja standar yang diharapkan dunia kerja dan industri.

Modul ini disusun melalui beberapa tahapan proses, yakni mulai dari penyiapan materi modul, penyusunan naskah secara tertulis, kemudian disetting dengan bantuan alat-alat komputer, serta divalidasi dan diujicobakan empirik secara terbatas. Validasi dilakukan dengan teknik telaah ahli (*expert-judgment*), sementara ujicoba empirik dilakukan pada beberapa peserta diklat SMK. Harapannya, modul yang telah disusun ini merupakan bahan dan sumber belajar yang berbobot untuk membekali peserta diklat kompetensi kerja yang diharapkan. Namun demikian, karena dinamika perubahan sains dan teknologi di industri begitu cepat terjadi, maka modul ini masih akan selalu dimintakan masukan untuk bahan perbaikan atau direvisi agar supaya selalu relevan dengan kondisi lapangan.

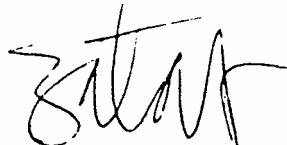
Pekerjaan berat ini dapat terselesaikan, tentu dengan banyaknya dukungan dan bantuan dari berbagai pihak yang perlu diberikan penghargaan dan ucapan terima kasih. Oleh karena itu, dalam kesempatan ini tidak berlebihan bilamana disampaikan rasa terima kasih dan penghargaan yang

sebesar-besarnya kepada berbagai pihak, terutama tim penyusun modul (penulis, editor, tenaga komputerisasi modul, tenaga ahli desain grafis) atas dedikasi, pengorbanan waktu, tenaga, dan pikiran untuk menyelesaikan penyusunan modul ini.

Kami mengharapkan saran dan kritik dari para pakar di bidang psikologi, praktisi dunia usaha dan industri, dan pakar akademik sebagai bahan untuk melakukan peningkatan kualitas modul. Diharapkan para pemakai berpegang pada azas keterlaksanaan, kesesuaian dan fleksibilitas, dengan mengacu pada perkembangan IPTEK pada dunia usaha dan industri dan potensi SMK dan dukungan dunia usaha industri dalam rangka membekali kompetensi yang terstandar pada peserta diklat.

Demikian, semoga modul ini dapat bermanfaat bagi kita semua, khususnya peserta diklat SMK Bidang Adaptif untuk mata-pelajaran Matematika, Fisika, Kimia, atau praktisi yang sedang mengembangkan modul pembelajaran untuk SMK.

Jakarta, Desember 2004  
a. n. Direktur Jenderal Pendidikan  
Dasar dan Menengah  
Direktur Pendidikan Menengah Kejuruan,



Dr. Ir. Gatot Hari Priowirjanto, M. Sc.  
NIP 130 675 814

# Kata Pengantar

---

Media yang sesuai dan tepat diperlukan untuk mencapai suatu tujuan tertentu pada setiap pembelajaran. Modul merupakan salah satu media yang dapat digunakan. Bagi peserta diklat, selain dapat dipakai sebagai sumber belajar, modul juga dapat dijadikan sebagai pedoman dalam melakukan suatu kegiatan tertentu. Bagi sekolah menengah kejuruan, modul merupakan media informasi yang dirasakan efektif, karena isinya yang singkat, padat informasi, dan mudah dipahami oleh peserta diklat sehingga proses pembelajaran yang tepat guna akan dapat dicapai.

Dalam modul ini akan dipelajari secara garis besar akan dibahas penerapan hukum I termodinamika dalam kaitannya dengan reaksi kimia. Dan pembahasan lebih terfokus pada hubungan antara perubahan entalpi dengan jenis reaksi. Disamping itu juga dipelajari bagaimana menghitung perubahan entalpi suatu reaksi berdasarkan hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan standar, dan data energi ikatan

Surabaya, Desember 2004

Penyusun

Harun Nasrudin

# DAFTAR ISI

---

✗	Halaman Sampul.....	i
✗	Halaman Francis .....	ii
✗	Kata Pengantar .....	iii
✗	Kata Pengantar .....	v
✗	Daftar Isi .....	vi
✗	Peta Kedudukan Modul .....	viii
✗	Daftar Judul Modul.....	ix
✗	Glosary .....	x

## I. PENDAHULUAN

a.	Deskripsi .....	1
b.	Prasarat .....	1
c.	Petunjuk Penggunaan Modul.....	1
d.	Tujuan Akhir.....	2
e.	Kompetensi.....	3
f.	Cek Kemampuan .....	5

## II. PEMELAJARAN

<b>A.</b>	<b>Rencana Belajar Peserta Diklat .....</b>	<b>6</b>
-----------	---	----------

### B. Kegiatan Belajar

<b>1.</b>	<b><i>Kegiatan Belajar</i> .....</b>	<b>7</b>
a.	Tujuan Kegiatan Pemelajaran .....	7
b.	Uraian Materi.....	7
c.	Rangkuman.....	26
d.	Tugas .....	27
e.	Tes Formatif.....	29
f.	Kunci Jawaban.....	29
g.	Lembar Kerja.....	29
<b>2</b>	<b><i>Kegiatan Belajar</i> .....</b>	<b>30</b>
a.	Tujuan Kegiatan Pemelajaran .....	30
b.	Uraian Materi.....	30
c.	Rangkuman.....	36
d.	Tugas .....	36
e.	Tes Formatif.....	38
f.	Kunci Jawaban.....	38

<b>3 Kegiatan Belajar</b> .....	40
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran .....	40
b. Uraian Materi.....	40
c. Rangkuman.....	43
d. Tugas.....	44
e. Tes Formatif.....	44
f. Kunci Jawaban.....	44
g. Lembar Kerja.....	45

### III. EVALUASI

A. Tes Tertulis.....	46
B. Tes Praktik .....	47

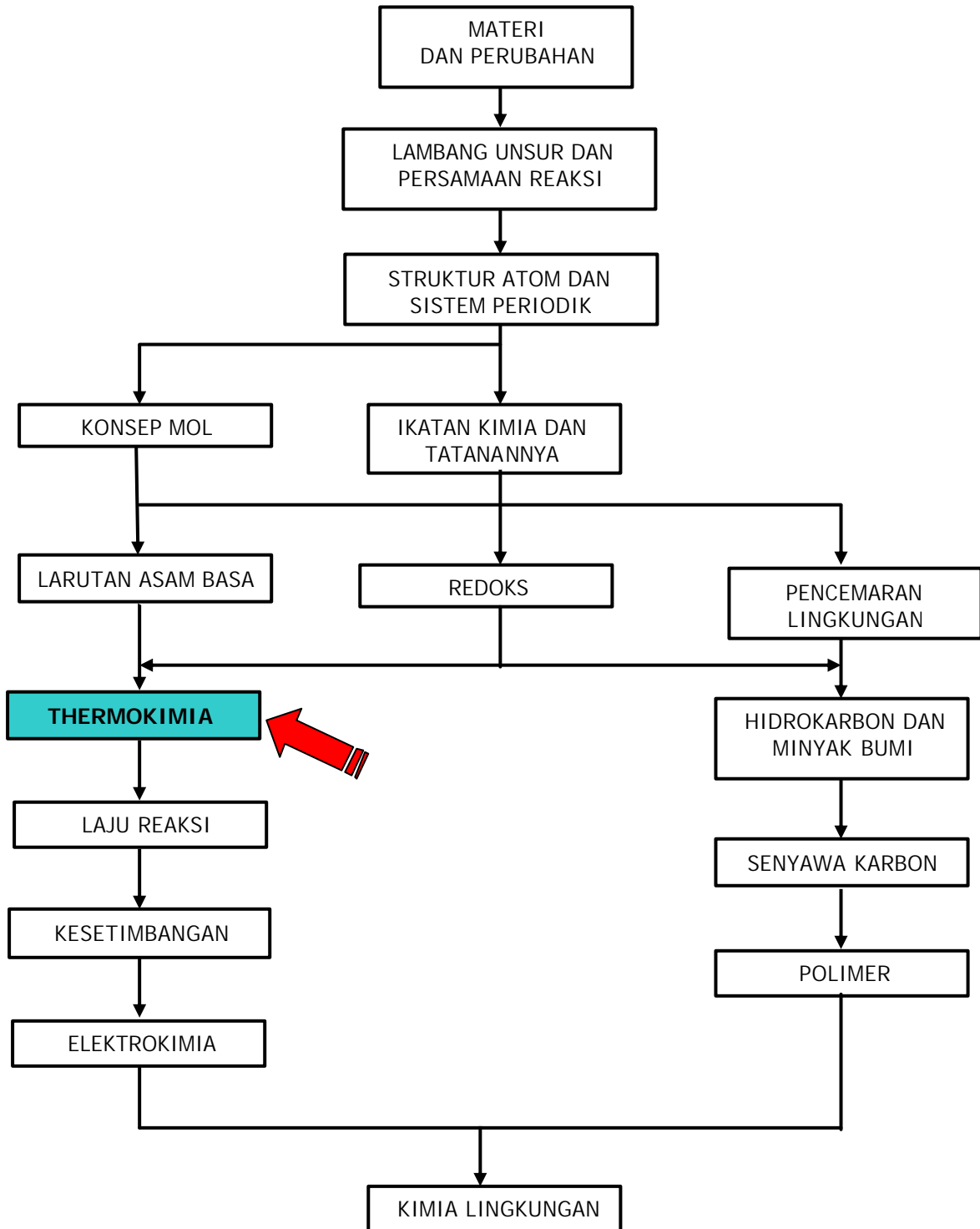
### KUNCI JAWABAN

A. Tes Tertulis.....	49
B. Lembar Penilaian Tes Praktik .....	50

<b>IV. PENUTUP</b> .....	52
--------------------------	----

<b>DAFTAR PUSTAKA</b> .....	53
-----------------------------	----

# Peta Kedudukan Modul





# Daftar Judul Modul

No.	Kode Modul	Judul Modul
1	KIM. 01	Materi dan Perubahannya
2	KIM. 02	Lambang Unsur dan Persamaan Reaksi
3	KIM. 03	Struktur Atom dan Sistem Periodik Unsur
4	KIM. 04	Konsep Mol
5	KIM. 05	Ikatan Kimia
6	KIM. 06	Larutan Asam Basa
7	KIM. 07	Reaksi Oksidasi dan Reduksi
8	KIM. 08	Pencemaran Lingkungan
9	KIM. 09	Termokimia
10	KIM. 10	Laju Reaksi
11	KIM. 11	Keseimbangan Kimia
12	KIM. 12	Elektrokimia
13	KIM. 13	Hidrokarbon dan Minyak Bumi
14	KIM. 14	Senyawa Karbon
15	KIM. 15	Polimer
16	KIM. 16	Kimia Lingkungan

# Glossary

---

ISTILAH	KETERANGAN
Termokimia	Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari perubahan kalor atau panas suatu zat yang menyertai suatu reaksi atau proses kimia dan fisika
Sistem	Bagian dari alam semesta yang sedang menjadi pusat perhatian.
Lingkungan	Bagian lain dari alam semesta yang berinteraksi dengan sistem
Alam semesta	Gabungan antara sistem dengan lingkungan
Energi dalam	Jumlah total energi semua partikel dalam sistem.
Kerja	Suatu bentuk pertukaran energi antara sistem dan lingkungan di luar kalor
Kalor reaksi	Perubahan entalpi pada suatu reaksi
Fungsi keadaan	Besaran yang harganya bergantung pada keadaan sistem, tidak pada asal usulnya.
Entalpi	suatu besaran termodinamika untuk menyatakan kalor reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap.
Energi termal	Komponen utama dari energi dalam yang terkait dengan gerakan molekul-molekul sistem
Energi kimia	Energi yang terkait dengan ikatan kimia dan interaksi antar molekul
Energi potensial	Energi yang dimiliki oleh suatu benda apabila benda itu diam
Energi Kinetik	Energi yang dimiliki oleh suatu benda apabila benda itu bergerak

# BAB I. PENDAHULUAN

---

## A. Deskripsi

Dalam modul ini Anda akan mempelajari tentang termokimia yang merupakan bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang perubahan energi yang menyertai reaksi kimia. Termokimia merupakan penerapan dari hukum I termodinamika dan kaitannya dengan reaksi kimia. Dalam termokimia ini akan dibahas tentang pengertian termokimia yang meliputi energi yang dimiliki setiap zat, azas kekekalan energi, entalpi dan perubahan entalpi. Reaksi eksoterm dan reaksi endoterm, persamaan termokimia, entalpi molar, dan perhitungan perubahan entalpi berdasarkan hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan, dan data energi ikatan, yang semuanya ini untuk mendukung penerapan dalam industri.

## B. Prasyarat

Agar dapat mempelajari modul ini anda harus memahami terlebih dahulu tentang partikel zat, struktur, dan sifat-sifat zat serta perubahan kimia. Sebagai dasar dalam mempelajari perubahan energi yang menyertai reaksi kimia.

## C. Petunjuk Penggunaan Modul

1. Pelajari daftar isi serta skema kedudukan modul dengan cermat dan teliti karena dalam skema modul akan nampak kedudukan modul yang sedang Anda pelajari ini diantara modul-modul yang lain.
2. Perhatikan langkah-langkah dalam melakukan pekerjaan dengan benar untuk mempermudah dalam memahami suatu proses pekerjaan, sehingga diperoleh hasil yang maksimal.
3. Pahami setiap materi teori dasar yang akan menunjang penguasaan suatu pekerjaan dengan membaca secara teliti. Apabila terdapat evaluasi, maka kerjakan evaluasi tersebut sebagai sarana latihan.

4. Jawablah tes formatif dengan jawaban yang singkat dan jelas serta kerjakan sesuai dengan kemampuan Anda setelah mempelajari modul ini.
5. Bila terdapat penugasan, kerjakan tugas tersebut dengan baik dan jika perlu konsultasikan hasil tersebut pada guru/instruktur.
6. Catatlah kesulitan yang Anda dapatkan dalam modul ini untuk ditanyakan pada guru pada saat kegiatan tatap muka. Bacalah referensi yang lain yang berhubungan dengan materi modul agar Anda mendapatkan pengetahuan tambahan.

#### **D. Tujuan Akhir**

Setelah mempelajari modul ini diharapkan anda dapat:

1. Menjelaskan pengertian termokimia.
2. Membedakan entalpi dan perubahan entalpi.
3. Menentukan perubahan entalpi suatu reaksi.
4. Menentukan perubahan entalpi, berdasarkan Hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan standar dan data energi ikatan.
5. Menentukan entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran.
6. Menjelaskan pengertian reaksi eksoterm dan endoterm.
7. Menjelaskan persamaan termokimia.
8. Menentukan kalor pembakaran berbagai bahan bakar.

## E. Kompetensi

Kompetensi : TERMOKIMIA  
 Program Keahlian : Program Adaptif  
 Matadiklat/Kode : KIMIA/KIM. 09  
 Durasi Pembelajaran : 18 jam @ 45 menit

SUB KOMPETENSI	KRITERIA KINERJA	LINGKUP BELAJAR	MATERI POKOK PEMBELAJARAN		
			SIKAP	PENGETAHUAN	KETERAMPILAN
1. Entalpi dan perubahan entalpi reaksi	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Menjelaskan pengertian termokimia</li> <li>? Membedakan entalpi dan perubahan entalpi</li> <li>? Menentukan perubahan entalpi, berdasarkan:               <ul style="list-style-type: none"> <li>- Hukum Hess</li> <li>- Data perubahan entalpi pembentukan standar</li> <li>- Data energi ikatan</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Hukum Kekekalan Energi</li> <li>? Pengertian termokimia</li> <li>? Entalpi dan perubahan entalpi</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Kritis</li> <li>? Jujur</li> <li>? Obyektif</li> <li>? Cermat</li> <li>? Teliti</li> <li>? Terbuka</li> <li>? Bekerjasama</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Pengertian tentang termokimia</li> <li>? Pengertian entalpi dan perubahan entalpi</li> <li>? Menghitung perubahan entalpi</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Menjelaskan hubungan antara harga perubahan entalpi dengan jenis reaksi</li> <li>? Menghitung perubahan entalpi reaksi berdasarkan hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan standar dan energi ikatan</li> </ul>
2. Reaksi eksoterm dan endoterm	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Menjelaskan pengertian reaksi eksoterm dan endoterm</li> <li>? Menjelaskan persamaan termokimia</li> <li>? Menentukan entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Pengertian reaksi eksoterm dan endoterm</li> <li>? Persamaan termokimia</li> <li>? Entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran</li> <li>? Digunakan untuk mendukung materi:               <ul style="list-style-type: none"> <li>- Pembuatan kertas</li> <li>- Fotoreproduksi</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Kritis</li> <li>? Jujur</li> <li>? Obyektif</li> <li>? Cermat</li> <li>? Teliti</li> <li>? Terbuka</li> <li>? Bekerjasama</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Pengertian reaksi eksoterm dan endoterm</li> <li>? Pengertian persamaan termokimia</li> <li>? Menghitung entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Menentukan entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran</li> </ul>

<p>3. Kalor pembakaran berbagai bahan bakar</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Menjelaskan pengertian kalor pembakaran berbagai bahan bakar dalam kehidupan sehari-hari dibandingkan melalui Percobaan</li> <li>? Menjelaskan Persamaan reaksi pembakaran sempurna</li> <li>? Menjelaskan dampak pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna berdasarkan sifat gas yang dihasilkan</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Pengertian kalor pembakaran</li> <li>? Pembakaran sempurna dan tidak sempurna</li> <li>? Dampak pembakaran tidak sempurna</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Aktif</li> <li>? Kritis</li> <li>? Jujur</li> <li>? Obyektif</li> <li>? Cermat</li> <li>? Teliti</li> <li>? Terbuka</li> <li>? Bekerjasama</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Pengertian kalor pembakaran</li> <li>? Pengetahuan jenis-jenis bahan bakar</li> <li>? Penjelasan pembakaran sempurna dan tidak sempurna</li> <li>? Penjelasan dampak pembakaran tidak sempurna</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>? Memprediksi dan menentukan jenis bahan bakar yang efektif dan efisien</li> </ul>
---	--	---	--	--	---

## **F. Cek Kemampuan**

1. Jelaskan pengertian termokimia?
2. Jelaskan perbedaan pokok antara entalpi dan perubahan entalpi?
3. Bagaimanakah cara menentukan perubahan entalpi, berdasarkan hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan standar dan data energi ikatan?, Jelaskan!
4. Jelaskan bagaimana cara menentukan entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran?
5. Jelaskan pengertian reaksi eksoterm dan endoterm?
6. Jelaskan apa yang dimaksud dengan persamaan termokimia?
7. Jelaskan pengertian kalor pembakaran berbagai bahan bakar dalam kehidupan sehari-hari?
8. Jelaskan persamaan reaksi pembakaran sempurna?
9. Jelaskan dampak pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna berdasarkan sifat gas yang dihasilkan?





## B. KEGIATAN BELAJAR

### 1. Kegiatan Belajar 1

#### a. Tujuan kegiatan pembelajaran

1. Menjelaskan pengertian termokimia.
2. Membedakan entalpi dan perubahan entalpi.
3. Menentukan perubahan entalpi, berdasarkan hukum Hess, perubahan entalpi pembentukan standar, data energi ikatan.

#### b. Uraian materi

Setelah mempelajari partikel zat, struktur, dan sifat-sifat zat serta perubahan kimia, sekarang kita akan mempelajari energi yang menyertai perubahan-perubahan zat tersebut.

### PENGERTIAN TERMOKIMIA

Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari perubahan kalor atau panas suatu zat yang menyertai suatu reaksi atau proses kimia dan fisika disebut **termokimia**. Secara operasional termokimia berkaitan dengan pengukuran dan penafsiran perubahan kalor yang menyertai reaksi kimia, perubahan keadaan, dan pembentukan larutan.

Termokimia merupakan pengetahuan dasar yang perlu diberikan atau yang dapat diperoleh dari reaksi-reaksi kimia, tetapi juga perlu sebagai pengetahuan dasar untuk pengkajian teori ikatan kimia dan struktur kimia. Fokus bahasan dalam termokimia adalah tentang jumlah kalor yang dapat dihasilkan oleh sejumlah tertentu pereaksi serta cara pengukuran kalor reaksi.

Supaya lebih mudah memahami energi yang menyertai perubahan suatu zat, maka perlu dijawab beberapa pertanyaan berikut ini:

1. Energi apa yang dimiliki oleh suatu zat?
2. Hukum apa yang berlaku untuk energi suatu zat?

3. Bagaimana menentukan jumlah energi yang menyertai suatu reaksi?
4. Bagaimana energi suatu zat dapat diukur?
5. Bagaimana kaitan antara energi yang dibebaskan atau diserap pada perubahan kimia dengan ikatan kimia?

Termokimia merupakan penerapan hukum pertama termodinamika terhadap peristiwa kimia yang membahas tentang kalor yang menyertai reaksi kimia.

Untuk memahami termokimia perlu dibahas tentang:

- (a) Sistem, lingkungan, dan alam semesta.
- (b) Energi yang dimiliki setiap zat.
- (c) Hukum kekekalan energi.

## **SISTEM, LINGKUNGAN, DAN ALAM SEMESTA**

Jika sepotong pita magnesium kita masukkan ke dalam larutan asam klorida, maka pita magnesium akan segera larut atau bereaksi dengan HCl disertai pelepasan kalor yang menyebabkan gelas kimia beserta isinya menjadi panas. Campuran pita magnesium dan larutan HCl itu kita sebut sebagai **Sistem**. Sedangkan gelas kimia serta udara sekitarnya kita sebut sebagai **Lingkungan**. Jadi, sistem adalah bagian dari alam semesta yang sedang menjadi pusat perhatian. Bagian lain dari alam semesta yang berinteraksi dengan sistem kita sebut lingkungan.

Sistem kimia adalah campuran pereaksi yang sedang dipelajari seperti pada **Gambar 1**.

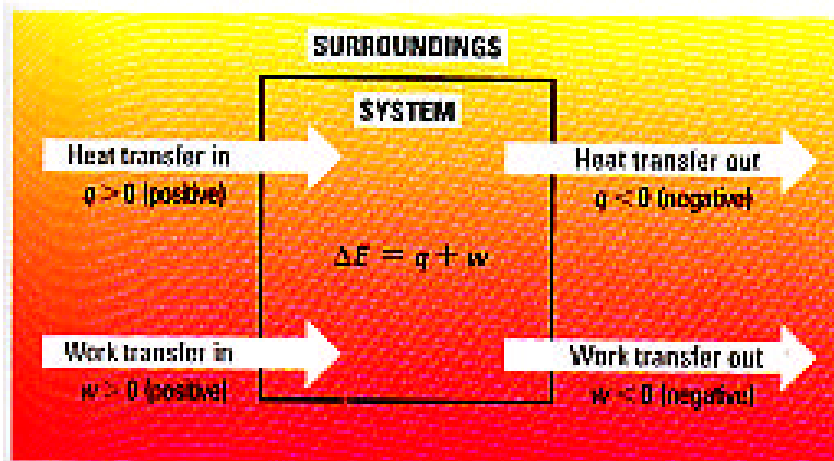


**Gambar 1.** Sistem Campuran magnesium dan larutan asam klorida

Pada umumnya sebuah sistem jauh lebih kecil dari lingkungannya. Di alam ini terjadi banyak kejadian atau perubahan sehingga alam mengandung sistem dalam jumlah tak hingga, ada yang berukuran besar (seperti tata surya), berukuran kecil (seorang manusia dan sebuah mesin), dan berukuran kecil sekali (seperti sebuah sel dan satu atom). Akibatnya, satu sistem kecil dapat berada dalam sistem besar, atau satu sistem merupakan lingkungan bagi sistem yang lain. Akan tetapi bila sebuah sistem dijumlahkan dengan lingkungannya, akan sama besarnya dengan sebuah sistem lain dijumlahkan dengan lingkungannya, yang disebut *alam semesta*.

Alam semesta adalah sistem ditambah lingkungannya (**Gambar 2**) Oleh sebab itu, alam semesta hanya ada satu, tiada duanya.

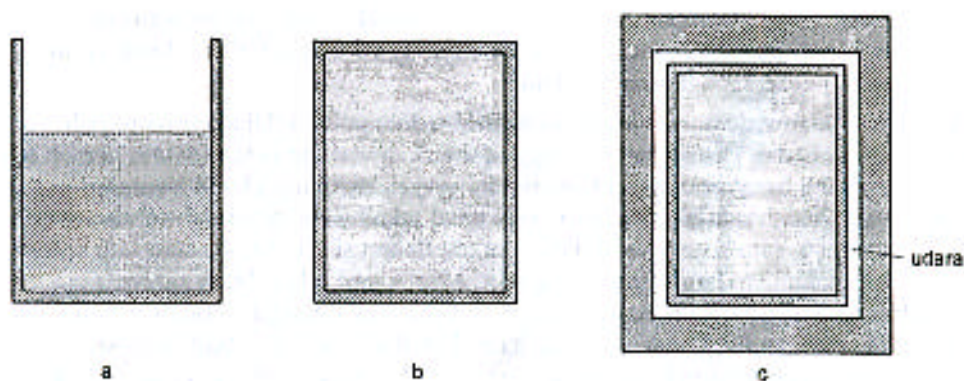
Interaksi antara sistem dan lingkungan dapat berupa pertukaran materi dan atau pertukaran energi. Berkaitan dengan itu maka sistem dibedakan menjadi tiga, yaitu sistem terbuka, sistem tertutup, dan sistem terisolasi.



**Gambar 2.** Sistem dan Lingkungan

Sistem dikatakan terbuka jika antara sistem dan lingkungan dapat mengalami pertukaran materi dan energi. Pertukaran materi artinya ada hasil reaksi yang dapat meninggalkan sistem (wadah reaksi), misalnya gas, atau ada sesuatu dari lingkungan yang dapat memasuki sistem.

Sistem pada gambar 1 tergolong sistem terbuka. Selanjutnya sistem dikatakan tertutup jika antara sistem dan lingkungan tidak dapat terjadi pertukaran materi, tetapi dapat terjadi pertukaran energi. Pada sistem terisolasi, tidak terjadi pertukaran materi maupun energi dengan lingkungannya (perhatikan **Gambar 3** berikut)



**Gambar 3.** a) Sistem terbuka, b) tertutup dan c) terisolasi

Pertukaran energi antara sistem dan lingkungan dapat berupa kalor ( $q$ ) atau bentuk-bentuk energi lainnya yang secara kolektif kita sebut kerja ( $w$ ). Adanya pertukaran energi tersebut akan mengubah jumlah energi yang terkandung dalam sistem. Kerja adalah suatu bentuk pertukaran energi antara sistem dan lingkungan di luar kalor.

## **ENERGI YANG DIMILIKI SETIAP ZAT**

Energi apakah yang dimiliki oleh suatu zat? Memahami energi lebih sulit dari pada memahami suatu zat. Sebab energi tidak dapat dilihat, tidak dapat dipegang atau dimasukkan ke dalam botol untuk dipelajari.

Apa yang dapat dipelajari tentang energi? Dalam energi yang penting adalah dampak energi pada suatu materi atau benda. Energi biasanya dinyatakan sebagai kapasitas atau kemampuan untuk melakukan kerja, yang dimiliki oleh suatu zat dan dapat menyebabkan suatu proses terjadi.

Sebuah mobil yang bergerak memiliki energi sebab mobil tersebut dapat melakukan kerja pada mobil yang lain, misalnya menubruk. Benda yang jatuh dapat melakukan kerja terhadap benda lain, misalnya memecahkan kaca. Energi yang dimiliki oleh suatu benda apabila benda itu bergerak disebut *energi kinetik*.

Minyak dan batu bara mempunyai energi yang dibebaskan pada saat pembakaran, yakni sebagai kalor yang selanjutnya dapat menjadikan mesin mampu melakukan kerja. Demikian pula aki memiliki energi, karena dapat menjalankan dinamo. Energi semacam ini disebut *energi potensial*. Oleh karena itu, energi total yang dimiliki oleh suatu benda adalah jumlah energi kinetik dan energi potensial.

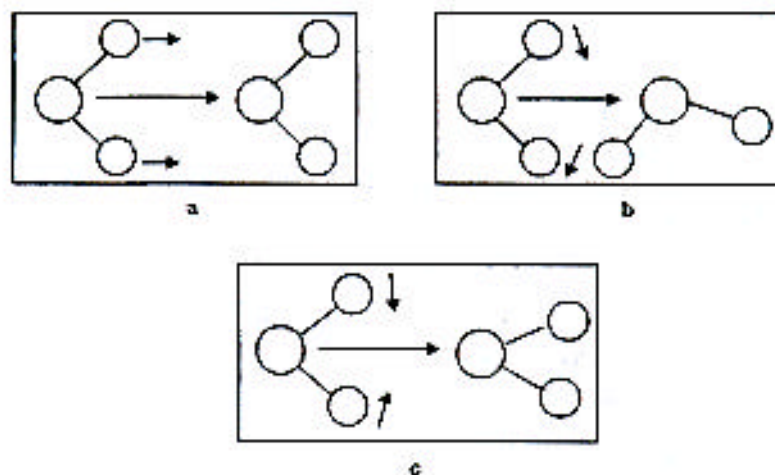
Energi potensial adalah energi yang tersimpan dalam sebuah benda, yang diakibatkan oleh gaya tarik atau gaya tolak dari benda atau obyek lain. Atom-atom terdiri atas partikel-partikel yang bermuatan listrik. Ada yang saling tarik-menarik dan ada yang tolak-

menolak. Karena muatannya maka elektron dan inti atom memiliki energi potensial.

Energi potensial itu bisa berubah bila jarak antara inti dan elektron berubah. Dengan demikian, terjadi perubahan energi potensial bila elektron berpindah dari atom satu ke atom yang lainnya dalam pembentukan ion-ion. Energi potensial atom-atom juga akan berubah bila terjadi pemilikan bersama elektron dalam pembentukan molekul.

Menurut teori kinetik, setiap zat baik yang berwujud padat, cair dan gas pada suhu lebih besar dari nol kelvin terdiri atas banyak partikel-partikel kecil berupa molekul-molekul atau atom-atom yang terus menerus bergerak secara acak dan beraneka ragam, saling bertumbukan dan saling berpantulan. Karena adanya gerak acak tersebut maka gaya yang dihasilkan saling meniadakan atau menghapuskan, kita tidak menyadari bahwa ada partikel-partikel kecil yang bergerak secara acak, saling bertumbukan dan berpantulan. Hal ini disebabkan karena partikel-partikel kecil tidak dapat dilihat.

Adanya gerakan translasi (berpindah tempat), rotasi (berputar), dan vibrasi (bergetar) seperti pada **Gambar 4**.

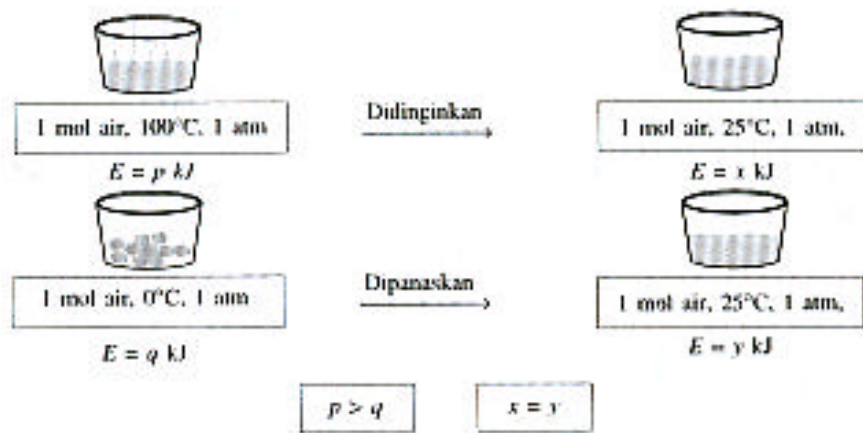


**Gambar 4** Gerakan-gerakan molekul H<sub>2</sub>O, (a) gerakan translasi, (b) gerakan rotasi dan (c) gerakan vibrasi.

Di samping itu, dapat terjadi perpindahan tingkat energi elektron dalam atom atau molekul. Setiap gerakan, dipengaruhi oleh banyak faktor dan dapat berubah bentuk bila saling bertumbukan. Akibatnya, besar energi gerakan satu partikel akan berbeda dengan yang lain. Jumlah total energi semua partikel dalam sistem disebut *energi dalam atau internal energy (U)*.

Komponen utama dari energi dalam yang menjadi pusat perhatian kita adalah energi termal, yaitu energi yang terkait dengan gerakan molekul-molekul sistem, dan energi kimia, yaitu energi yang terkait dengan ikatan kimia dan interaksi antar molekul.

Energi dalam tergolong fungsi keadaan, yaitu besaran yang harganya bergantung pada keadaan sistem, tidak pada asal usulnya. Perhatikan gambar 5. Keadaan suatu sistem ditentukan oleh jumlah mol ( $n$ ), suhu ( $T$ ), dan tekanan ( $P$ ). Karena itu, nilai mutlak  $U$  tidak dapat dihitung.



**Gambar 5.** Energi dalam tergolong fungsi keadaan

Nilai energi dalam dari suatu zat tidak dapat ditentukan. Akan tetapi, dalam termokimia kita hanya akan berkepentingan dengan perubahan energi dalam ( $\Delta U$ ). Oleh karena itu merupakan fungsi keadaan. Bila sistem mengalami peristiwa, mungkin akan mengubah energi dalam, misalnya dari  $U_1$  (keadaan awal) menjadi  $U_2$  (keadaan akhir). Maka perubahan energi dalam pada suatu proses hanya dapat

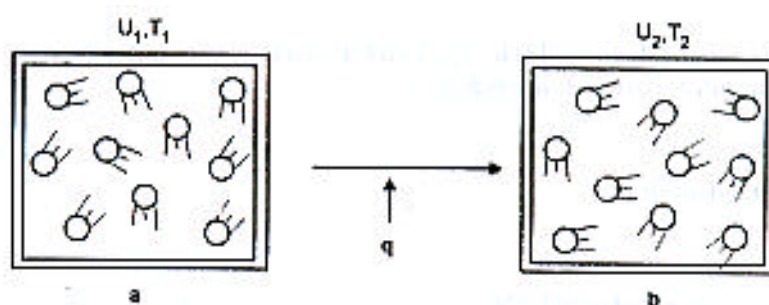
ditentukan oleh energi dalam mula-mula dan energi dalam akhir, yang dapat ditulis:

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (1)$$

Untuk suatu reaksi kimia, perubahan energi dalam reaksi sama dengan energi dalam produk dikurangi dengan energi dalam pereaksi atau reaktan. Atau dinyatakan  $\Delta U = U_p - U_r$ . Jika energi dalam produk lebih besar dari pada energi dalam pereaksi, maka perubahan energi dalam sistem akan bertanda positif, dan sebaliknya.

Energi dalam tergolong sifat ekstensif, yaitu sifat yang bergantung pada jumlah zat. Jika energi dalam dari 1 mol air adalah  $x$  kJ, maka energi dalam dari 2 mol air, pada suhu dan tekanan yang sama adalah  $2x$  kJ.

Walaupun nilai mutlak  $U_1$  dan  $U_2$  tidak diketahui, perubahannya dapat diketahui dari perubahan suhu sistem. Jika suhu naik menandakan gerakan partikel lebih cepat dan berarti energi dalam bertambah. Sebaliknya, jika suhu turun berarti energi dalam berkurang. Perhatikan **Gambar 6**.



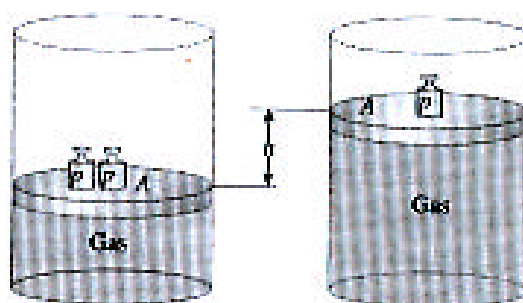
**Gambar 6.** Energi dalam sistem: (a) pada suhu  $T_1$  dan (b) pada suhu  $T_2$



## KERJA (W)

Pertukaran energi antara sistem dan lingkungan selain dalam bentuk kalor disebut **kerja**. Bentuk kerja yang paling lazim menyertai proses kimia adalah **kerja tekanan – volume (kerja PV)**, yaitu jenis kerja yang berkaitan dengan perubahan volume sistem. Gambar 7 menunjukkan sejumlah gas dalam sebuah silinder dengan piston yang dapat bergerak bebas. Pada awalnya, gas mendapat beban  $2P$  (yang berasal dari 2 benda di atas piston). Jika salah satu beban tersebut dikurangi, maka volume gas akan bertambah. Piston akan terangkat setinggi  $h$ . Marilah kita perhatikan berapakah kerja yang dilakukan sistem pada proses tersebut.

Sebagaimana ditunjukkan pada gambar 7, gas mengalami ekspansi melawan tekanan luar sebesar  $P$  atm. Dalam fisika telah dipelajari bahwa kerja sama dengan gaya kali jarak atau  $w = F \times s$ . Dan tekanan adalah gaya persantuan luas atau  $P = F/A$ . Perhatikan **Gambar 7** berikut:



**Gambar 7.** Kerja volume – tekanan

Pada gambar 7 tersebut diatas, gaya bergerak sepanjang  $h$ , maka besarnya kerja yang dilakukan sistem adalah:

$$\text{Kerja (W)} = \text{gaya} \times \text{jarak} = P \times A \times h \quad (2)$$

Oleh karena  $A \times h$  adalah perubahan volume ( $\Delta V$ ), maka persamaan di atas dapat ditulis sebagai :

$$W = P \times \Delta V \quad (3)$$

Jika tekanan dinyatakan dalam *atm*, dan volume dalam liter, maka satuan kerja adalah *liter atm*. Dalam satuan SI, kerja dinyatakan dalam Joule (J). Hubungan keduanya adalah:

$$1 \text{ L atm} = 101,32 \text{ J}$$

Contoh:

Hitunglah besarnya kerja (dalam Joule) yang dilakukan suatu sistem yang mengalami ekspansi melawan tekanan 2 atm dengan perubahan volume 10 liter.

Jawab: Kerja ( $W$ ) =  $P \times \Delta V$

$$\begin{aligned} &= 2 \text{ atm} \times 10 \text{ liter} \\ &= 20 \text{ L atm} \\ &= 20 \text{ L atm} \times 101,32 \text{ J/L atm} \\ &= 2026,4 \text{ J} \\ &= 2,0264 \text{ kJ} \end{aligned}$$

### **KALOR (q)**

Kalor adalah energi yang berpindah dari sistem ke lingkungan atau sebaliknya karena adanya perbedaan suhu, yaitu dari suhu lebih tinggi ke suhu lebih rendah. Transfer kalor akan berlangsung hingga suhu diantara keduanya menjadi sama. Seperti halnya dengan "kerja", kalor adalah energi dalam yang pindah (transfer energi).

Meskipun kita mengatakan sistem "menerima" atau "membebaskan" kalor, tetapi sistem tidak mempunyai energi dalam bentuk "kalor". Energi yang dimiliki sistem adalah energi dalam ( $U$ ), yaitu dalam bentuk energi kinetik dan energi potensial. Pada tingkat

molekul, transfer kalor terjadi ketika molekul dari benda yang lebih panas bertumbukan dengan molekul dari benda yang lebih dingin.

Apabila suatu zat menyerap kalor, maka suhu zat akan naik sampai tingkat tertentu hingga zat itu akan mencair (jika zat padat) atau menguap (jika zat cair). Sebaliknya jika kalor dilepaskan dari suatu zat, maka suhu zat itu akan turun sampai tingkat tertentu hingga zat itu akan mengembun (jika zat gas) atau membeku (jika zat cair).

Kita dapat menentukan jumlah kalor yang diserap atau dibebaskan oleh suatu sistem atau zat dari perubahan suhu atau perubahan wujud yang dialaminya asal kalor jenis atau kapasitas kalornya diketahui.

Jumlah kalor yang diserap atau dibebaskan oleh sistem dapat ditentukan melalui percobaan, yaitu dengan mengukur perubahan suhu yang terjadi pada sistem. Apabila massa dan kalor jenis atau kapasitas kalor sistem diketahui, maka jumlah kalor dapat dihitung dengan rumus:

$$q = m c \Delta t \quad (4)$$

atau

$$q = C \Delta t \quad (5)$$

dimana:  $q$  = jumlah kalor (dalam joule)

$m$  = massa zat (dalam gram)

$\Delta t$  = perubahan suhu ( $t_{\text{akhir}} - t_{\text{awal}}$ )

$c$  = kalor jenis

$C$  = kapasitas kalor

**Contoh:**

Berapa joule diperlukan untuk memanaskan 100 gram air dari 25 °C menjadi 100 °C. Kalor jenis air = 4.18 J g<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

Jawab:

$$\begin{aligned}q &= C \Delta t \\ &= 100 \text{ g} \times 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (100 - 25) \text{ K} \\ &= 31.350 \text{ J} = 31,35 \text{ kJ}\end{aligned}$$

**AZAS KEKALKAN ENERGI**

Telah disebutkan bahwa jumlah energi yang dimiliki sistem dinyatakan sebagai energi dalam (U). Hukum I termodinamika menyatakan hubungan antara energi sistem dengan lingkungannya jika terjadi peristiwa. Energi dalam sistem akan berubah jika sistem menyerap atau membebaskan kalor. Jika sistem menyerap energi kalor, berarti lingkungan kehilangan kalor, energi dalamnya bertambah ( $\Delta U > 0$ ), dan sebaliknya, jika lingkungan menyerap kalor atau sistem membebaskan kalor maka energi dalam sistem akan berkurang ( $\Delta U < 0$ ), dengan kata lain sistem kehilangan kalor dengan jumlah yang sama.

Energi dalam juga akan berubah jika sistem melakukan atau menerima kerja. Walaupun sistem tidak menyerap atau membebaskan kalor, energi dalam sistem akan berkurang jika sistem melakukan kerja, sebaliknya akan bertambah jika sistem menerima kerja.

Sebuah pompa bila dipanaskan akan menyebabkan suhu gas dalam pompa naik dan volumenya bertambah. Berarti energi dalam gas bertambah dan sistem melakukan kerja. Dengan kata lain, kalor (q) yang diberikan kepada sistem sebagian disimpan sebagai energi dalam ( $\Delta U$ ) dan sebagian lagi diubah menjadi kerja (w).

Secara matematis hubungan antara energi dalam, kalor dan kerja dalam hukum I termodinamika dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$\Delta U = q + W \tag{6}$$

Persamaan (6) menyatakan bahwa perubahan energi dalam ( $\Delta U$ ) sama dengan jumlah kalor yang diserap ( $q$ ) ditambah dengan jumlah kerja yang diterima sistem ( $w$ ). Rumusan hukum I termodinamika dapat dinyatakan dengan ungkapan atau kata-kata sebagai berikut.

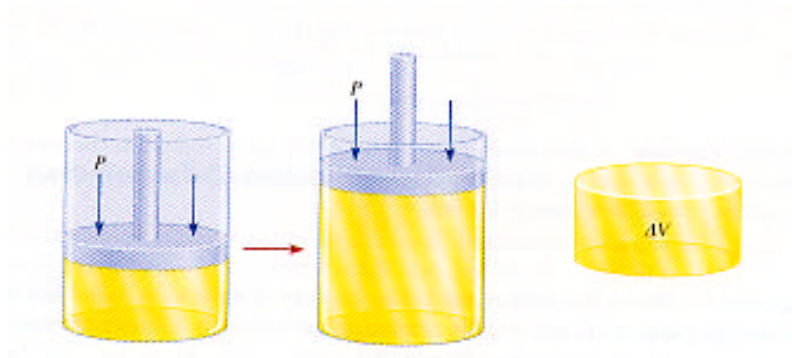
*" Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain, atau energi alam semesta adalah konstan."* Karena itu hukum ini disebut juga *hukum kekekalan energi* .

Berdasarkan hukum I termodinamika, kalor yang menyertai suatu reaksi hanyalah merupakan perubahan bentuk energi. Energi listrik dapat diubah menjadi bentuk energi kalor. Energi kimia dapat diubah menjadi energi listrik dan energi listrik dapat diubah menjadi energi kimia.

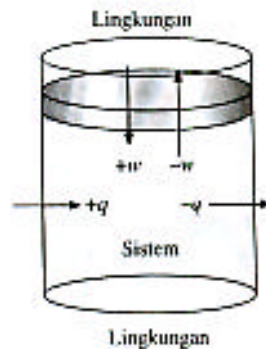
Agar tidak terjadi kekeliruan dalam menggunakan rumus diatas, perlu ditetapkan *suatu perjanjian*. Maka perjanjian itu adalah:

1. Yang diutamakan dalam ilmu kimia adalah sistem, bukan lingkungan
2. Kalor ( $q$ ) yang masuk sistem bertanda positif (+), sedangkan yang keluar bertanda negatif (-)
3. Kerja ( $w$ ) yang dilakukan sistem (ekspansi) bertanda negatif (-) , dan yang dilakukan lingkungan (kompresi) bertanda positif.

**Gambar 8**  
Ekspansi gas  
pada tekanan  
eksternal  
konstan. Kerja



Tanda untuk  $q$  dan  $w$  dapat dilihat pada **Gambar 9** berikut



**Gambar 9.** Tanda untuk  $q$  dan  $w$

4. Yang diutamakan dalam ilmu kimia adalah sistem, bukan lingkungan.
5. Kerja dihitung dengan rumus:

$$W = - P (V_1 - V_2) \quad (7)$$

Dimana  $w$  = kerja (pada tekanan 1 atm),  $V_1$  = volume awal, dan  $V_2$  = volume akhir, dan  $P$  = tekanan yang melawan gerakan piston pompa (atm),  $P$  untuk ekspansi adalah  $P_{ex}$  dan untuk kompresi adalah  $P_{in}$ . Penerapan hukum termodinamika pertama dalam bidang kimia merupakan bahan kajian dari termokimia.

Contoh:

Suatu sistem menyerap kalor sebanyak 1000 kJ dan melakukan kerja sebanyak 5 kJ.

Berapakah perubahan energi dalam sistem ini?

Jawab:

Karena sistem menyerap kalor, maka  $q$  bertanda positif, tetapi karena sistem melakukan kerja, maka  $w$  bertanda negatif.

$$\begin{aligned} \Delta U &= q + w \\ &= 1000 \text{ kJ} - 5 \text{ kJ} \\ &= 995 \text{ kJ} \end{aligned}$$

## ENTALPI DAN PERUBAHAN ENTALPI

Setiap sistem atau zat mempunyai energi yang tersimpan didalamnya. Energi potensial berkaitan dengan wujud zat, volume, dan tekanan. Energi kinetik ditimbulkan karena atom – atom dan molekul-molekul dalam zat bergerak secara acak. Jumlah total dari semua bentuk energi itu disebut **entalpi (H)** . Entalpi akan tetap konstan selama tidak ada energi yang masuk atau keluar dari zat. . Misalnya entalpi untuk air dapat ditulis  $H_{H_2O(l)}$  dan untuk es ditulis  $H_{H_2O(s)}$ .

Perhatikan lampu spiritus, jumlah panas atau energi yang dikandung oleh spiritus pada tekanan tetap disebut entalpi spiritus. Entalpi tergolong sifat eksternal, yakni sifat yang bergantung pada jumlah mol zat. Bahan bakar fosil seperti minyak bumi, batubara mempunyai isi panas atau entalpi.

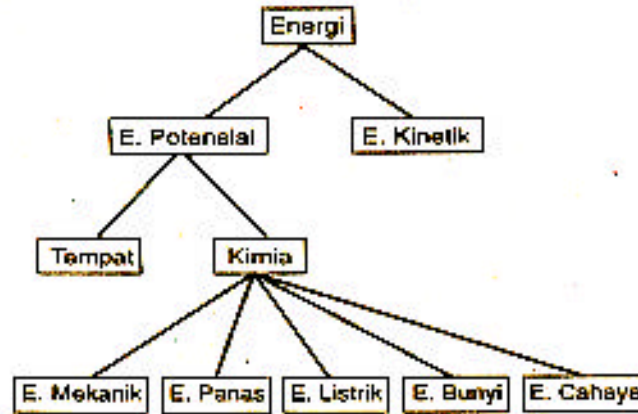
Entalpi (H) suatu zat ditentukan oleh jumlah energi dan semua bentuk energi yang dimiliki zat yang jumlahnya tidak dapat diukur. Perubahan kalor atau entalpi yang terjadi selama proses penerimaan atau pelepasan kalor dinyatakan dengan “ **perubahan entalpi (?H)** ” . Misalnya pada perubahan es menjadi air, maka dapat ditulis sebagai berikut:

$$? H = H_{H_2O(l)} - H_{H_2O(s)} \quad (7)$$

Marilah kita amati reaksi pembakaran bensin di dalam mesin motor. Sebagian energi kimia yang dikandung bensin, ketika bensin terbakar, diubah menjadi energi panas dan energi mekanik untuk menggerakkan motor.

Demikian juga pada mekanisme kerja sel aki. Pada saat sel aki bekerja, energi kimia diubah menjadi energi listrik, energi panas yang dipakai untuk membakar bensin dan reaksi pembakaran bensin menghasilkan gas, menggerakkan piston sehingga menggerakkan roda motor.

Gambar 10 berikut ini menunjukkan diagram perubahan energi kimia menjadi berbagai bentuk energi lainnya.



**Gambar 10.** Diagram perubahan energi

Harga entalpi zat sebenarnya tidak dapat ditentukan atau diukur. Tetapi  $\Delta H$  dapat ditentukan dengan cara mengukur jumlah kalor yang diserap sistem. Misalnya pada perubahan es menjadi air, yaitu 89 kalori/gram. Pada perubahan es menjadi air,  $\Delta H$  adalah positif, karena entalpi hasil perubahan, entalpi air lebih besar dari pada entalpi es.

Termokimia merupakan bagian dari ilmu kimia yang mempelajari perubahan entalpi yang menyertai suatu reaksi. Pada perubahan kimia selalu terjadi perubahan entalpi. Besarnya perubahan entalpi adalah sama besar dengan selisih antara entalpi hasil reaksi dan jumlah entalpi pereaksi.

Pada reaksi endoterm, entalpi sesudah reaksi menjadi lebih besar, sehingga  $\Delta H$  positif. Sedangkan pada reaksi eksoterm, entalpi sesudah reaksi menjadi lebih kecil, sehingga  $\Delta H$  negatif. Perubahan entalpi pada suatu reaksi disebut *kalor reaksi*. Kalor reaksi untuk reaksi-reaksi yang khas disebut dengan nama yang khas pula, misalnya kalor pembentukan, kalor penguraian, kalor pembakaran, kalor pelarutan dan sebagainya.



Suatu reaksi kimia dapat dipandang sebagai suatu sistem yang terdiri dari dua bagian yang berbeda, yaitu pereaksi dan hasil reaksi atau produk. Perhatikan suatu reaksi yang berlangsung pada sistem tertutup dengan volume tetap ( $\Delta V = 0$ ), maka sistem tidak melakukan kerja,  $w = 0$ . Jika kalor reaksi pada volume tetap dinyatakan dengan  $q_v$ , maka persamaan hukum I termodinamika dapat ditulis:

$$\Delta U = q_v + 0 = q_v = q_{\text{reaksi}} \quad (8)$$

$q_{\text{reaksi}}$  disebut sebagai kalor reaksi. Hal ini berarti bahwa semua perubahan energi yang menyertai reaksi akan muncul sebagai kalor. Misal: suatu reaksi eksoterm mempunyai perubahan energi dalam sebesar 100 kJ. Jika reaksi itu berlangsung dengan volume tetap, maka jumlah kalor yang dibebaskan adalah 100 kJ.

Kebanyakan reaksi kimia berlangsung dalam sistem terbuka dengan tekanan tetap (tekanan atmosfer). Maka sistem mungkin melakukan atau menerima kerja tekanan – volume,  $w \neq 0$ ). Oleh karena itu kalor reaksi pada tekanan tetap dinyatakan dengan  $q_p$ , maka hukum I termodinamika dapat ditulis sebagai berikut:

$$\Delta U = q_p + w \quad \text{atau} \quad q_p = \Delta U - w = q_{\text{reaksi}} \quad (9)$$

Untuk menyatakan kalor reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap, para ahli mendefinisikan suatu besaran termodinamika yaitu *entalpi (heat content)* dengan lambang "H"

Entalpi didefinisikan sebagai jumlah energi dalam dengan perkalian tekanan dan volume sistem, yang dapat dinyatakan:

$$H = U + P V \quad (10)$$

Reaksi kimia termasuk proses isotermal, dan bila dilakukan di udara terbuka maka kalor reaksi dapat dinyatakan sebagai:

$$q_p = \Delta H \quad (11)$$

Jadi, kalor reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap sama dengan perubahan entalpi. Oleh karena sebagian besar reaksi berlangsung pada tekanan tetap, yaitu tekanan atmosfer, maka kalor reaksi selalu dinyatakan sebagai perubahan entalpi ( $\Delta H$ ).

Akibatnya, kalor dapat dihitung dari perubahan entalpi reaksi, dan perubahan entalpi reaksi yang menyertai suatu reaksi hanya ditentukan oleh keadaan awal (reaktan) dan keadaan akhir (produk).

$$q = \Delta H_{\text{reaksi}} = H_p - H_r \quad (12)$$

Contoh:

Suatu reaksi berlangsung pada volume tetap disertai penyerapan kalor sebanyak 200 kJ.

Tentukan nilai  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $q$  dan  $w$  reaksi itu

Jawab:

Sistem menyerap kalor sebanyak 200 kJ, berarti  $q = + 200 \text{ kJ}$

Reaksi berlangsung pada volume tetap, maka  $w = 0 \text{ kJ}$ .

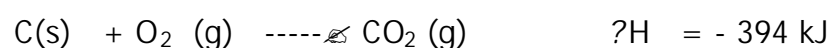
$$\Delta U = q + w$$

$$= + 200 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ} = 200 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = q = + 200 \text{ kJ}$$

### PERUBAHAN ENTALPI BERDASARKAN HUKUM HESS

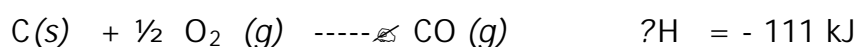
Banyak reaksi yang dapat berlangsung secara bertahap. Misalnya pembakaran karbon atau grafit. Jika karbon dibakar dengan oksigen berlebihan terbentuk karbon dioksida menurut persamaan reaksi:



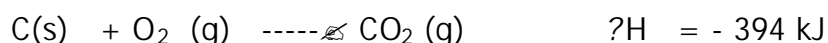
Reaksi diatas dapat berlangsung melalui dua tahap. Mula-mula karbon dibakar dengan oksigen yang terbatas sehingga membentuk karbon monoksida. Selanjutnya, karbon monoksida itu dibakar lagi untuk membentuk karbon dioksida. Persamaan termokimia untuk kedua reaksi tersebut adalah:



Jika kedua tahap diatas dijumlahkan, maka diperoleh:



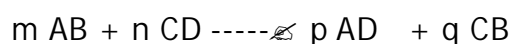
----- +



## PERUBAHAN ENTALPI BERDASARKAN ENTALPI PEMBENTUKAN

Kalor suatu reaksi dapat juga ditentukan dari data entalpi pembentukan zat pereaksi dan produknya. Dalam hal ini, zat pereaksi dianggap terlebih dahulu terurai menjadi unsur-unsurnya, kemudian unsur-unsur itu bereaksi membentuk zat produk.

Secara umum untuk reaksi:



$$?H^0 = \text{jumlah } ?H^0_f (\text{produk}) - \text{jumlah } ?H^0_f (\text{pereaksi})$$

## PERUBAHAN ENTALPI BERDASARKAN ENERGI IKATAN

Energi ikatan didefinisikan sebagai energi yang diperlukan untuk memutuskan 1 mol ikatan dari suatu molekul dalam wujud gas. Energi ikatan dinyatakan dalam kilojoule per mol ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) Energi berbagai ikatan diberikan pada tabel 1

**Tabel 1. Harga Energi ikatan berbagai molekul (kJ/mol)**

Molekul Diatomik									
H – H	432,0	F – F	154,8	O = O	493,6				
H – F	565	Cl– Cl	239,7	N = O	607				
H – Cl	428,0	Br–Br	190,0	N ? N	942,7				
H– Br	362,3	I – I	149,0	C ? O	1071				
H – I	294,6								
Ikatan Kovalen Tunggal									
H – C	415	C – C	345	Si – Si	220	N – N	165	O – O	145
H – N	390	C – N	305	Si – F	565	N – O	200	O – Si	450
H – O	460	C – O	360	Si – Cl	380	N – F	285	O – P	335
H – Si	315	C – Si	290	Si– Br	310	N – Cl	200	O – F	190
H – P	320	C – P	265	Si – N	320	N – Br	243	O – Cl	220
H – S	365	C – S	270	Sn–Sn	145	N – I	159	O – Br	200
H– Te	240	C – F	485	Sn–Cl	325	P – P	200	S – S	250
		C – Cl	325			P – F	490	S – F	285
		C– Br	285			P – Cl	325	S – Cl	255
		C – I	215			P – Br	265	Se –	170
								Se	
						P – I	185		
						As– Cl	320		
Ikatan Kovalen Ganda									
C = C	615			N = N	420	C ? C	835		
C = N	615			N = O	605	C ? N	890		
C = O	750	805*		O = P	545				
C = S	575			O = S	515				

\* energi ikatan C = O dalam CO<sub>2</sub>

### C. Rangkuman

Termokimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari perubahan kalor atau panas suatu zat yang menyertai suatu reaksi atau proses kimia, perubahan keadaan dan pembentukan larutan.

sistem adalah bagian dari alam semesta yang sedang menjadi pusat perhatian. Bagian lain dari alam semesta yang berinteraksi dengan sistem kita sebut lingkungan. Alam semesta adalah sistem ditambah lingkungannya. Sistem dibedakan menjadi tiga , yaitu sistem terbuka, sistem tertutup, dan sistem terisolasi. Energi yang dimiliki oleh suatu benda apabila benda itu bergerak disebut *energi kinetik* .

Energi potensial adalah energi yang tersimpan dalam sebuah benda, yang diakibatkan oleh gaya tarik atau gaya tolak dari benda atau obyek lain.

Jumlah total energi semua partikel dalam sistem disebut energi dalam atau internal energy (U).

Energi dalam tergolong fungsi keadaan, yaitu besaran yang harganya bergantung pada keadaan sistem, tidak pada asal-usulnya.

Untuk suatu reaksi kimia, perubahan energi dalam reaksi sama dengan energi dalam produk dikurangi dengan energi dalam pereaksi atau reaktan. Atau dinyatakan  $\Delta U = U_p - U_r$ . Jika energi dalam produk lebih besar dari pada energi dalam pereaksi, maka perubahan energi dalam sistem akan bertanda positif, dan sebaliknya.

Energi dalam tergolong sifat ekstensif, yaitu sifat yang bergantung pada jumlah zat. Pertukaran energi antara sistem dan lingkungan selain dalam bentuk kalor disebut **kerja**. Bentuk kerja yang paling lazim menyertai proses kimia adalah **kerja tekanan – volume (kerja PV)**, yaitu jenis kerja yang berkaitan dengan perubahan volume sistem.

Entalpi adalah suatu besaran termodinamika untuk menyatakan kalor reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap. Suatu perubahan kalor atau entalpi yang terjadi selama proses penerimaan atau pelepasan kalor dinyatakan dengan "**perubahan entalpi ( $\Delta H$ )**". Kalor adalah energi yang berpindah dari sistem ke lingkungan atau sebaliknya karena adanya perbedaan suhu jumlah kerja yang diterima sistem (w).

Hukum I termodinamika dapat dinyatakan dengan ungkapan atau kata-kata sebagai berikut. "Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain, atau energi alam semesta adalah konstan." Perubahan entalpi pada suatu reaksi disebut **kalor reaksi**.

#### **d. Tugas**

1. Apa yang dimaksud dengan energi dalam?
2. Apakah energi dalam sistem bertambah atau berkurang, jika :
  - a. sistem melepas kalor?
  - b. sistem melakukan kerja?

3. Apa yang dimaksud dengan fungsi keadaan, jelaskan?
4. Suatu sistem gas menerima kerja sebesar 10 kJ dan melepas kalor sebanyak 6 kJ. Berapakah perubahan energi dalam sistem itu?
5. Coba anda berikan beberapa contoh energi kinetik pada peristiwa dalam kehidupan sehari-hari, setelah itu jelaskan mengapa setiap benda atau zat memiliki energi kinetik.  
Jadi kapan suatu zat memiliki energi kinetik?
6. Hitunglah kerja yang diterima oleh suatu sistem gas yang dimampatkan dari 10 liter ( $25^{\circ}\text{C}$ , 1 atm) menjadi 2 liter ( $25^{\circ}\text{C}$ , 1 atm).
7. Suatu sistem gas dalam wadah kedap panas dimampatkan dari 100 liter menjadi 50 liter. Apakah suhu gas itu naik, turun ataukah tetap? jelaskan jawaban anda.
8. Sepotong besi mempunyai kapasitas kalor  $5,5 \text{ J K}^{-1}$ .  
Berapa joule diperlukan untuk memanaskan besi itu dari  $25^{\circ}\text{C}$  hingga  $55^{\circ}\text{C}$ ?
9. Berapakah kalor yang harus dikeluarkan dari 1 kg air panas, sehingga suhunya turun dari  $100^{\circ}\text{C}$  menjadi  $25^{\circ}\text{C}$ ? , jika kalor jenis air =  $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$
10. Kapasitas kalor suatu kalorimeter adalah  $800 \text{ J K}^{-1}$ . Hitung jumlah kalor yang diserap kalorimeter itu jika suhunya berubah dari  $27^{\circ}\text{C}$  menjadi  $35^{\circ}\text{C}$ ?
11. Dalam suatu proses, sistem melepas kalor sebanyak 125 kJ dan menerima kerja sebanyak 500 J. Berapakah perubahan energi dalam sistem itu?
12. Suatu reaksi menyerap kalor sebanyak 100 kJ dan menerima kerja sebanyak 5 kJ. Tentukan nilai  $\Delta U$ ,  $q$ , dan  $w$  reaksi tersebut?
13. Suatu reaksi berlangsung pada tekanan tetap disertai pelepasan kalor sebanyak 200 kJ dan sistem melakukan kerja sebanyak 5 kJ. Tentukan nilai  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $q$  dan  $w$  reaksi itu.

### e. Tes Formatif

1. Bayangkan sistem yang terdiri dari 1 liter air pada suhu  $25^{\circ}\text{C}$  dan tekanan 1 atm. Sistem ini kemudian dipanaskan sehingga suhunya naik menjadi  $50^{\circ}\text{C}$ . Perubahan apakah yang terjadi dalam sistem itu ?
2. Sebutkan tahapan reaksi kimia pada umumnya?
3. apa yang dimaksud dengan energi ikatan ?

### e. Kunci Jawaban

1. Sistem melepaskan sejumlah kalor ke lingkungan
2. Tahapan reaksi kimia pada umumnya adalah
  - a. pemutusan ikatan pada pereaksi
  - b. pembentukan ikatan pada produk
3. Energi ikatan adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan 1mol ikatan dari suatu molekul dalam wujud gas.

### f. Lembar kerja

1. Amatilah reaksi yang ditunjukkan oleh guru, yaitu reaksi antara pita magnesium dengan larutan HCl dalam sebuah gelas kimia. Manakah yang disebut sistem dan manakah lingkungan?
2. Carilah contoh lain sebanyak mungkin tentang sistem dalam kehidupan sehari-hari?

## 2. Kegiatan Belajar 2

### a. Tujuan kegiatan pembelajaran.

Setelah mempelajari kegiatan belajar 2, diharapkan anda dapat:

1. Menjelaskan pengertian reaksi eksoterm dan endoterm.
2. Menjelaskan persamaan termokimia.
3. Menentukan entalpi pembentukan, penguraian dan pembakaran.

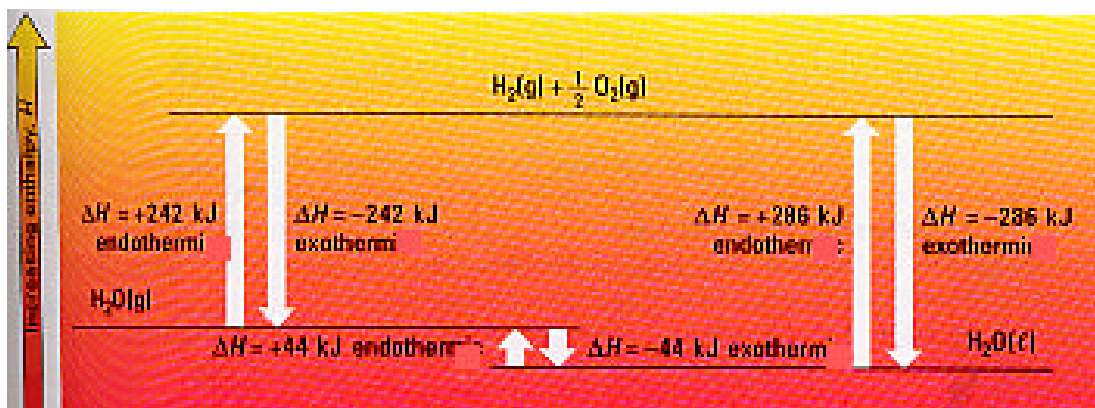
### b. Uraian materi

Dalam bagian ini akan dibahas tentang reaksi eksoterm dan endoterm, persamaan termokimia, dan kalor pembakaran berbagai bahan bakar.

#### PENGERTIAN REAKSI EKSOTERM DAN ENDOTERM

Perubahan entalpi ( $\Delta H$ ) positif menunjukkan bahwa dalam perubahan terdapat penyerapan kalor atau pelepasan kalor.

Reaksi kimia yang melepaskan atau mengeluarkan kalor disebut **reaksi eksoterm**, sedangkan reaksi kimia yang menyerap kalor disebut **reaksi endoterm**. Aliran kalor pada kedua jenis reaksi diatas dapat dilihat pada **gambar 11** berikut:



Gambar 11. Aliran kalor pada reaksi eksoterm dan endoterm



Pada reaksi endoterm, sistem menyerap energi. Oleh karena itu, entalpi sistem akan bertambah. Artinya entalpi produk ( $H_p$ ) lebih besar daripada entalpi pereaksi ( $H_r$ ). Akibatnya, perubahan entalpi, merupakan selisih antara entalpi produk dengan entalpi pereaksi ( $H_p - H_r$ ) bertanda positif.

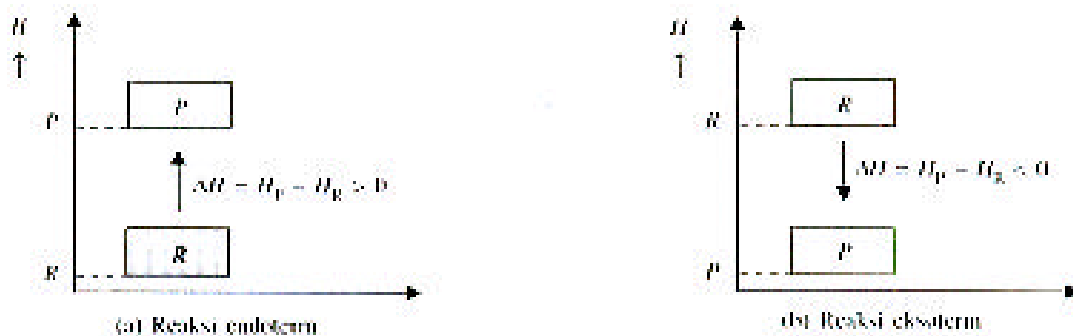
Sehingga perubahan entalpi untuk reaksi endoterm dapat dinyatakan:

$$\Delta H = H_p - H_r > 0 \quad (13)$$

Sebaliknya, pada reaksi eksoterm, sistem membebaskan energi, sehingga entalpi sistem akan berkurang, artinya entalpi produk lebih kecil daripada entalpi pereaksi. Oleh karena itu, perubahan entalpinya bertanda negatif. Sehingga dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$\Delta H = H_p - H_r < 0 \quad (14)$$

Perubahan entalpi pada reaksi eksoterm dan endoterm dapat dinyatakan dengan diagram tingkat energi. Seperti pada **gambar 12.** berikut



**Gambar 12.** Diagram tingkat energi untuk reaksi endoterm dan eksoterm

## PERSAMAAN TERMOKIMIA

Persamaan reaksi yang mengikutsertakan perubahan entalpinya disebut ***persamaan termokimia***. Nilai  $\Delta H$  yang dituliskan pada persamaan termokimia disesuaikan dengan stokiometri reaksi. Artinya jumlah mol zat yang terlibat dalam reaksi sama dengan koefisien reaksinya.

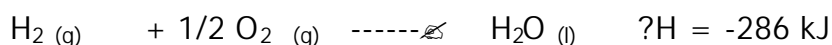
Oleh karena entalpi reaksi juga bergantung pada wujud zat harus dinyatakan, yaitu dengan membubuhkan indeks s untuk zat padat, l untuk zat cair, dan g untuk zat gas. Perhatikan contoh berikut.

Contoh:

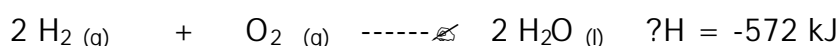
Pada pembentukan 1 mol air dari gas hidrogen dengan gas oksigen dibebaskan 286 kJ. Kata "dibebaskan" menyatakan bahwa reaksi tergolong eksoterm.

Oleh karena itu  $\Delta H = -286$  kJ Untuk setiap mol air yang terbentuk.

Persamaan termokimianya adalah:



Atau



(karena koefisien reaksi dikali dua, maka harga  $\Delta H$  juga harus dikali dua).

## ENTALPI PEMBENTUKAN, PENGURAIAN DAN PEMBAKARAN

Harga perubahan entalpi reaksi dapat dipengaruhi oleh kondisi yakni suhu dan tekanan saat pengukuran. Oleh karena itu, perlu kondisi suhu dan tekanan perlu dicantumkan untuk setiap data termokimia.

Data termokimia pada umumnya ditetapkan pada suhu  $25^\circ \text{C}$  dan tekanan 1 atm yang selanjutnya disebut *kondisi standar*. Perubahan entalpi yang diukur pada suhu  $25^\circ \text{C}$  dan tekanan 1 atm

disebut perubahan entalpi standar dan dinyatakan dengan lambang  $\Delta H^0$  atau  $\Delta H_{298}$ . Sedangkan perubahan entalpi yang pengukurannya tidak merujuk kondisi pengukurannya dinyatakan dengan lambang  $\Delta H$  saja.

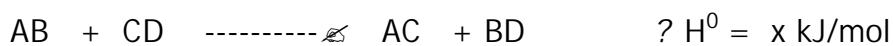
Entalpi molar adalah perubahan entalpi reaksi yang dikaitkan dengan kuantitas zat yang terlibat dalam reaksi. Dalam termokimia dikenal berbagai macam entalpi molar, seperti entalpi pembentukan, entalpi penguraian, dan entalpi pembakaran.

### ENTALPI PEMBENTUKAN

Perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat langsung dari unsur-unsurnya disebut **entalpi molar pembentukan atau entalpi pembentukan**. Jika pengukuran dilakukan pada keadaan standar (298 K, 1 atm) dan semua unsur-unsurnya dalam bentuk standar, maka perubahan entalpinya disebut **entalpi pembentukan standar** ( $\Delta H_f^0$ ). Entalpi pembentukan dinyatakan dalam kJ per mol ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )

Supaya terdapat keseragaman, maka harus ditetapkan *keadaan standar*, yaitu suhu 25 °C dan tekanan 1 atm. Dengan demikian perhitungan termokimia didasarkan pada keadaan standar.

Pada umumnya dalam persamaan termokimia dinyatakan:



$\Delta H^0$  adalah lambang dari perubahan entalpi pada keadaan itu.

Yang dimaksud dengan bentuk standar dari suatu unsur adalah bentuk yang paling stabil dari unsur itu pada kondisi standar (298 K, 1 atm).

Untuk unsur yang mempunyai bentuk alotropi, bentuk standarnya ditetapkan berdasarkan pengertian tersebut. Misalnya, karbon yang dapat berbentuk intan dan grafit, bentuk standarnya adalah grafit, karena grafit adalah bentuk karbon yang paling stabil pada 298 K, 1 atm. Dua hal yang perlu diperhatikan berkaitan dengan entalpi pembentukan yaitu bahwa zat yang dibentuk adalah 1 mol dan dibentuk dari unsurnya dalam bentuk standar.

Contoh:

Entalpi pembentukan etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) (l) adalah -277,7 kJ per mol.

Hal ini berarti:

Pada pembentukan 1 mol (46 gram) etanol dari unsur-unsurnya dalam bentuk standar, yaitu karbon (grafit), gas hidrogen dan gas oksigen, yang diukur pada 298 K, 1 atm dibebaskan 277,7 kJ dengan persamaan termokimianya adalah:



Nilai entalpi pembentukan dari berbagai zat serta persamaan termokimia reaksi pembentukannya diberikan pada tabel 2 berikut.

**Tabel 2.** Nilai entalpi pembentukan berbagai zat & Persamaan termokimia reaksi pembentukannya

Rumus Kimia Zat	$\Delta H_f^\circ$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	Persamaan Termokimia Reaksi Pembentukan	$\Delta H$
H <sub>2</sub> O(l)	-285,85	H <sub>2</sub> (g) + $\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub> (g) → H <sub>2</sub> O(l)	$\Delta H = -285,85$ kJ
H <sub>2</sub> O(g)	-241,8	H <sub>2</sub> (g) + $\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub> (g) → H <sub>2</sub> O(g)	$\Delta H = -241,8$ kJ
C(grafit)	0	C(grafit) → C(grafit)	$\Delta H = 0$
C(intan)	+1,88	C(grafit) → C(intan)	$\Delta H = +1,88$ kJ
C(g)	+718,4	C(grafit) → C(g)	$\Delta H = +718,4$ kJ
CO(g)	-110,5	C(grafit) + $\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub> (g) → CO(g)	$\Delta H = -110,5$ kJ
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	C(grafit) + O <sub>2</sub> (g) → CO <sub>2</sub> (g)	$\Delta H = -393,5$ kJ
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(l)	-277,7	2C(grafit) + 3H <sub>2</sub> (g) + $\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub> (g) → C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(l)	$\Delta H = -277,7$ kJ
NaCl(s)	-410,9	Na(s) + $\frac{1}{2}$ Cl <sub>2</sub> (g) → NaCl(s)	$\Delta H = -410,9$ kJ
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	+226,7	2C(grafit) + H <sub>2</sub> (g) → C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	$\Delta H = +226,7$ kJ

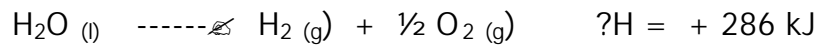
nilai entalpi pembentukan suatu zat, Anda dapat menuliskan persamaan termokimia yang sesuai.

### ENTALPI PENGURAIAN

Reaksi penguraian adalah kebalikan dari reaksi pembentukan. Oleh karena itu, sesuai dengan azas kekekalan energi, nilai entalpi penguraian sama dengan entalpi pembentukannya, tetapi tandanya berlawanan.

Contoh:

- Diketahui  $\Delta H_f^\circ$  H<sub>2</sub>O (l) = -286 kJ mol<sup>-1</sup>, maka entalpi penguraian H<sub>2</sub>O (l) menjadi gas hidrogen dan gas oksigen adalah + 286 kJ mol<sup>-1</sup>



## ENTALPI PEMBAKARAN

Reaksi suatu zat dengan oksigen disebut *reaksi pembakaran*. Zat yang mudah terbakar adalah unsur karbon, hidrogen, belerang, dan berbagai senyawa dari unsur tersebut. Pembakaran dikatakan sempurna apabila karbon (c) terbakar menjadi  $\text{CO}_2$ , hidrogen (H) terbakar menjadi  $\text{H}_2\text{O}$ , belerang (S) terbakar menjadi  $\text{SO}_2$ .

Perubahan entalpi pada pembakaran sempurna 1 mol suatu zat yang diukur pada 298 K, 1 atm disebut *entalpi pembakaran standar* (standard enthalpy of combustion), yang dinyatakan dengan  $\Delta H_c^\circ$ . Entalpi pembakaran juga dinyatakan dalam  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

Harga entalpi pembakaran dari berbagai zat pada 298 K, 1 atm diberikan pada tabel 3 berikut.

**Tabel 3**. Entalpi Pembakaran dari berbagai zat pada 298 K, 1 atm

Nama Zat	$\Delta H_c^\circ$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	Persamaan Reaksi Pembakaran
Karbon	-393,5	$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
Hidrogen	-285,85	$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
	-241,8	$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Belerang	-297	$\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{SO}_2(\text{g})$
Karbon monoksida	-283	$\text{CO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
Metana	-802	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Aselilen	-1256	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Melanol	-638	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 1\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Isooktana	-5460	$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 12\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 8\text{CO}_2(\text{g}) + 9\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Pembakaran bensin adalah suatu proses eksoterm. Apabila bensin dianggap terdiri atas isooktana,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  (salah satu komponen bensin) tentukanlah jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 1 liter bensin. Diketahui entalpi pembakaran isooktana =  $-5460 \text{ kJ mol}^{-1}$  dan massa jenis isooktan =  $0,7 \text{ kg}$

$$\text{L}^{-1} \quad (\text{H} = 1; \text{C} = 12)$$

Jawab:

Entalpi pembakaran isooktana yaitu  $- 5460 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Massa 1 liter bensin = 1 liter  $\times 0,7 \text{ kg L}^{-1} = 0,7 \text{ kg} = 700 \text{ gram}$ . Mol isooktana =  $700 \text{ gram}/114 \text{ gram mol}^{-1} = 6,14 \text{ mol}$ . Jadi kalor yang dibebaskan pada pembakaran 1 liter bensin adalah:  $6,14 \text{ mol} \times 5460 \text{ kJ mol}^{-1} = 33524,4 \text{ kJ}$ .

## **BERBAGAI ENTALPI MOLAR LAIN**

Selain entalpi molar yang telah dibahas, masih terdapat berbagai entalpi molar lain, seperti penetralan, entalpi peleburan, entalpi penguapan, entalpi pelarutan, dan entalpi pengatoman. Masing – masing dihitung berdasarkan kuantitas per mol. Semua entalpi molar dinyatakan dalam  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

### **c. Rangkuman**

Reaksi kimia yang melepaskan atau mengeluarkan kalor disebut reaksi eksoterm, sedangkan reaksi kimia yang menyerap kalor disebut reaksi endoterm.

Persamaan reaksi yang mengikutsertakan perubahan entalpinya disebut persamaan termokimia.

Perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat langsung dari unsur-unsurnya disebut entalpi molar pembentukan atau entalpi pembentukan. Reaksi penguraian adalah kebalikan dari reaksi pembentukan.

Perubahan entalpi pada pembakaran sempurna 1 mol suatu zat yang diukur pada 298 K, 1 atm disebut entalpi pembakaran.

### **d. Tugas**

1. Jelaskan perbedaan pokok antara reaksi eksoterm dan endoterm dan beri contoh masing-masing?
2. Manakah diantara peristiwa berikut ini yang merupakan reaksi eksoterm?

- a. kalor mengalir dari sistem ke lingkungan.
  - b. entalpi sistem bertambah.
  - c. berlangsung pada suhu rendah.
  - d. suhu lingkungan naik.
  - e. perubahan entalpi reaksi bertanda negatif.
3. Jelaskan apa yang dimaksud dengan persamaan termokimia, dan beri contoh?
  4. Diketahui dua jenis reaksi sebagai berikut:
    - a.  $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -393,5 \text{ kJ}$
    - b.  $2 NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3 H_2(g) \quad \Delta H = + 92 \text{ kJ}$
 Gambarlah diagram tingkat energi untuk kedua reaksi tersebut!
  5. Jelaskan apa yang dimaksud dengan entalpi pembentukan, penguraian, dan pembakaran serta beri contoh persamaan termokimia masing-masing?
  6. Diketahui entalpi pembentukan standar  $\Delta H_f^0 NH_3 = - 46,1 \text{ kJ mol}^{-1}$ .  
Tuliskan persamaan termokimia reaksi penguraian  $NH_3$ ?
  7. Diketahui entalpi pembentukan standar ( $\Delta H_f^0$ )  $H_2O(l)$  adalah  $- 285,85 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Berapa kalor diperlukan untuk menguraikan 10 gram air menjadi hidrogen dan oksigen pada keadaan standar? ( $H = 1$ ;  $O = 16$ )
  8. Diketahui persamaan termokimia reaksi pembakaran asetilena ( $C_2H_2(g)$ ) sebagai berikut:
 
$$2 C_2H_2(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 2 H_2O(l) \quad \Delta H_c^0 = - 2599,1 \text{ kJ}$$
    - a. Tentukanlah entalpi pembakaran standar asetilena?
    - b. Berapa kJ dihasilkan pada pembakaran 10 liter gas asetilena pada kondisi STP?

### e. Tes Formatif

- Tuliskanlah persamaan termokimia untuk masing-masing reaksi berikut:
  - Penguraian 1 mol amonia menjadi gas nitrogen dan gas hidrogen dengan diperlukan kalor 46 kJ.
  - Pembakaran 1 mol gas etana membentuk karbon dioksida dan uap air menghasilkan 142 kJ?
  - Untuk menguraikan 1 mol kalsium karbonat ( $\text{CaCO}_3$ ) menjadi kalsium oksida dan karbon dioksida diperlukan 178,5 kJ.
- Beri contoh reaksi endoterm?
- Bagaimana cara mengidentifikasi reaksi eksoterm dan endoterm?
- Entalpi pembentukan  $\text{CaCO}_3 (s) = -1207 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Manakah persamaan termokimia dibawah ini yang sesuai dengan data tersebut diatas?
  - $\text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g) \rightarrow \text{CaCO}_3 (s) \quad ?H = -1207 \text{ kJ}$
  - $\text{Ca} (s) + \text{C} (s) + 3 \text{O} (g) \rightarrow \text{CaCO}_3 (s) \quad ?H = -1207 \text{ kJ}$
  - $2\text{Ca} (s) + 2\text{C} (s) + 3 \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CaCO}_3 (s) \quad ?H = -2414 \text{ kJ}$
  - $\text{Ca}^{2+} (g) + \text{CO}_3^{2-} (g) \rightarrow \text{CaCO}_3 (s) \quad ?H = -1207 \text{ kJ}$
  - $\text{Ca}^{2+} (aq) + \text{CO}_3^{2-} (aq) \rightarrow \text{CaCO}_3 (s) \quad ?H = -1207 \text{ kJ}$
- Diketahui:
  - $\text{S}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_2(g) \quad ?H = -296,8 \text{ kJ}$
  - $2 \text{SO}_2 (g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (g) \quad ?H = -197,8 \text{ kJ}$Tentukanlah entalpi reaksi:
  - $\text{S}(s) + 1 \frac{1}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{SO}_3 (g) \quad ?H = ?$
- Diketahui entalpi pembentukan metanol,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} (l) = -238,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $\text{CO}_2 (g) = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$  dan  $\text{H}_2\text{O} (l) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$ 
  - Tentukanlah entalpi pembakaran metanol membentuk gas  $\text{CO}_2$  dan air
  - Tentukan jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol ( $H=1$ ;  $C=12$ ;  $O=16$ )



### f. Kunci Jawaban

- $2 \text{NH}_3 (g) \rightarrow \text{N}_2 (g) + 3 \text{H}_2 (g) \quad ?H = +46 \text{ kJ}$
  - $\text{C}_2\text{H}_6 (g) + \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO}_2 (g) + 3 \text{H}_2\text{O} (g) \quad ?H = 142 \text{ kJ}$
  - $\text{CaCO}_3 (s) \rightarrow \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g) \quad ?H = 178,5 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O} (s) + x \text{ kJ} \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l)$
- Dengan mengamati timbulnya kalor atau tidak
- Reaksi yang menunjukkan pembentukan  $\text{CaCO}_3$  dari unsur-unsurnya dalam bentuk standar adalah persamaan reaksi (e). Dengan demikian entalpi reaksi itu menjadi  $-2414 \text{ kJ}$ . karena menyertai pembentukan  $2 \text{ mol CaCO}_3 (s)$
- Tulis reaksi lengkap kemudian dijumlah hasilnya adalah
$$\text{S}(s) + 1 \frac{1}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{SO}_3 (g) \quad ?H = -395,7 \text{ kJ}$$
- Entalpi pembakaran metanol  $-726,9 \text{ kJ mol}^{-1}$   
8 gram metanol =  $0,25 \text{ mol}$   
Jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol  
=  $181,725 \text{ kJ}$

### 3. Kegiatan Belajar 3

#### a. Tujuan kegiatan pembelajaran.

Setelah mempelajari kegiatan belajar 3, diharapkan anda dapat:

1. Menjelaskan pengertian kalor pembakaran berbagai bahan bakar dalam kehidupan sehari-hari?
2. Menjelaskan persamaan reaksi pembakaran sempurna?
3. Menjelaskan dampak pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna berdasarkan sifat gas yang dihasilkan.

#### b. Uraian materi

Dalam bagian ini akan dibahas tentang kalor pembakaran, berbagai bahan dalam kehidupan sehari-hari, persamaan reaksi pembakaran sempurna, dan dampak pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna berdasarkan sifat gas yang dihasilkan.

#### **KALOR PEMBAKARAN**

Reaksi kimia yang umum digunakan untuk menghasilkan energi adalah pembakaran, yaitu suatu reaksi cepat antara bahan bakar dengan oksigen yang disertai terjadinya api. Bahan bakar utama dewasa ini adalah bahan bakar fosil, yaitu gas alam, minyak bumi, dan batu bara. Bahan bakar fosil itu berasal dari pelapukan sisa organisme, baik tumbuhan atau hewan. Pembentukan bahan bakar fosil ini memerlukan waktu ribuan sampai jutaan tahun.

Bahan bakar fosil terutama terdiri atas senyawa hidrokarbon, yaitu senyawa yang hanya terdiri atas karbon dan hidrogen. Gas alam terdiri atas alkana suku rendah terutama metana dan sedikit etana, propana, dan butana. Seluruh senyawa itu merupakan gas yang tidak berbau. Oleh karena itu, kedalam gas alam ditambahkan suatu zat yang berbau tidak sedap, yaitu merkaptan, sehingga dapat diketahui jika ada kebocoran. Gas alam dari beberapa sumber mengandung  $H_2S$ , suatu kontaminan yang harus disingkirkan sebelum gas digunakan

sebagai bahan bakar karena dapat mencemari udara. Beberapa sumur gas juga mengandung helium.

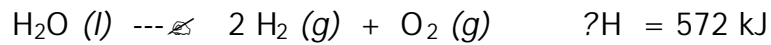
Minyak bumi adalah cairan yang mengandung ratusan macam senyawa, terutama alkana, dari metana hingga yang memiliki atom karbon mencapai lima puluhan. Dari minyak bumi diperoleh bahan bakar LPG (Liquified Petroleum gas), bensin, minyak tanah, kerosin, solar dan lain-lain. Pemisahan komponen minyak bumi itu dilakukan dengan destilasi bertingkat. Adapun batu bara adalah bahan bakar padat, yang terutama, terdiri atas hidrokarbon suku tinggi. Batu bara dan minyak bumi juga mengandung senyawa dari oksigen, nitrogen, dan belerang.

Bahan bakar fosil, terutama minyak bumi, telah digunakan dengan laju yang jauh lebih cepat dari pada proses pembentukannya. Oleh karena itu, dalam waktu yang tidak terlalu lama lagi akan segera habis. Untuk menghemat penggunaan minyak bumi dan untuk mempersiapkan bahan bakar pengganti, telah dikembangkan berbagai bahan bakar lain, misalnya gas sintesis (sin-gas) dan hidrogen. Gas sintesis diperoleh dari gasifikasi batubara. Batu bara merupakan bahan bakar fosil yang paling melimpah, yaitu sekitar 90 % dari cadangan bahan bakar fosil. Akan tetapi penggunaan bahan bakar batubara menimbulkan berbagai masalah, misalnya dapat menimbulkan polusi udara yang lebih hebat daripada bahan bakar apapun. Karena bentuknya yang padat terdapat keterbatasan penggunaannya. Oleh karena itu, para ahli berupaya mengubahnya menjadi gas sehingga penggunaannya lebih luwes dan lebih bersih.

Gasifikasi batubara dilakukan dengan mereaksikan batubara panas dengan uap air panas. Hasil proses itu berupa campuran gas  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2$  dan  $\text{CH}_4$ .

Sedangkan bahan sintesis lain yang juga banyak dipertimbangkan adalah hidrogen. Hidrogen cair bersama-sama dengan oksigen cair telah digunakan pada pesawat ulang-alik sebagai bahan bakar roket pendorongnya. Pembakaran hidrogen sama sekali

tidak memberi dampak negatif pada lingkungan karena hasil pembakarannya adalah air. Hidrogen dibuat dari air melalui reaksi endoterm berikut:



Apabila energi yang digunakan untuk menguraikan air tersebut berasal dari bahan bakar fosil, maka hidrogen bukanlah bahan bakar yang konversial. Tetapi saat ini sedang dikembangkan penggunaan energi nuklir atau energi surya. Jika proyek itu berhasil, maka dunia tidak perlu khawatir akan kekurangan energi.

Matahari sesungguhnya adalah sumber energi terbesar di bumi, tetapi teknologi penggunaan energi surya belumlah komersial. Salah satu kemungkinan penggunaan energi surya adalah menggunakan tanaman yang dapat tumbuh cepat. Energinya kemudian diperoleh dengan membakar tumbuhan itu.

Dewasa ini, penggunaan energi surya yang cukup komersial adalah untuk pemanas air rumah tangga (*solar water heater*). Nilai kalor dari berbagai jenis bahan bakar diberikan pada tabel 4 berikut.

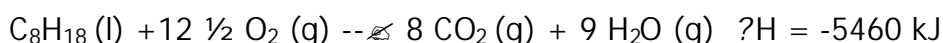
**Tabel 4.**  
**Komposisi dan nilai kalor dari berbagai jenis bahan bakar**

Jenis Bahan bakar	Komposisi (%)			Nilai kalor (kJ per gram)
	C	H	O	
Gas alam	70	23	0	49
Batu bara (antrasit)	82	1	2	31
Batu bara (bituminos)	77	5	7	32
Minyak mentah	85	12	0	45
Bensin	85	15	0	48
Arang	100	0	0	34
Kayu	50	6	44	18
Hidrogen	0	100	0	142

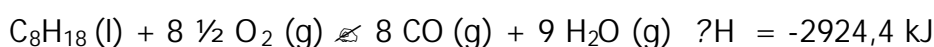
## PEMBAKARAN SEMPURNA DAN TIDAK SEMPURNA

Pembakaran bahan bakar dalam mesin kendaraan atau dalam industri tidak terbakar sempurna. Pembakaran sempurna senyawa hidrokarbon (bahan bakar fosil) membentuk karbon dioksida dan uap air. Sedangkan pembakaran tak sempurna membentuk karbon monoksida dan uap air. Misalnya:

a. Pembakaran sempurna isooktana:



b. Pembakaran tak sempurna isooktana:



## DAMPAK PEMBAKARAN TAK SEMPURNA

Sebagaimana terlihat pada contoh di atas, pembakaran tak sempurna menghasilkan lebih sedikit kalor. Jadi, pembakaran tak sempurna mengurangi efisiensi bahan bakar. Kerugian lain dari pembakaran tak sempurna adalah dihasilkannya gas karbon monoksida (CO), yang bersifat racun. Oleh karena itu, pembakaran tak sempurna akan mencemari udara.

### c. Rangkuman

Reaksi kimia yang umum digunakan untuk menghasilkan energi adalah pembakaran, yaitu suatu reaksi cepat antara bahan bakar dengan oksigen yang disertai terjadinya api. Bahan bakar utama dewasa ini adalah bahan bakar fosil, yaitu gas alam, minyak bumi, dan batu bara.

Pembakaran bahan bakar dalam mesin kendaraan atau dalam industri tidak terbakar sempurna. Pembakaran sempurna senyawa hidrokarbon (bahan bakar fosil) membentuk karbon dioksida dan uap air. Berbagai jenis bahan bakar mempunyai nilai kalor yang berbeda.

Dampak pembakaran tak sempurna antara lain adalah menghasilkan lebih sedikit kalor, dapat mengurangi efisiensi bahan

bakar, dihasilkannya gas karbon monoksida (CO), yang bersifat racun, yang pada akhirnya dapat mencemari lingkungan.

#### **d. Tugas**

1. Sebutkan bahan bakar apa saja yang dapat dimanfaatkan untuk kehidupan?
2. Jelaskan apa yang dimaksud dengan gasifikasi batubara, LPG, merkaptan, antrasit, dan bitumonis?
3. Bandingkan antara bahan bakar fosil dan minyak bumi?
4. Sebutkan, seberapa jauh pemanfaatan batu bara sampai saat ini?
5. Jelaskan perbedaan pokok antara pembakaran sempurna dan tak sempurna?

#### **e. Tes Formatif**

1. Sebutkan 4 macam bahan bakar yang anda ketahui, yang dapat dimanfaatkan dalam kehidupan?
2. Sebutkan kandungan dari bahan bakar:
  - a. batu bara
  - b. minyak bumi
  - c. gas alam
3. Sebutkan contoh bahan bakar sintesis?
4. Tulis reaksi pembakaran sempurna dan tidak sempurna?
5. Sebutkan kerugian penggunaan bahan bakar dalam industri dan mesin kendaraan bermotor?

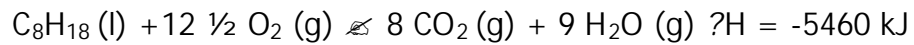
#### **f. Kunci Jawaban**

1. Batubara, minyak bumi, gas alam, dan bahan bakar sintesis
2. Batu bara dan minyak bumi mengandung senyawa oksigen, nitrogen dan belerang, sedangkan gas alam mengandung

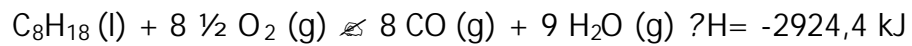
metana, etana, propana dan butana (senyawa alkana suku rendah)

3. Gas hidrogen

4. a. Pembakaran sempurna isooktana:



b. Pembakaran tak sempurna isooktana:



5. Dapat menimbulkan pembakaran tidak sempurna sehingga bisa menyebabkan terjadi polusi udara.

#### **g. Lembar kerja**

Buatlah rancangan suatu percobaan untuk menentukan kalor pembakaran berbagai bahan bakar yang bisa digunakan seperti alkohol dan minyak tanah. Bandingkan hasil yang anda dapat dengan nilai teoritis?

# BAB III. EVALUASI

---

## A. TES TERTULIS

1. Pada pembentukan 1 gram NaCl dibebaskan kalor 7,024 kJ. Entalpi pembentukan dan tulislah persamaan termokimia raksi pembentukan NaCl (Na= 23; Cl 35,5)
2. Diketahui:
  - (1)  $\text{H}_2 (g) + \text{F}_2 (g) \rightarrow 2 \text{HF} (g) \quad ?H = - 537 \text{ kJ}$
  - (2)  $\text{C} (s) + 2 \text{F}_2 (g) \rightarrow \text{CF}_4 (g) \quad ?H = - 680 \text{ kJ}$
  - (3)  $2 \text{C} (s) + 2 \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 (g) \quad ?H = 52,3 \text{ kJ}$Tentukan entalpi reaksi:
  - (4)  $\text{C}_2\text{H}_4 (g) + 6 \text{F}_2 (g) \rightarrow 2\text{CF}_4 (g) + 4 \text{HF} (g) \quad ?H = ?$
3. Sebutkan 4 macam bahan bakar yang anda ketahui, yang dapat dimanfaatkan dalam kehidupan?
4. Sebutkan kandungan dari bahan bakar :
  - a. batu bara
  - b. minyak bumi
  - c. gas alam
5. Sebutkan contoh bahan bakar sintetis?
6. Tulis reaksi pembakaran sempurna dan tidak sempurna?



## B. TES PRAKTEK

Untuk lebih memahami pengertian reaksi eksoterm dan endoterm, lakukan kegiatan berikut:

1. Judul Percobaan: Reaksi eksoterm dan endoterm

2. Alat dan bahan

Pelajari cara kerja berikut, kemudian siapkan alat dan bahan yang diperlukan.

3. Cara kerja:

a. Masukkan kurang lebih 10 mL air ke dalam gelas kimia dan uji dengan kertas lakmus merah. Pegang gelas itu untuk merasakan suhunya. Tambahkan sebongkah CaO sebesar kelereng. Rasakan suhu dengan memegang gelas kimia. Uji larutan dengan kertas lakmus merah.

b. Masukkan  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$  sebanyak 2 spatula ke dalam tabung reaksi. Lalu tambahkan  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sebanyak 2 spatula. Aduk campuran itu kemudian tutuplah dengan gabus. Pegang tabung itu dan rasakan suhunya. Biarkan sebentar, buka tabung dan cium bau gas yang timbul.

c. Campurkan serbuk belerang sebanyak 6 spatula dengan serbuk-serbuk besi sebanyak 2 spatula. Masukkan campuran itu ke dalam tabung reaksi. Panaskan tabung itu sampai campuran berpijar. Hentikan pemanasan, amati apa yang terjadi.

d. Masukkan 3 spatula tembaga (II) karbonat ke dalam tabung reaksi. Panaskan tabung sampai mulai terjadi perubahan pada tembaga (II) karbonat. Hentikan pemanasan, amati apa yang terjadi dan catat pengamatan anda.

4. Hasil Pengamatan:

Buatlah tabel pengamatan anda pada setiap kali melakukan pengamatan sesuai dengan cara kerja diatas.

5. Analisis data

- a. Gejala apakah yang menunjukkan bahwa reaksi kimia telah terjadi dari percobaan diatas?
- b. Bila hasil reaksi dibiarkan beberapa jam, apa yang anda harapkan terjadi dengan suhu campuran percobaan 1 dan 2.?
- c. Bagaimanakah jumlah entalpi zat-zat hasil reaksi dibandingkan dengan jumlah energi zat pereaksi pada reaksi 1 sampai 4. jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama?
- d. Gambar diagram energi untuk keempat reaksi diatas?

6. Menarik kesimpulan

Simpulkanlah pengertian reaksi eksoterm dan endoterm pada percobaan diatas.

# KUNCI JAWABAN

## A. Tes Tertulis

1. Entalpi pembentukan adalah perubahan entalpi pada pembentukan 1 mol zat. Perubahan entalpi pembentukan  $\text{NaCl (s)} = 58,5 \text{ gram mol}^{-1} \times (-7,024 \text{ kJ/gram}^{-1}) = -410,9 \text{ kJ mol}^{-1}$  Jadi bentuk standar dari Natrium adalah padatan, sedangkan klorin adalah gas diatomik. Persamaan termokimianya adalah:



2. Susunlah ketiga reaksi diatas sehingga penjumlahannya sama dengan reaksi keempat dan diperoleh  $\Delta H = -2486,2 \text{ KJ}$
3. Batubara, minyak bumi, gas alam, dan bahan bakar sintetis
4. Batu bara dan minyak bumi mengandung senyawa oksigen, nitrogen dan belerang, sedangkan gas alam mengandung metana, etana, propana dan butana (senyawa alkana suku rendah)
5. gas hidrogen
- 6 a. Pembakaran sempurna isooktana:
- $$\text{C}_8\text{H}_{18} \text{ (l)} + 12 \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 8 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 9 \text{H}_2\text{O (g)} \quad \Delta H = -5460 \text{ kJ}$$
- b. Pembakaran tak sempurna isooktana:
- $$\text{C}_8\text{H}_{18} \text{ (l)} + 8 \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 8 \text{CO (g)} + 9 \text{H}_2\text{O (g)} \quad \Delta H = -2924,4 \text{ kJ}$$

## B. Lembar Penilaian Tes Praktek

Nama Siswa :  
 Nama Siswa :  
 No. Absen :  
 Program Keahlian :

### PEDOMAN PENILAIAN

No	Aspek Penilaian	Skor Maks.	Skor Perolehan	Keterangan
1.	<b>Perencanaan</b> a. Persiapan alat dan bahan b. Hasil rancangan eksperimen			
	Sub Total			
2.	<b>Merancang eksperimen</b> a. Rancangan percobaan yang dibuat dapat menguji prediksi b. Rumusan masalah menjelaskan kebutuhan eksperimen c. Metode dan prosedur yang digunakan dalam eksperimen mengikuti urutan tertentu d. Prosedur eksperimen jelas dan komunikatif e. Rancangan tersebut memungkinkan variabel respon dapat diukur dengan tepat. f. Bahasa yang digunakan komunikatif g. Disertai dengan aturan kebersihan dan penanganan keselamatan kerja			
3.	Sub Total			
	<b>Melakukan Pengamatan</b> a. Pengamatan dilakukan dengan aman menggunakan seluruh indera yang sesuai b. Pengamatan akurat secara kualitatif dan kuantitatif c. Alat dan bahan yang sesuai digunakan untuk melakukan pengamatan d. Pendapat pribadi, simpulan atau inferensi dihindari saat melakukan pengamatan e. Data direkam dan diorganisasikan dengan baik			

No	Aspek Penilaian	Skor Maks.	Skor Perolehan	Keterangan
	Sub Total			
4.	<b>Sikap/Etos kerja</b> a. Tanggung jawab b. Ketelitian c. Inisiatif d. Kemandirian			
	Sub Total			
5.	<b>Laporan</b> a. Sistematika penyusunan laporan b. Kelengkapan bukti fisik			
	Sub Total			
	Total			

## BAB IV. PENUTUP

---

Setelah menyelesaikan modul ini, Anda berhak untuk mengikuti tes praktek untuk menguji kompetensi yang telah Anda pelajari. Apabila Anda dinyatakan memenuhi syarat kelulusan dari hasil evaluasi dalam modul ini, maka Anda berhak untuk melanjutkan ke topik/modul berikutnya.

Mintalah pada guru untuk melakukan uji kompetensi dengan sistem penilaian yang dilakukan langsung oleh pihak laboratorium atau lembaga yang berkompeten apabila Anda telah menyelesaikan seluruh evaluasi dari setiap modul, maka hasil yang berupa nilai dari guru atau berupa portofolio dapat dijadikan bahan verifikasi oleh pihak laboratorium atau lembaga profesi yang terkait. Kemudian selanjutnya hasil tersebut dapat dijadikan sebagai penentu standar pemenuhan kompetensi dan bila memenuhi syarat Anda berhak mendapatkan sertifikat kompetensi yang dikeluarkan oleh pihak laboratorium atau lembaga profesi yang terkait.

# DAFTAR PUSTAKA

---

- Chang, Raymond. 2003. *General Chemistry: The Essential Concepts*. Third Edition. Boston: Mc Graw-Hill.
- Goldberg, David E. 2004. *Fundamentals of Chemistry*. Fourth Edition. New York The McGraw – Hill Companies, Inc.
- Heyworth, Rex. 1990. *Chemistry A New Approach*. Hongkong: Macmillan Publishers (HK) Limited.
- Hill, John W. , and Kolb, Doris K. 1998. *Chemistry for Changing Times*. Eighth Edition. London: Prentice Hall International (UK) Limited.
- Hill, John W. , Baum, Stuart J. , Feigl, Dorothy M. 1997. *Chemistry and Life*. Fifth Edition. London: Prentice Hall International (UK) Limited.
- Kelter, Paul B. , Carr, James D. , and Scott, Andrew. 2003. *Chemistry A World of Choices*. Boston: Mc Graw Hill.
- Moore, John W, Stanitski and Jurs, Peter C. 2005. *Chemistry The Molecular Science*. Second Edition. United States: Thomson Learning, Inc.
- Stanitski, Conrad L., Et all. 2003. *Chemistry In Context: Applying Chemistry to Society*. Boston: Mc Graw Hill.
- Winstrom, Cheryl, Phillips, John, Strozak, Victor. 1997. *Chemistry: Concepts and Application Students Edition*. New York: GLENCOE McGraw-Hill