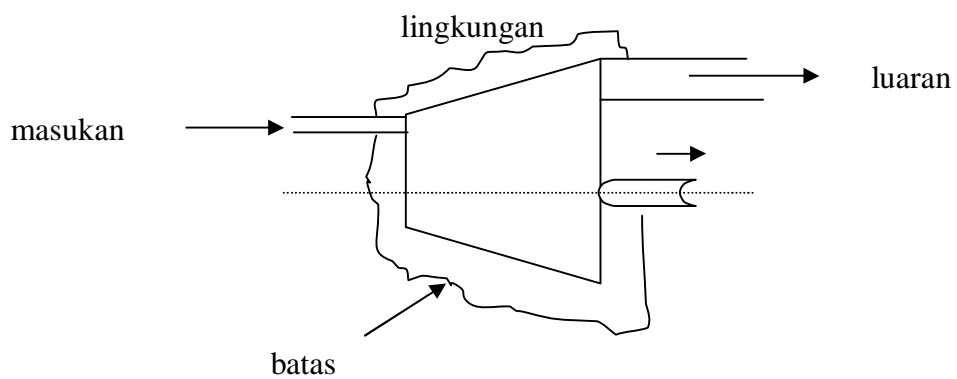




THERMODYNAMIKA



KIM/ IND - II

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

KATA PENGANTAR

Pendidikan Menengah Kejuruan sebagai penyedia tenaga kerja terampil tingkat menengah dituntut harus mampu membekali tamatan dengan kualifikasi keahlian standar serta memiliki sikap dan perilaku yang sesuai dengan tuntutan dunia kerja. Sejalan dengan itu maka dilakukan berbagai perubahan mendasar di dalam penyelenggaraan pendidikan kejuruan. Salah satu perubahan tersebut adalah penerapan Sistem Pendidikan dan Pelatihan Berbasis Kompetensi.

Dalam rangka mengimplementasikan kebijakan tersebut, maka dirancang kurikulum yang didasarkan pada jenis pekerjaan dan uraian pekerjaan yang dilakukan oleh seorang analis dan teknisi kimia di dunia kerja. Berdasarkan hal itu disusun kompetensi yang harus dikuasai dan selanjutnya dijabarkan ke dalam deskripsi program pembelajaran dan materi ajar yang diperlukan yang disusun ke dalam paket-paket pembelajaran berupa modul.

Modul-modul yang disusun untuk tingkat II di SMK program keahlian Kimia Analisis dan Kimia Industri berjumlah tujuh belas modul yang semuanya merupakan paket materi ajar yang harus dikuasai peserta didik untuk memperoleh sertifikat sebagai **Operator**. Judul-judul modul dapat dilihat pada peta bahan ajar yang dilampirkan pada setiap modul.

BANDUNG, DESEMBER 2003

TIM KONSULTAN KIMIA

FPTK UPI

DAFTAR ISI MODUL

halaman

HALAMAN DEPAN (COVER1)	
HALAMAN DALAM (COVER 2)	
KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
PETA KEDUDUKAN MODUL	iv
PERISTILAHAN/GLOSARIUM.....	
I. PENDAHULUAN	
A. Deskripsi	1
B. Prasyarat	1
C. Petunjuk Penggunaan Modul	1
D. Tujuan Akhir	2
E. Kompetensi	3
F. Cek Kemampuan	3
II. PEMBELAJARAN	
A. Rencana Belajar Siswa	4
B. Kegiatan Belajar	
1. Kegiatan Belajar 1	
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 1.....	4
b. Uraian Materi 1	4
c. Rangkuman 1	13
d. Tugas 1	13
e. Tes Formatif 1	13
f. Kunci Jawaban Formatif 1	14
g. Lembar Kerja 1	14

2. Kegiatan Belajar 2	
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 2	15
b. Uraian Materi 2	15
c. Rangkuman 2	21
d. Tugas 2	21
e. Tes Formatif 2	22
f. Kunci Jawaban Formatif 2	23
g. Lembar Kerja 2	23
3. Kegiatan Belajar 3	
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 3	28
b. Uraian Materi 3	28
c. Rangkuman 3	32
d. Tugas 3	32
e. Tes Formatif 3	32
f. Kunci Jawaban Formatif 3	33
g. Lembar Kerja 3	34
III EVALUASI	39
Kunci Jawaban.....	41
IV PENUTUP	44
DAFTAR PUSTAKA	

I. PENDAHULUAN

A. Deskripsi

Untuk mencapai kompetensi mengoperasikan peralatan unit proses diperlukan penguasaan mengenai sejumlah konsep dasar kimia. Konsep-konsep dasar kimia yang mendukung kompetensi ini antara lain mengenai Termodinamika. Dalam materi ini dibahas mengenai :

Sistem dan lingkungan, besaran dan satuan, energi, kerja, suhu, tekanan dan entalpi, hukum pertama termodinamika, dan hukum kedua termodinamika. Materi yang akan dibahas dalam modul ini sangat terkait dengan materi Kinetika Kimia. Oleh karena itu penting sekali memahami keterkaitan konsep satu sama lain yang nantinya mendukung pemahaman anda tentang proses-proses di industri kimia.

B. Prasyarat

Untuk memahami modul ini anda perlu menguasai materi-materi sebelumnya seperti halnya modul materi dan energi dan stoikiometri.

C. Petunjuk Penggunaan Modul

Modul ini dirancang sebagai bahan untuk melangsungkan pembelajaran maupun kerja mandiri. Untuk meningkatkan proses dan hasil belajar, maka pada bagian ini diberikan panduan belajar bagi siswa dan panduan mengajar bagi guru.

1. Panduan belajar bagi siswa

- a. Bacalah dengan cepat keseluruhan modul ini (*skimming*)
- b. Buatlah diagram yang berisikan materi utama yang dibicarakan dalam modul ini berikut aktifitas yang diminta. Beri kotak segi empat untuk setiap materi/konsep utama yang dibicarakan. Tiap kotak diberi nomor urut untuk memudahkan penelusuran isi konsepnya.
- c. Siapkan kertas kosong HVS berukuran 10 x 10 cm (lebih baik lagi kertas lipat berwarna yang banyak dijual di toko buku). Tuliskan nomor dan makna atau isi konsep sesuai yang tercantum dalam diagram.
- d. Pahami isi masing-masing konsep yang tertera pada diagram.

- e. Diskusikan dengan guru dan teman-teman tentang konsep-konsep yang belum anda pahami hingga mendapat kejelasan.
- f. Jawablah semua soal-soal yang menguji penguasaan konsep, kemudian periksa hasilnya dengan kunci jawaban yang disediakan. Pelajari kembali apabila penguasaan kurang dari 80%. Ingat ! Kunci jawaban hanya di gunakan setelah anda mengerjakan soal tes formatif atau evaluasi, dan hanya digunakan untuk mengetahui pemahaman nyata anda.

2. Panduan Mengajar bagi Guru

- a. Sebelum pembelajaran dengan modul ini dilangsungkan, terlebih dahulu dipersiapkan OHT (*Overhead Transparencies*) yang memuat struktur materi/konsep utama dalam bentuk diagram.
- b. Tugaskan pada kelompok siswa untuk menelaah konsep-konsep dasar termodinamika, hukum pertama dan kedua termodinamika.
- c. Diskusikan kesulitan yang dialami siswa. Bimbinglah siswa untuk melakukan praktek Penetapan tetapan kalorimeter, Hukum Hess, Entalpi reaksi.
- d. Evaluasi kemampuan siswa dalam aspek kognitif, psikomotor, dan afektif yang dinyatakan dalam modul. Bagi siswa yang belum mencapai penguasaan minimal 80% disuruh untuk mempelajari kembali secara mandiri di rumahnya. Penilaian psikomotor dan afektif hendaknya menggunakan lembar observasi.

D. Tujuan

Tujuan Akhir

Siswa dapat menerapkan dasar-dasar operasi teknik kimia

Tujuan Antara

a. Kegiatan 1

Siswa dapat menguasai konsep

- 1. Dasar-dasar Termodinamika (sistem dan lingkungan)
- 2. Besaran dan satuan

b. Kegiatan 2

Siswa dapat menerapkan konsep :

*Hukum Termodinamika 1

c. Kegiatan 3

Siswa dapat menerapkan konsep:

* Hukum Termodinamika 2

E. Kompetensi

SUB KOMPETENSI	MATERI POKOK PEMBELAJARAN		
	SIKAP	PENGETAHUAN	KETERAMPILAN
1	4	5	6
Mengenal dan menerapkan dasar-dasar operasi tehnik	Cermat, teliti, objektif dalam mengamati perubahan suhu Hati-hati dan efisien dalam menggunakan bahan	Termodinamika <ul style="list-style-type: none"> • Sistem dan lingkungan • Besaran dan satuan • Energi/kalor, kerja, suhu, tekanan, entalpi • Hukum pertama termodinamika • Hukum kedua termodinamika 	<ul style="list-style-type: none"> • Mengamati _ystem dan lingkungan • Membaca skala termometer • Menghitung kalor dan perubahan entalpi reaksi

F. Cek Kemampuan

Berikut ini merupakan lembar pengecekan kemampuan anda terhadap isi materi yang akan dicapai pada modul. Lembar isian tersebut harus dipandang sebagai alat evaluasi diri, oleh karena itu harus diisi dengan sejujurnya, dan apabila sebagian besar pertanyaan sudah anda kuasai, maka anda dapat mengerjakan soal atau minta pengujian praktek pada guru.

Berikan tanda cek (V) pada tingkat penguasaan sesuai yang anda

No.	Aspek yang harus dikuasai	Tingkat Penguasaan		
		Baik	Sedang	Kurang
1	Pemahaman tentang system dan lingkungan			
2.	Pemahaman tentang besaran dan satuan			
3.	Perhitungan Energi/kalor, kerja, suhu, tekanan, entalpi			
4.	Pemahaman hukum pertama termodinamika			
5	Pemahaman hukum kedua termodinamika			

II. PEMBELAJARAN

A. Rencana Belajar Siswa

Tabel berikut merupakan rambu-rambu rencana pembelajaran dengan menggunakan Modul ini. Rambu-rambu ini bersifat fleksibel dan dapat dimodifikasi sesuai dengan kondisi sekolah.

Jenis Kegiatan	Tanggal	Waktu	Tempat Belajar	Perubahan dan Alasan	Tanda tangan Guru
KBM-1 Mempelajari dasar-dasar termodinamika (system, lingkungan, besaran dan satuan)		15			
Energi Energi/kalor, kerja, suhu, tekanan, entalpi		15			
KBM-2 • Hukum pertama Termodinamika		30			
KBM-3 • Hukum Kedua Termodinamika		20			

B. Kegiatan Belajar Siswa

1. Kegiatan Belajar 1

a. Tujuan Kegiatan pembelajaran 1

Setelah mempelajari uraian materi 1 ini diharapkan anda dapat:

- 1) menjelaskan konsep sistem, macam-macam sistem dan lingkungan
- 2) menerapkan konsep satuan Internasional dan satuan Inggris (*British Engineering*)

b. Uraian Materi 1

Dasar-Dasar Termodinamika

Termodinamika adalah ilmu yang mempelajari hubungan antara energi serta perubahannya. Ada dua macam bentuk energi yang dipelajari dalam termodinamika yaitu panas dan kerja. Panas merupakan salah satu bentuk energi yang dapat dipindahkan dari

suatu benda ke benda lain. Supaya panas dapat mengalir, harus ada suatu gaya dorong. Gaya dorong ini adalah perbedaan temperatur antara tempat, tempat dimana panas diterima dan dimana panas berasal. Sedangkan kerja didefinisikan sebagai hasil kali antara gaya (*force*) dan jarak pergerakan dari gaya tersebut

Sistem Dan Lingkungan

Sistem termodinamika adalah bagian dari alam semesta yang kita tinjau. Biasanya sistem adalah suatu batasan yang dipakai untuk menunjukkan suatu benda (benda kerja) dalam suatu permukaan tertutup. Sistem tersebut dibatasi oleh batas (*boundary*). Lingkungan adalah bagian daerah yang terdapat di sekitar sistem yang ditentukan. Batas antara sistem dan lingkungan dapat berupa khayalan (*imaginary*) maupun berupa kenyataan sebenarnya (*real*). Misalnya;

Ø Udara dikompresi di dalam suatu silinder

Sistem adalah udara yang dikompresi dan permukaan tertutupnya adalah permukaan yang dibatasi oleh silinder. Maka permukaan tertutup (*batas*) dalam hal ini adalah keadaan sebenarnya.

Ø Sebungkal es terapung di atas air

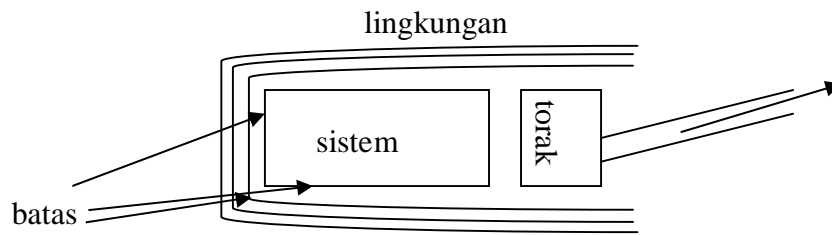
Sistem yang dimaksud adalah es, dan permukaan tertutupnya berupa keadaan khayalan dimana es dianggap dikelilingi oleh suatu permukaan tertutup.

Ø Es dan air masing-masing dengan temperatur 15°F dan 150°F , dicampur dalam suatu bak, tentukan temperatur akhir dari sistem.

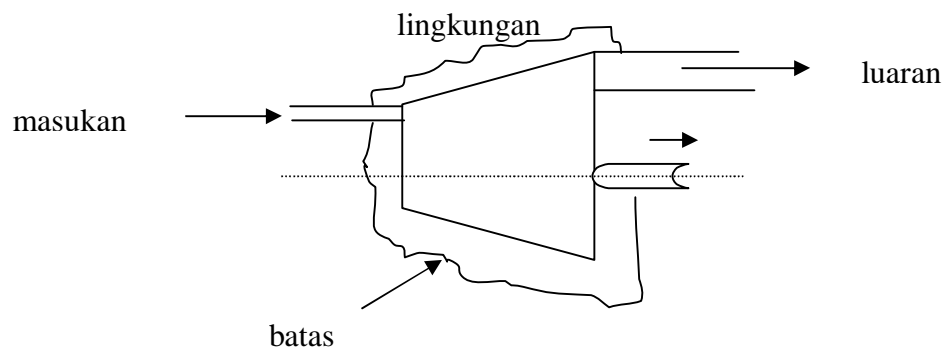
Sistem dalam hal ini adalah campuran es dan air. Permukaan tertutup adalah permukaan yang dibatasi oleh bak, disini keadaannya adalah sebenarnya. Sedangkan temperatur akhir dari sistem adalah temperatur dari campuran es dan air.

Ditinjau dari perpindahan energi dan massanya, sistem termodinamika dapat dibedakan menjadi 3 macam;

1. Sistem tertutup (*closed system*) yaitu suatu sistem dimana hanya terjadi perpindahan energi dari atau ke lingkungan. Sebagai contoh; suatu sistem dibatasi oleh dinding silinder dan
2. dinding torak. Pada sistem ini hanya terjadi perpindahan energi dalam bentuk kerja melalui torak



3. Sistem terbuka (*open system*) yaitu suatu sistem dimana selain terjadi perpindahan energi juga terjadi perpindahan massa, dari atau ke lingkungannya. Sebagai contoh; suatu turbin dengan fluida tertentu sebagai penggerakannya.



4. Sistem terisolasi/diisolasi (*isolated system*) yaitu suatu sistem dimana antara sistem dan lingkungannya tidak terjadi pertukaran/perpindahan energi maupun massa. Sistem ini sama sekali tidak dipengaruhi oleh perubahan-perubahan lingkungannya.

BESARAN DAN SATUAN

Dimensi adalah satuan yang dinyatakan secara umum dalam besaran pokok. Misalnya, kecepatan dinyatakan dalam panjang per satuan waktu. Secara khusus kecepatan dapat dinyatakan dalam meter per detik, cm/det, km/jam dsb. Besaran pokok adalah besaran yang merupakan dasar pengukuran besaran-besaran lain. Contoh besaran pokok adalah; panjang (l), massa (m), waktu (t), suhu (t) muatan listrik, dsb. Besaran turunan adalah besaran yang dapat dinyatakan dalam besaran primer misalnya luas $(\text{panjang})^2$ volum ; $(\text{panjang})^3 = l^3$.

Satuan adalah sesuatu yang digunakan untuk menyatakan ukuran besaran. Misalnya;
 Panjang dinyatakan dalam meter, feet, mil dsb.
 Massa dinyatakan dalam; gram, pound (lb), kg, slug dsb.
 Waktu dinyatakan dalam menit, detik, jam

Operasi penjumlahan atau pengurangan hanya bisa dilakukan terhadap besaran dengan dimensi dan satuan yang sama. Bagi setiap besaran harus ditetapkan suatu satuan dasar. Satuan-satuan dasar yang berbeda menimbulkan berbagai sistem satuan. Tabel di bawah ini menunjukkan dimensi besaran pokok dan satuannya, dimensi besaran turunan dan satuannya

Sistem Satuan

Ada beberapa sistem satuan yang dikenal. Tapi yang sering digunakan adalah Sistem-sistem satuan Internasional dan sistem satuan Inggris.

- a) Sistem Internasional (SI) digunakan secara internasional dalam bidang ilmu pengetahuan. Ada 2 sistem yang dipakai yaitu CGS dan MKS. Satuan dasar untuk sistem SI adalah

m = meter, untuk satuan panjang

kg = kilogram, untuk satuan massa

s = detik untuk satuan waktu

- b) Sistem satuan Inggris banyak digunakan dalam bidang teknik, di negara yang menggunakan bahasa Inggris. Satuan dasar untuk sistem British (Inggris) adalah:

Ft = feet, satuan panjang

S = second, detik satuan waktu

Lb = pound (pound), dalam sistem Inggris ada dua jenis satuan pound yaitu:

Lbm = pound mass (pon massa), satuan massa

Lbf = pound force, (pon gaya), satuan gaya

gaya diturunkan dari tiga satuan besar yaitu massa, panjang dan waktu. Untuk penurunan ini digunakan hukum Newton kedua;

$$F = C \cdot m \cdot a \quad \text{dimana} \quad \begin{aligned} F &= \text{gaya} \\ C &= \text{tetapan} \\ m &= \text{massa} \\ a &= \text{percepatan} \end{aligned}$$

Konstanta C biasa ditulis sebagai $\frac{1}{g_c}$; g_c disebut faktor konversi

$$F = \frac{m \cdot a}{g_c}$$

Satuan gaya dan g_c untuk berbagai sistem satuan

Besaran Pokok	Dimensi	Sistem satuan	
		Satuan Internasional(SI)	Satuan Inggris(British)
Panjang	L	Meter	Feet
Massa	M	Kg	Lbm
Suhu	T	°C atau °K	°F atau °R
Waktu	T	Detik(sekon)	Detik (sekon)
Kalor	H	Kalori	BTU
Jumlah zat	Mol	Mol	Poundmol

Besaran	Dimensi	Satuan Internasional	Satuan Inggris	
Volum	L ³	m ³	Ft ³ (cuft)	
Kecepatan	L/t	m/det	Ft/det	
Percepatan	L/t ²	m/det ²	Ft/det ²	
Gaya	ML/t ²	Newton	Lbf	
Tekanan	F/L ²	Atm	Psi	
Masa jenis	M/L ³	Kg/m ³	Lbm/ft ³	

Sistem	Gaya (F)	Faktor konversi (g _c)
Cgs	$1 \text{ dyne} = \frac{1 \text{ gram} \times 1 \text{ cm/det}^2}{g_c}$	$1 \frac{g \cdot \text{cm}}{\text{dyne} \cdot \text{det}^2}$
MKS	$1 \text{ Newton} = \frac{1 \text{ kg} \times 1 \text{ m/det}^2}{g_c}$	$1 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{N} \cdot \text{det}^2}$
B.E	$1 \text{ lb}_f = \frac{1 \text{ slug} \times 1 \text{ ft/det}^2}{g_c}$	$1 \frac{\text{slug} \cdot \text{ft}}{\text{lb}_f \cdot \text{det}^2}$

Dalam sistem-sistem satuan ini, g_c tidak dituliskan harganya sama dengan satu dan gaya didefinisikan dalam tiga dimensi lainnya, misalnya;

$$1 \text{ dyne} = 1 \frac{g \cdot \text{cm}}{\text{det}^2} \text{ dimana dimensi gaya} = \frac{\text{m} \cdot \text{l}}{\text{t}^2}$$

Pada permukaan laut benda dengan masa 1 lb_m mempunyai berat 1 lb_f ; benda tersebut mendapat percepatan gravitasi (g) sebesar 32,174 ft/det² pada permukaan laut (=980,665 cm/det²).

$$1 \text{ lb}_f = \frac{1 \text{ lb}_m \times g \text{ ft/det}^2}{g_c}$$

g_c dalam hal ini, harganya harus sama dengan g pada permukaan laut dengan satuan;

$$\frac{\text{lb}_m \cdot \text{ft}}{\text{lb}_f \cdot \text{det}^2} \quad g_c = 32,174 \frac{\text{lb}_m \cdot \text{ft}}{\text{lb}_f \cdot \text{det}^2}$$

Jadi hubungan lb_f dengan lb_m bergantung pada g.

Pada tempat dimana g/g_c = 1 ; massa 1 lb_m mempunyai berat 1 lb_f.

Karena gaya merupakan dimensi dasar (f), faktor g_c harus selalu digunakan bilamana lb_m akan diubah menjadi lb_f. Bila sistem ini diterapkan pada sistem metrik, akan timbul satuan kg gaya (kg_f) dan g gaya (g_f) disamping kg, massa dan gram massa. Dalam sistem ini,

$$g_c = 980,6 \frac{g_m \cdot \text{cm}}{g \cdot \text{det}^2}$$

Konversi Harga-Harga

Cara yang paling sederhana untuk mengubah sistem atau harga-harga satuan yang satu menjadi satuan yang lainnya adalah dengan cara mengalikannya dengan faktor konversi yang tidak berdimensi yang merupakan ekivalensi satuan yang bersangkutan. Ekivalensi dapat ditulis sebagai suatu perbandingan yang harganya sama dengan satu. Misalnya;

$$1 \text{ lb} = 453,5 \text{ g} \rightarrow \frac{1 \text{ lb}}{453,5 \text{ g}} = 1$$

$$1 \text{ meter} = 100 \text{ cm} \rightarrow \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1$$

$$1 \text{ ft} = 30,48 \text{ cm} \rightarrow \frac{1 \text{ ft}}{30,48 \text{ cm}} = 1$$

Konversi dilakukan dengan mengalikan atau membaginya dengan perbandingan yang sesuai. Contoh;

1. Dalam satuan SI, harga tetapan gas, R adalah 8,3143 J/mol.K

Ubahlah harga R tersebut dalam satuan BTU/lb mol.⁰R dengan menggunakan ekivalensi berikut;

$$\left| \frac{1 \text{ Btu}}{252 \text{ kal}} \right| = 1 \quad \left| \frac{4,18}{1 \text{ kal}} \right| = 1 \quad \left| \frac{1 \text{ lb mol}}{454 \text{ mol}} \right| = 1 \quad \left| \frac{\Delta K}{1,8 \cdot \Delta^{\circ} R} \right| = 1$$

Jawab;

$$R = 8,3143 \text{ J / mol.K}$$

$$= 8,3143 \left| \frac{\text{J}}{\text{mol.K}} \right| \times \left| \frac{1 \text{ kal}}{4,18 \text{ J}} \right| \times \left| \frac{1 \text{ BTU}}{252 \text{ kal}} \right| \times \left| \frac{\text{K}}{1,8 \cdot \text{R}} \right| \times \left| \frac{454 \text{ mol}}{1 \text{ lb mol}} \right|$$

$$= 1,98 \text{ BTU / lb mol.}^{\circ} \text{R}$$

2. Kerapatan air dalam B.E adalah 62,4 lb/ft³

Ubahlah harga kerapatan air tersebut kedalam satuan cgs, dengan menggunakan ekivalensi berikut;

$$\left| \frac{1 \text{ lb}}{454 \text{ g}} \right| = 1 \quad \left| \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right| = 1 \quad \left| \frac{1 \text{ ft}}{0,305 \text{ m}} \right| = 1$$

Jawaban;

Kerapatan air 62,4 lb/ft³

$$\text{Kerapatan} = \frac{62,4 \text{ lb}}{\text{ft}^3} \times \left| \frac{454 \text{ g}}{\text{lb}} \right| \times \left| \frac{\text{ft}}{0,305 \text{ m}} \right|^3 \times \left| \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right|^3$$

$$= 0,998 \text{ g / cm}^3$$

Beberapa besaran dalam teknik Kimia;

1. Kerja atau Energi

$$W = F \cdot x$$

W = kerja

F = gaya (komponen dalam arah x)

X = jarak perpindahan

Bila F berubah-ubah dengan posisinya, (F merupakan fungsi x), digunakan hubungan;

$$dW = F \, d \, x$$

Satuan-satuan; N.m disebut juga dengan nama joule (J)

dn.cm disebut juga dengan nama erg

lb_f.ft, kg_f.m

kalori, BTU

1 Kalori; jumlah panas untuk menaikkan suhu satu gram air sebesar satu derajat celsius (dari 14,5⁰ sampai 15,5⁰C).

1 Btu; jumlah panas untuk menaikkan suhu 1 lb air sebesar 1⁰F

1 kal = 4,184 J

$$1 \text{ Btu} = 777,65 \text{ lb}_f \cdot \text{ft} (\approx 778)$$

2. Suhu

Suhu ditetapkan dari titik tripel air, yaitu 273,16 K atau 0,01°C. Titik beku normal air 0°C atau 273,15 K. Normal artinya pada tekanan 1 atm.

Skala	Suhu Nol Mutlak	Titik Beku Normal Air	Titik didih normal air
Celsius	-273,15°C	0°C	100°C
Kelvin	0 K	273,15 K	373,15 K
Fahrenheit	-459,67°F	32°F	212°F
Rankine	0°R	491,67°R	671,67°R

Celsius dan kelvin biasa dipakai dalam sistem cgs dan SI. Fahrenheit dan Rankine dipakai dalam sistem Inggris/Amerika, hubungan antar suhu dalam skala-skala Celsius (T_C), Kelvin (T_K), Fahrenheit (T_F) dan Rankine (T_R) adalah sebagai berikut;

$$T_C = \frac{5}{9}(T_F - 32) \quad T_F = \frac{9}{5}T_C + 32 \quad T_K = T_C + 273,15 \quad T_R = T_F + 459,67$$

$$T_R = 1,8 T_K$$

$$\text{Hubungan selisih suhu; } \Delta T_C = \Delta T_K = 1,8 \Delta T_F = 1,8 \Delta T_R$$

$$\frac{\Delta T_C}{1,8 \Delta T_F} = 1$$

Skala celsius dan fahrenheit adalah skala relatif. Titik 0 ditentukan oleh pembuatnya. Skala mutlak (Kelvin dan Rankine) titik nolnya adalah suhu paling dingin yang mungkin dapat terjadi.

3. Tekanan

Merupakan gaya tegak lurus pada permukaan dibagi luas permukaannya.

$$P = \frac{F}{A} \quad P = \text{tekanan (N/m}^2, \text{ lbf / ft}^2)$$

Persamaannya;

$$F = \text{gaya tegak lurus permukaan (N, lbf)}$$

$$A = \text{luas permukaan yang menerima gaya F (m}^2, \text{ ft}^2)$$

a. Tekanan Pengukuran (Gauge Pressure)

Yang menyatakan perbedaan antara tekanan sistem dengan tekanan atmosfer. Alat ukur gauge pressure menunjukkan angka 0 bila tekanan sistem sama dengan tekanan atmosfer yaitu 1 atm.

b. Tekanan Absolut (Absolut Pressure)

Tekanan absolut menyatakan besar tekanan sistem.

Dari hal diatas diperoleh hubungan sbb;

Ø Bila tekanan pengukuran sistem diatas tekanan atmosfer tekanan absolut = tekanan atmosfer + tekanan pengukuran.

$$P \text{ abs} = P \text{ atm} + P \text{ gauge}$$

Ø Bila tekanan pengukuran sistem dibawah tekanan atmosfer (vakum) tidak digunakan sistem gauge, digunakan sistem vakum.

Hubungan antara Tekanan Absolut dan Gauge, bila tekanan atmosfer = 1 atm.

Absolut	Gauge
2 atm a	1 atm g
1,5 atm a	0,5 atm g
1 atm a	0 atm g
0,5 atm a	0,5 atm vakum
0 atm	1 atm vakum

Cara Menyatakan Tekanan

Dalam satuan British, tekanan absolut dan tekanan pengukuran (gauge) masing-masing dinyatakan dalam psi (pound-per square in absolut) dan psig (pound per square in gauge).

$$\begin{aligned} 1 \text{ atmosfer standar} &= 14,6959 \text{ lb/in}^2 \approx 14,7 \text{ lb/in}^2 \\ &= 29,92 \text{ in Hg} \\ &= 760 \text{ mm Hg} \\ &= 33,9 \text{ ft H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Contoh;

- 1 atm-abs = 0 atm-gauge
- 0,5 atm-gauge = 1 atm + 0,5 atm = 1,5 atm-abs
- Dalam satuan British 1 atm = 14,7 psi maka 20 psig = 14,7 + 20 = 34,7 psia
- Tekanan sebesar 25,4 in Hg Vacuum = 29,92 – 25,4 = 4,52 in Hg abs

Pada fluida yang bergerak akan memberikan tekanan sebagai berikut;

Ø Tekanan Statika

Tekanan yang bekerja pada bidang yang sejajar dengan arah aliran fluida, biasanya terjadi pada dinding pipa permukaan dalam.

Ø Tekanan Tumbuk

Tekanan yang bekerja pada bidang yang tegak lurus dengan arah aliran fluida.

Ø Tekanan Kecepatan (tekanan dinamik)

Selisih antara tekanan statika dan tekanan tumbuk pada hukum yang sama.

Pada fluida yang diam (stasioner) tekanan ke segala arah sama besar, karena tekanan kecepatan sama dengan nol sehingga tekanan statika = tekanan tumbuk.

c. Rangkuman 1

Termodinamika adalah ilmu yang mempelajari hubungan antara energi serta perubahannya.

Sistem termodinamika adalah bagian dari alam semesta yang kita tinjau. Biasanya sistem adalah suatu batasan yang dipakai untuk menunjukkan suatu benda (benda kerja) dalam suatu permukaan tertutup. Sistem tersebut dibatasi oleh batas (boundary). Lingkungan adalah bagian daerah yang terdapat di sekitar sistem yang ditentukan

Tekanan merupakan gaya tegak lurus pada permukaan dibagi luas permukaannya, Dimensi adalah satuan yang dinyatakan secara umum dalam besaran pokok. Satuan adalah sesuatu yang digunakan untuk menyatakan ukuran besaran

d. Tugas 1

Tuliskan satuan besaran berikut menurut system satuan internasional dan Inggris

	Sistem satuan internasional	Sistem satuan Inggris
Gaya		
Daya		
Energi kinetik		
Energi Potensial		
Usaha		

e. Tes formatif 1

1. Jelaskan perbedaan sistem dan lingkungan
2. Sebutkan macam-macam sistem dalam termodinamika
3. Berdasarkan suhu absolut, mana yang lebih tinggi 1°C atau 1°F
4. Jika dibromopentana (DBP) memiliki masa jenis 1,57 kg/m³ nyatakan dalam lb_m/ ft³

f. Kunci jawaban tes formatif 1

1. Sistem merupakan bagian dari alam semesta yang kita tinjau (Kita pelajari sifat-sifatnya)

Lingkungan adalah segala sesuatu yang terdapat di laur sistem

2. Sistem tertutup, terbuka dan terisolasi

4.Dilihat dari suhu absolut maka °F lebih tinggi dibandingkan °C

$$5. 1,57 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times \frac{\text{lb}}{454 \text{ g}} \times \left(\frac{30,48 \text{ cm}}{1 \text{ ft}} \right)^3$$

$$= 97,9 \text{ lb/ft}^3$$

g.Lembar Kerja 1

Lembar kerja ini merupakan bagian yang harus dikerjakan siswa berdasarkan pengamatan dan penjelasan yang telah diberikan

a. Kelompokan, dengan memberikan ceklis pada bagian yang sesuai

Nama peristiwa	Sistem tersekat (terisolasi)	Sistem tertutup	Sistem terbuka
Air dalam botol termos yang ideal			
Larutan dalam gelas kimia			
Gas dalam silinder kompresor			

Berikan alasan dari jawaban yang anda berikan!

b. Lengkapi tabel berikut dengan temperatur yang sesuai

$^{\circ}\text{C}$	$^{\circ}\text{F}$	$^{\circ}\text{R}$	$^{\circ}\text{K}$
-40
.....	77,0
.....	698
.....	69,8

2. Kegiatan Belajar 2

a. Tujuan Kegiatan pembelajaran 2

Setelah mempelajari uraian materi 2 ini diharapkan anda dapat:

- 1) mendeskripsikan konsep energi, kalor dan kerja
- 2) Menghitung kalor reaksi

b. Uraian Materi 2

Hukum Pertama Thermodinamika

Energi dalam, kalor dan kerja

*Energi dalam

Energi dalam(U) merupakan keseluruhan energi potensial dan energi kinetik zat-zat yang tersimpan dalam suatu sistem. Energi dalam merupakan suatu fungsi keadaan, besarnya hanya tergantung pada keadaan sistem . Apabila sistem mengalami perubahan keadaan, dari keadaan 1(energi dalam U_1) ke keadaan 2 (energi dalam U_2), maka perubahan energi dalamnya sebesar ΔU

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Dalam hal perubahan yang sangat kecil ΔU dituliskan dalam bentuk diferensial, dU

***Kalor**

Merupakan energi yang terbentuk karena adanya perpindahan energi pada batas-batas sistem, hal ini sebagai akibat adanya perbedaan temperatur yang terdapat antara sistem dan lingkungan. Kalor disimbolkan dengan q . q dinyatakan positif apabila kalor masuk ke dalam sistem dan berharga negatif apabila kalor keluar dari sistem.

***Kerja**

Kerja disimbolkan dengan w , merupakan energi bukan kalor yang menyebabkan terjadinya pertukaran energi pada sistem dan lingkungan. Kerja ini dapat berupa kerja listrik, kerja mekanik, kerja permukaan dst. W dianggap positif jika sistem menerima kerja dan w negatif jika sistem melakukan kerja

a. Konsep Hukum Pertama Thermodinamika

Hukum ini pada dasarnya merupakan perumusan hukum kekekalan energi dalam bentuk persamaan sederhana; $\Delta U = q + W$.

Pada persamaan ini, U menyatakan energi dalam sistem, merupakan suatu fungsi keadaan, besarnya hanya tergantung pada keadaan sistem. Kerja yang dilakukan lingkungan terhadap sistem menyatakan bahwa perubahan energi dalam sistem sama dengan penjumlahan energi yang ditambahkan kedalam bentuk panas dan energi yang diterima sistem sebagai kerja yang dilakukan lingkungan terhadap sistem itu.

Kerja yang penting dalam proses kimia ialah kerja tekanan volum-volum (kerja PV). Kerja seperti itu dilakukan jika sistem mengadakan pemuaian (ekspansi) atau mengalami penyusutan (konstraksi) terhadap tekanan luar (P lingkungan).

$$W = -P \Delta V$$

Persamaan ini berlaku jika tekanan luar tetap. Untuk perubahan tekanan volum yang lebih umum, yaitu tekanan tidak tetap, kita dapat menghitung kerja dengan cara pertama-tama mendefinisikan bahwa perubahan volum dV menghasilkan dW . Kerja total yang dilakukan, dapat dinyatakan dengan persamaan; $dW = -P_{lingkungan} dV$

Kerja total yang dilakukan dapat dinyatakan dengan persamaan; $W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{lingk} dV$

Jika tekanan luar konstan selama ekspansi, maka P lingk dapat dikeluarkan dari tanda integral.

$$W = -P_{\text{lingk}} \int_{V_1}^{V_2} dV = -P_{\text{lingk}} (V_2 - V_1) = -P_{\text{lingk}} \Delta V$$

Bagi proses yang berlangsung pada volum tetap maka W berharga nol, sehingga persamaan dapat ditulis; $\Delta U = q + O$ (V tetap) $\Delta U = qV$

Jadi ΔU merupakan panas yang diserap atau dilepaskan sistem pada proses yang berlangsung pada volum tetap. Entalpi (H) dapat dinyatakan sebagai berikut; $H = U + PV$

Dengan demikian perubahan entalpi dinyatakan dengan persamaan;

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta U + \Delta (PV) \\ &= q + W + \Delta (PV) \\ &= q p \end{aligned}$$

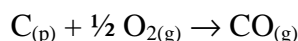
Jadi perubahan entalpi sama dengan panas yang diserap atau dilepaskan sistem jika proses berlangsung pada tekanan tetap. Untuk proses eksotermis ΔH berharga negatif, sedangkan untuk proses endotermis ΔH berharga positif. Jika gas dihasilkan atau digunakan selama reaksi, ΔH dan ΔU sangat berbeda. Karena untuk gas ideal berlaku $PV = n RT$ maka jika temperatur tetap, berlaku $\Delta(PV) = (\Delta n)RT$, dengan demikian persamaan menjadi;

$$\Delta H = \Delta U + (\Delta n)RT$$

Jika ΔH dan ΔU dalam satuan kalori, maka tetapan gas ideal $R = 1,987 \text{ kal/mol.K}$

Contoh Soal;

1. Untuk reaksi $C_{(\text{grafit})} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$ pada 298 K dan 1 atm, $\Delta H = -26416 \text{ kal}$. Hitunglah ΔU jika volum molar grafit 0,0053 liter.



$$n = 1 - \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$

$$\Delta H = \Delta U + (\Delta n)RT$$

$$\Delta U = \Delta H - (\Delta n)RT$$

$$= 26415 - (1/2)(1,987)(298)$$

$$= -26712 \text{ kal}$$

2. Kalor penguapan air pada 25°C ialah $10,5 \text{ kkal/mol}$. Hitunglah q , W , dan ΔH untuk proses penguapan itu.

Karena penguapan berlangsung pada tekanan tetap, maka $\Delta H = q = 10,5 \text{ kkal/mol}$.

Karena proses juga berlangsung pada temperatur tetap, maka;

$$\Delta U = O$$

$$\Delta U = q + W$$

$$0 = q + W$$

$$W = -q = -10,5 \text{ kkal/mol}$$

Aplikasi Hukum Pertama Termodinamika Pada Sistem Kimia Termokimia

Termokimia adalah studi tentang efek panas yang terjadi baik dalam proses fisis maupun dalam reaksi kimia.

1) Pengertian Kalor Reaksi

Kalor reaksi adalah energi yang dipindahkan dari atau ke sistem (ke atau dari lingkungan), sehingga suhu zat-zat hasil reaksi menjadi sama dengan suhu campuran zat-zat pereaksi.

Besarnya kalor reaksi bergantung pada kondisi reaksi. Bagi reaksi pada volume tetap; kalor reaksi = q_v . Bagi reaksi pada tekanan tetap; kalor reaksi = q_p . Pada umumnya; $q_v \neq q_p$.

2) Kalor Reaksi Pada volume Tetap

Bagi reaksi yang dikerjakan pada volume tetap dapat ditulis $\Delta U = q_v + w$. Jika sistem hanya dapat melakukan kerja ekspansi, maka pada kondisi volume tetap, $w = 0$, sehingga; $q_v = \Delta U$. Jadi, kalor pereaksi pada volume tetap adalah sama dengan perubahan energi dalam sistem.

3) Kalor reaksi Pada Tekanan Tetap

Jika reaksi dikerjakan pada tekanan tetap, maka menurut persamaan, $w = -p\Delta V$, sehingga persamaan dapat ditulis; $\Delta U = q_p - p\Delta V$. Persamaan ini dapat diubah menjadi;

$$\Delta(U + pV) = q_p. \text{ Besaran } U + pV \text{ disebut entalpi; } H = U + pV.$$

H merupakan fungsi keadaan, dapat ditulis; $q_p = \Delta H$.

Kalor reaksi pada tekanan tetap adalah sama dengan perubahan entalpi sistem.

4) Hubungan antara ΔH dan ΔU

$$H = U + pV$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$$

Bagi reaksi gas ideal, $\Delta(pV) = \Delta(nRT) = (\Delta n)RT$, sehingga; $\Delta H = \Delta U + (\Delta n)RT$.

Persamaan ini memberikan hubungan antara ΔH dan ΔU pada suhu yang sama. Bagi reaksi yang tidak menyangkut gas, $\Delta(pV)$ kecil sekali dibandingkan terhadap ΔH dan ΔU , sehingga dapat diabaikan. Dalam hal ini $\Delta H = \Delta U$.

Contoh; $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$, $\Delta H = -393,5 \text{ kJ}$ (pada 298 K)

$$\Delta n = 0$$

$$\Delta U = \Delta H = -393,5 \text{ kJ}$$

5) Kapasitas Kalor

Kapasitas kalor adalah jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan temperatur sistem sebanyak satu derajat.

Karena q bergantung pada proses, maka kapasitas kalor, C , juga bergantung pada proses. Pada volume tetap, $C = C_v = \frac{\delta q_v}{dT}$, dan karena $\delta q_v = dU_1$, maka

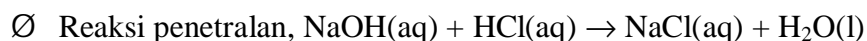
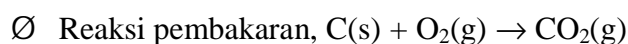
$$C_v = \left(\frac{\delta U}{\delta T} \right)_V.$$

Pada tekanan tetap; $C_p = \left(\frac{\delta H}{\delta T} \right)_p$, untuk 1 g zat kapasitas kalor itu biasanya disebut

kalor jenis, dengan satuan $\text{JK}^{-1}\text{g}^{-1}$, kapasitas kalor molar dengan satuan $\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$.

6) Penentuan Kalor Reaksi secara Eksperimen (Kalorimetri)

Penentuan ini hanya dapat dilakukan pada reaksi-reaksi berkesudahan yang berlangsung dengan cepat, seperti misalnya;



Kebanyakan penentuan ini didasarkan atas pengukuran kenaikan atau penurunan temperatur dari air atau larutan dalam kalorimeter.

Kalorimeter merupakan suatu alat yang terdiri dari bejana yang dilengkapi pengaduk dan termometer. Kalorimeter ini diselimuti oleh penyekat untuk meminimalkan perpindahan panas dari sistem ke lingkungan ataupun dari lingkungan ke sistem. Apabila reaksi yang diamati adalah reaksi eksoterm maka panas yang dilepaskan dari reaksi akan meningkatkan temperatur bahan dalam kalorimeter. Banyaknya energi panas yang dilepaskan tadi dapat dihitung dengan menggunakan hukum kekekalan energi, yaitu panas yang diserap oleh bahan dalam kalorimeter dan yang diserap oleh

kalorimeter sendiri sama dengan panas yang dilepaskan oleh reaksi. Panas yang diserap oleh kalorimeter (harga air kalorimeter) ditentukan terlebih dahulu dengan menambahkan sejumlah energi panas yang diketahui ke dalam sistem dan kemudian mengukur kenaikan temperatur sistem. Panas yang diserap oleh bahan yang terdapat dalam kalorimeter dihitung dengan mengalikan massa bahan pengisi kalorimeter dengan kapasitas panas bahan tersebut. Untuk lebih jelasnya dapat dilihat pada lembar kerja.

7) Perhitungan Kalor Reaksi

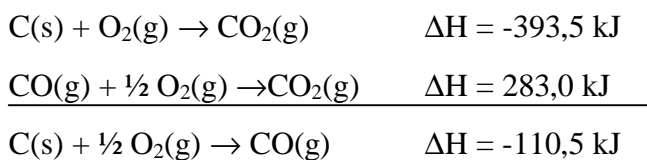
a) Perhitungan ΔH dengan menggunakan Hukum Hess

Metoda ini terutama digunakan untuk menentukan entalpi reaksi dari reaksi-reaksi yang tidak dapat dipelajari secara eksperimen, misalnya $C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO(g)$.

Hukum Hess (1840); Kalor reaksi dari suatu reaksi tidak bergantung pada apakah reaksi tersebut berlangsung dalam satu tahap atau dalam beberapa tahap.

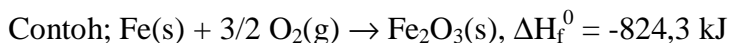
Dengan kata lain; Kalor reaksi itu hanya bergantung pada keadaan awal (pereaksi) dan pada keadaan akhir (produk). Contoh; $C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO(g)$, $\Delta H = ?$

ΔH dari reaksi ini hanya dapat ditentukan secara tidak langsung melalui entalpi pembakaran $C(s)$ dan entalpi pembakaran $CO(g)$.

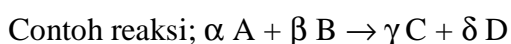


b) Perhitungan Entalpi Reaksi dari data Entalpi Pembentukan Standar.

Entalpi pembentukan standar suatu senyawa (ΔH_f^0) = perubahan entalpi yang terjadi dalam reaksi pembentukan satu mol senyawa, dalam keadaan standar, dari unsur-unsurnya, juga dalam keadaan standar.



Maka $\Delta H_f^0 Fe_2O_3(s) = -824,3 \text{ kJmol}^{-1}$.

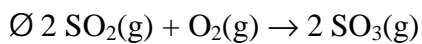


$$\Delta H^0 = \gamma H^0_C + \delta H^0_D - \alpha H^0_A - \beta H^0_B$$

Entalpi standar unsur sama dengan nol, pada semua temperatur, maka entalpi standar senyawa dapat disamakan dengan entalpi pembentukan standarnya; jadi $H^0_i = \Delta H^0_{f,i}$.

Dapat ditulis; $\Delta H^0 = \gamma \Delta H^0_f(C) + \delta \Delta H^0_f(D) - \alpha \Delta H^0_f(A) - \beta \Delta H^0_f(B)$.

Contoh;



$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0 &= 2\Delta H_f^0(\text{SO}_3) - 2\Delta H_f^0(\text{SO}_2) \\ &= 2(-395,7) - 2(-296,8) \\ &= -197,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0 &= \Delta H_f^0(\text{Ag}^+) + \Delta H_f^0(\text{Cl}^-) - \Delta H_f^0(\text{AgCl}) \\ &= 105,6 + (-167,2) - (-127,1) \\ &= 65,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

c. Rangkuman 2

Energi dalam(U) merupakan keseluruhan energi potensial dan energi kinetik zat-zat yang tersimpan dalam suatu system.

*Kerja

Kerja disimbolkan dengan w, merupakan energi bukan kalor yang menyebabkan terjadinya pertukaran energi pada sistem dan lingkungan. Kerja ini dapat berupa kerja listrik, kerja mekanik, kerja permukaan dst. W dianggap positif jika sistem menerima kerja dan w negatif jika sistem melakukan kerja

Konsep Hukum Pertama Thermodinamika

Hukum ini pada dasarnya merupakan perumusan hukum kekekalan energi dalam bentuk persamaan sederhana. $\Delta U = q + W$.

Pada persamaan ini, U menyatakan energi dalam sistem, merupakan suatu fungsi keadaan, besarnya hanya tergantung pada keadaan sistem.. Kerja yang dilakukan lingkungan terhadap sistem menyatakan bahwa perubahan energi dalam sistem sama dengan penjumlahan energi yang ditambahkan kedalam bentuk panas dan energi yang diterima sistem sebagai kerja.

d.Tugas 2

Carilah contoh aplikasi hukum thermodinamika 1 dalam industri kimia

e. Tes formatif 2

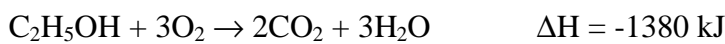
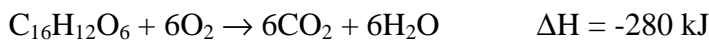
1. Pernyataan yang benar untuk reaksi $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g})$, $\Delta\text{H} = x \text{ kJ}$ adalah ...

- a. Kalor pembentukan CO = $2x \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b. Kalor penguraian CO = $x \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c. Kalor pembakaran CO = $2x \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d. Kalor pembakaran CO = $\frac{1}{2} x \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- e. Kalor pembentukan CO_2 = $\frac{1}{2} x \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

2. Reaksi 3 g magnesium (Ar = 24) dengan nitrogen (Ar = 14) berlebih menghasilkan Mg_3N_2 . pada keadaan standar, proses tersebut melepaskan kalor sebesar 28 kJ. Entalpi pembentukan standar Mg_3N_2 adalah ...

- a. $-75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b. $-177 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c. $-224 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d. $-350 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- e. $-672 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

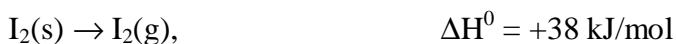
3. Diketahui;



Perubahan entalpi bagi reaksi fermentasi glukosa; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$ adalah ...

- a. +60 kJ
- b. -60 kJ
- c. +1440 kJ
- d. -1440 kJ
- e. +2880 kJ

4. $\text{I}_2(\text{g}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{ICl}_3(\text{s})$ $\Delta\text{H}^0 = -214 \text{ kJ/mol}$



Perubahan entalpi standar pembentukan yod triklorida ICl_3 adalah ...

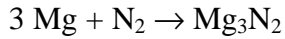
- a. +176 kJ/mol
- b. +138 kJ/mol
- c. -88 kJ/mol
- d. -138 kJ/mol
- e. -214 kJ/mol

f. Kunci jawaban Formatif 2

1. Jawaban; d

Kalor pembakaran selalu dihitung per mol zat yang direaksikan dengan O₂.

2. Jawaban; e



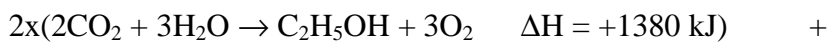
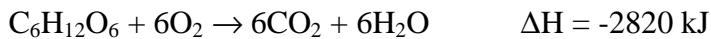
$$\text{Mg} = \frac{3}{24} \text{ mol} = \frac{1}{8} \text{ mol}$$

karena pada pembentukan 1 mol Mg₃N₂ melibatkan 3 mol Mg maka;

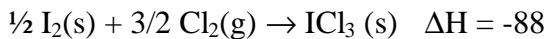
$$\Delta H_f \text{Mg}_3\text{N}_2 = \frac{3}{1/8} \times (-28 \text{ kJ}) = -672 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. Jawaban; b

ΔH reaksi netto adalah jumlah dari ΔH tahapan reaksi.



4. Jawaban; c



G.Lembar Kerja 2a

Penentuan Tetapan kalorimeter

Tujuan

1. Mengetahui sifat-sifat kalorimeter
2. Menentukan tetapan kalorimeter

Alat

- kalorimeter
- pengaduk
- bahan isolasi
- termometer (0-50 °C)
- gelas ukur (50 mL)
- gelas piala
- pembakar(sumber panas listrik)

Langkah kerja

1. Pasang alat seperti terlihat pada gambar
2. Ukur 50 mL air dengan menggunakan gelas ukur. Masukkan air ke dalam kalorimeter, aduk dan catat suhu air dalam kalorimeter setiap 30 detik hingga menit ke empat
3. Tepat pada menit ke empat , masukan air panas yang suhunya telah diketahui (minimum 35°C tetapi tidak lebih dari 45°C) sebanyak 50 mL .
4. Catat suhu air dalam kalorimeter tiap 30 detik dengan tak lupa mengaduknya sampai menit ke 8
5. Buatlah kurva hubungan antara waktu dengan suhu untuk memperoleh suhu maksimum yang tepat.

Data Hasil pengamatan

No	Waktu (menit)	Suhu ($^{\circ}\text{C}$)
1.	0	
2	0,5	
3	1	
4	1,5	
5	2	
6	2,5	
7	3	
8	3,5	
9	4,0	Penambahan air panas
10	4,5	
11	5	
12	5,5	
13	6	
14	6,5	
15	7	
16	7,5	
17	8	

Suhu air panas awal = °C

Perubahan suhu (ΔT) = °C

Kapasitas panas air = 4,18 j/g °C

Pertanyaan:

1. Hitung energi panas yang diserap air dingin (J) ($\Delta T \times$ kapasitas panas air \times massa air dingin)
2. Hitung energi panas yang dilepaskan oleh air panas (J)
3. Hitung berapa energi panas yang diserap oleh kalorimeter
4. Hitung berapa energi panas yang diserap kalorimeter untuk setiap kenaikan suhu 1 °C
5. Hitung berapa energi panas yang diserap air (100 gram) untuk setiap kenaikan suhu 1 °C
6. Mengapa energi yang diterima air dingin tidak sama dengan yang dilepas oleh air panas?
7. Bagaimana anda dapat menghitung kapasitas panas kalorimeter

g. Lembar kerja 2b

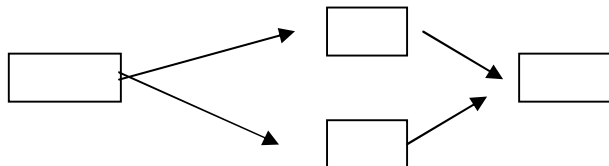
Hukum Hess

Tujuan :

1. Menghitung ΔH reaksi

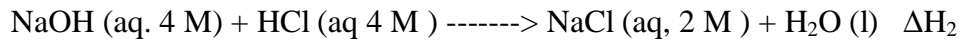
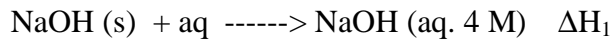
Pendahuluan

Dalam hukum Hess kita dapat menghitung reaksi bukan hanya pada satu jalur tetapi bisa melalui jalur lain dengan hasil sama. ini dapat dijelaskan dengan gambar berikut

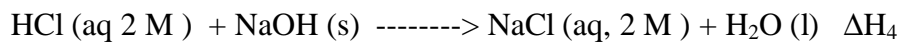
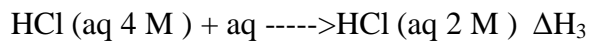


Pada percobaan ini akan dibuktikan apakah energi pada arah 1 sama dengan energi pada reaksi dengan arah 2

Arah 1



Arah 2



Aq= air ditambahkan sampai diperoleh konsentrasi yang diinginkan.

Alat dan bahan

Kalorimeter

Termometer 0 –100 °C

Pengaduk

Gelas ukur 25 mL (2 buah)

Botol timbang dan tutup

NaOH padat

HCl 4 M

Langkah kerja

Untuk arah 1 lakukan sbb:

- 1a. Siapkan alat dan bahan yang akan digunakan .
- 2a. Timbang 4,00 gram NaOH padat dalam botol timbang yang tertutup rapat
- 3a. Ukur 25 mL air suling , masukan ke dalam kalorimeter.Catat suhu air lakukan terus pengadukan.
- 4a. Masukan NaOH padat tadi ke dalam kalorimeter sedikit demi sedikit sambil diaduk-aduk sampai larut, catat suhunya (maksimum)
- 5a. Ukur 25 mL asam klorida (4M) catat suhunya, lalu masukan ke dalam kalorimeter. Asam klorida ini harus ditambahkan segera setelah NaOH dilarutkan.

Untuk arah 2 lakukan sbb:

- 1.b. Ukur 25 mL air suling dengan gelas ukur, masukan ke dalam kalorimeter dan catat suhunya
- 2.b Siapkan 25 mL asam klorida 4 M, ukur suhunya lalu masukan ke dalam kalorimeter dan catat suhu maksimumnya
- 3.b. Segera masukan 4 gram NaOH padat ke dalam kalorimeter sedikit-sedikit dan mengaduknya sampai larut. Catat suhu maksimum campuran

Data hasil pengamatan

Keterangan	Suhu awal	Suhu akhir
Arah 1		
Air ^o C	
Ditambahkan 4 gram NaOH	 ^o C
Ditambahkan HCl ^o C ^o C
Keterangan	Suhu awal	Suhu akhir
Arah 2		
Air ^o C	
Ditambahkan 4 gram NaOH ^o C ^o C
Ditambahkan HCl ^o C ^o C

Pertanyaan

1a. Hitung perubahan entalpi ΔH_1 dan ΔH_2

Energi panas ΔH_1 berasal dari energi yang ditimbulkan pada saat pelarutan NaOH berlangsung

Hitung tetapan kalorimeternya

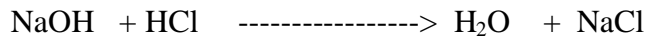
2a. Hitung perubahan entalpi ΔH_1 dan ΔH_2 untuk satu mol pereaksi

Arah 2

1b. Hitung perubahan entalpi ΔH_3 dan ΔH_4

2b. Hitung entalpi ΔH_3 dan ΔH_4 untuk satu mol pereaksi

Hitung perubahan entalpi untuk reaksi berikut dari kedua arah tersebut



3. Berdasarkan percobaan tadi simpulkan tentang hukum Hess

kalor yang dihasilkan untuk setiap $\frac{1}{56}$ mol CaO adalah;

$$\frac{1}{56} \times 350 \text{ kJ} = 6,25 \text{ kJ}$$

Kegiatan Belajar 3

a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 3:

Setelah mempelajari uraian materi dalam kegiatan belajar 3 ini, diharapkan anda dapat:

1. menjelaskan pengertian spontanitas reaksi
2. menentukan spontanitas reaksi berdasarkan data ΔH , ΔS dan ΔG

b. Uraian Materi 3

Hukum Kedua Termodinamika

Pada hukum ini lebih banyak diterangkan tentang spontanitas proses. Suatu proses spontan tidak selalu diartikan berlangsung dengan kecepatan yang tinggi. Fakta yang ada, menunjukkan bahwa proses spontan berlangsung dalam kecepatan yang beraneka ragam, dari yang sangat cepat sampai yang sangat lambat. Faktor-faktor yang menentukan spontan tidaknya suatu reaksi misalnya; pengurangan energi potensial, juga oleh penyerapan panas.

Terdapat kecenderungan alam yaitu proses berlangsung spontan ke arah keadaan sistem yang lebih tidak teratur, atau disebut juga keadaan dengan derajat ketidakteraturan lebih tinggi. Derajat ketidakteraturan sistem dinyatakan oleh besaran termodinamika yang disebut entropi yang lambangnya S. ΔS berbanding lurus dengan besaran energi panas q.

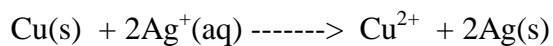
Harga ΔS juga berbanding terbalik dengan temperatur pada saat energi panas ditambahkan ke dalam sistem. Oleh karena itu perubahan entropi dinyatakan oleh persamaan; $\Delta S = \frac{q}{T}$.

Entropi merupakan fungsi keadaan. Harga ΔS hanya tergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir sistem.

Hukum termodinamika kedua menyatakan efek gabungan dua pendorong spontanitas proses, yaitu perubahan energi dan perubahan entropi. Satu pernyataan dalam hukum kedua ialah; "Dalam setiap proses spontan, selalu terjadi peningkatan entropi alam semesta ($\Delta S_{\text{total}} > 0$)". peningkatan entropi total merupakan hasil dari penambahan entropi sistem dan lingkungan". Untuk proses pada P dan T tetap, panas yang dilepaskan ke

lingkungan sama dengan q lingkungan, karena itu; $\Delta S_{\text{lingkungan}} = \frac{\Delta H_{\text{lingkungan}}}{T}$. Dengan kata

lain perubahan entropi merupakan kriteria kespontanan reaksi. Sebagai contoh, apabila serbuk tembaga ditambahkan pada larutan perak nitrat, akan terjadi reaksi?



Perubahan entropi sistem:

$$\Delta S = S_{\text{produk}} - S_{\text{pereaksi}}$$

$$\begin{aligned} \Delta S &= S^\circ \text{Cu}^{2+} + 2S^\circ \text{Ag}^+ - S^\circ \text{Cu} - 2S^\circ \text{Ag}^+ \\ &= -99,6 + 2(42,6) - 33,2 - 2(72,7) \\ &= -193 \text{ j/K} \end{aligned}$$

Perubahan entropi lingkungan dapat dihitung dari,

$$\Delta S_1 = -\Delta H/T$$

ΔH dapat dihitung dari:

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_f(\text{Cu}^{2+}) - 2 \Delta H_f(\text{Ag}^+) \\ &= -146,4 \text{ Kj} \end{aligned}$$

$$\Delta S_1 = 146400/298 = 491,3 \text{ J/K}$$

$$\text{Jadi, } \Delta S_{\text{as}} = \Delta S^\circ + \Delta S_1$$

$$= -193 + 491,3$$

$$= 298,3$$

$\Delta S_{\text{as}} > 0$, maka reaksi spontan.

Di samping itu perubahan entropi dapat digunakan sebagai indikator kestimbangan kesetimbangan apabila $\Delta S + \Delta S_1 = 0$. Pada sistem tersekat (terisolasi) maka berlaku $\Delta S \geq 0$

Dengan tanda $>$ untuk proses spontan dan tanda $=$ untuk kesetimbangan

Dalam termodinamika didefinisikan fungsi keadaan G (Energi Bebas Gibbs). $G = H - TS$. Untuk perubahan pada P dan T tetap, dapat dituliskan; $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Untuk proses spontan, ΔG sistem harus berharga negatif pada P dan T tetap. Untuk sistem yang mempunyai ΔH negatif (eksoterm) dan ΔS positif (perubahan menyebabkan bertambahnya ketidakteraturan) maka perubahan akan berlangsung spontan pada segala temperatur. Sebaliknya jika ΔH positif (endoterm) dan ΔS negatif, ΔG akan selalu positif, sehingga perubahan tidak akan terjadi secara spontan pada segala temperatur.

Contoh Soal 1; Untuk perubahan $H_2O (c) \rightarrow H_2O (g)$ pada 1 atm dan 298 K harga ΔH ialah 9,71 kkal/mol dan S ialah 26 kal/mol.K

a) Apakah perubahan ini spontan pada 298K?

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ &= 9710 \text{ kal/mol} - 298 (26) \text{K. kal/mol.K} \\ &= 1962 \text{ kal/mol}\end{aligned}$$

karena harga ΔG positif, maka perubahan $H_2O (c) \rightarrow H_2O (g)$ tidak spontan pada suhu 298 K.

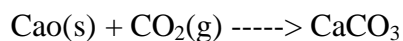
b) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Syarat terjadinya kesetimbangan ialah $\Delta G = 0$, maka pada keadaan kesetimbangan,

$$\Delta H = T \Delta S. \quad T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{9710 \text{ kal/mol}}{26 \text{ kal/mol.K}} = 373 \text{ K}.$$

Jadi kesetimbangan $H_2O (c) \rightleftharpoons H_2O (g)$ terjadi pada 373 K

Contoh soal 2 Tentukan reaksi berikut ini spontan ?



Jika diketahui $\Delta H_{298} = -178,3 \text{ kJ}$.

$$\Delta S_{298} = -160,5 \text{ J/K}$$

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ &= -178,3 - 298 (160,5) \cdot 10^{-3} \\ &= -130,5 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$\Delta G < 0$ maka reaksi berlangsung spontan

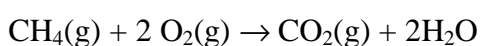
Perubahan energi bebas pereaksi dalam keadaan standar (298 K, 1 atm) menjadi hasil reaksi dalam keadaan standar, disebut perubahan energi standar ΔG^0 . Perubahan energi bebas standar bagi reaksi pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya didefinisikan sebagai perubahan energi bebas pembentukan standar, ΔG_f^0 . Bagi unsur-unsur bebas pada keadaan standar ditetapkan mempunyai ΔG_f^0 nol.

Harga ΔG_f^0 dapat dipakai untuk menghitung ΔG^0 reaksi dalam rangka meramalkan spontan tidaknya reaksi itu, melalui persamaan;

$$\Delta G^0 = \Delta G_f^0 \text{ hasil reaksi} - \Delta G_f^0 \text{ pereaksi}$$

Contoh soal;

Dengan menggunakan data, hitunglah ΔG^0 pembakaran metana pada 298⁰K. Untuk reaksi;



$$\begin{aligned} \Delta G^0 &= \{\Delta G_f^0(\text{CO}_2) + 2\Delta G_f^0(\text{H}_2\text{O})\} - \{\Delta G_f^0(\text{CH}_4) + 2\Delta G_f^0(\text{O}_2)\} \\ &= \{-94,3\text{kkal} + (-113,4\text{kkal})\} - \{-12,14\text{kkal}\} \\ &= -195,6 \text{ kkal} \end{aligned}$$

Harga perubahan energi bebas standar yang negatif menunjukkan bahwa reaksi dapat berlangsung spontan pada suhu kamar. Namun kenyataannya campuran gas hidrogen dan oksigen dalam suatu bejana tidak menghasilkan reaksi, kecuali jika terdapat katalisator Palladium yang dapat mengubah campuran ini dengan cepat menjadi air pada suhu kamar. Contoh ini menunjukkan kestabilan termodinamika hanya didasarkan pada keadaan awal dan keadaan akhir saja. Secara termodinamika reaksi pembentukan air dapat berlangsung spontan, akan tetapi karena sistem campuran gas tadi secara kinetika cukup stabil (mempunyai energi aktivasi tinggi), maka reaksi spontan tadi berlangsung dengan sangat lambat.

Tabel Perubahan Energi Bebas Pembentukan Standar;

Senyawa	ΔG_f^0		Senyawa	ΔG_f^0	
	Kkal/mol	KJ/mol		Kkal/mol	KJ/mol
H ₂ O(l)	-56,7	-237,0	CH ₃ Cl(g)	-19,6	-82,0
HCl(g)	-22,7	-95,0	CCl ₄ (c)	-33,3	-139
H ₂ S(g)	-7,89	-33,0	C ₆ H ₁₂ O ₆	-215	-900
NO ₂ (g)	12,4	51,9	Al ₂ O ₃ (p)	-376,8	-1577
NH ₃ (g)	-3,97	-16,6	BaO(p)	-350,2	-1465

Senyawa	ΔG_f^0		Senyawa	ΔG_f^0	
	Kkal/mol	KJ/mol		Kkal/mol	KJ/mol
CH ₄ (g)	-12,14	-50,79	CaO(p)	-144,4	-604,2
C ₂ H ₄ (g)	16,28	68,12	CoO(p)	-30,4	-127
C ₂ H ₆ (g)	-7,86	-32,9	CaCO ₃ (p)	-269,8	-1129
C ₆ H ₆ (c)	29,8	125	SiO ₂ (p)	-192,4	-805,0

c. Rangkuman 3

Terdapat kecenderungan alam yaitu proses berlangsung spontan ke arah keadaan sistem yang lebih tidak teratur, atau disebut juga keadaan dengan derajat ketidakteraturan lebih tinggi. Derajat ketidakteraturan sistem dinyatakan oleh besaran termodinamika yang disebut entropi

Perubahan entropi dinyatakan oleh persamaan; $\Delta S = \frac{q}{T}$.

Entropi merupakan fungsi keadaan. Harga ΔS hanya tergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir reaksi.

Dalam termodinamika didefinisikan fungsi keadaan G (Energi Bebas Gibbs). $G = H - TS$. Untuk perubahan pada P dan T tetap, dapat dituliskan; $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Untuk proses spontan, ΔG sistem harus berharga negatif pada P dan T tetap

d. Tugas 3

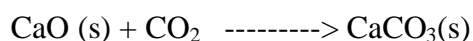
Siswa ditugaskan untuk memberikan 10 contoh perubahan entropi yang terjadi di alam

e. Tes formatif

Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini !

1. Jelaskan perbedaan spontanitas reaksi dan kecepatan reaksi

2 Untuk reaksi:



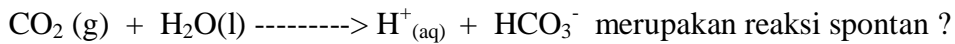
$$\Delta H_{298} = -178,3 \text{ kJ}$$

$$\Delta S_{298} = -160,5 \text{ J/K}$$

Tentukan harga ΔG !

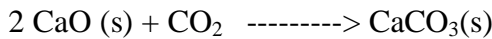
3 Satu mol uap benzena dicairkan pada titik didih normalnya, yaitu 80,1 °C. Jika diketahui kalor penguapan benzena 30,75 kJ/mol, Hitung q, w, ΔU, ΔH, ΔS dan ΔG. (proses reversibel, yang berlangsung isotermis dan isobar (tekanan tetap)

4. Dengan menggunakan data entropi, tentukan apakah reaksi



f. Kunci jawaban

1. Kecepatan reaksi mengacu pada cepat tidaknya reaksi, sementara pada spontanitas reaksi tidak mesti reaksi berjalan cepat, walaupun berjalan lambat bisa saja terjadi reaksi tersebut berjalan spontan



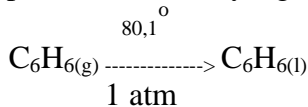
$$\Delta H_{298} = -178300 \text{ J}$$

$$\Delta S_{298} = -160,5 \text{ J/K}$$

$$\begin{aligned} \Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ &= -178300 - 298 (-160,5) \\ &= -178300 + 47829 \\ &= -130471 \text{ kalori} \end{aligned}$$

Dari reaksi di atas harga ΔG negatif jadi reaksi berlangsung spontan

3. Pada proses reversibel yang berlangsung isotermis dan isobar maka berlaku:



$$Q = q_p = \Delta H = -30,75 \text{ kJ}$$

$$\begin{aligned} W &= -p \Delta V = nRT \\ &= 1 \times 8,31 \times 353,1 \\ &= 2934,3 \text{ joule} = 2,93 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta U = q + w = -30,75 + 2,93 = -27,82 \text{ kJ}$$

$$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T} = \frac{-30750}{353,1} = -87,08 \text{ j/K}$$

5. Reaksi spontan jika $\Delta S_{\text{as}} = \Delta S + \Delta S_1 > 0$

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{as}} &= S^\circ_{\text{H}^+} + S^\circ_{\text{HCO}_3^-} - S^\circ_{\text{CO}_2} - S^\circ_{\text{H}_2\text{O}} \\ &= 0 + 91,2 - 213,6 - 69,9 = -192,3 \text{ j/K} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_f(\text{H}^+) + \Delta H_f(\text{HCO}_3^-) - \Delta H_f(\text{CO}_2) - \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) \\ &= 0 - 69,2 + 393,5 + 285,8 = 610,1 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta S_1 = \frac{-\Delta H}{T} = \frac{-610100}{298} = -2047,3 \text{ j/K}$$

$$\Delta S_{\text{as}} = -192,3 - 2047,3 = -2239,6 \text{ j/k}$$

Karena $\Delta S_{\text{as}} < 0$ maka reaksi tidak berlangsung spontan

g. Lembar kerja 3

Entalpi Dan Entropi Peleburan

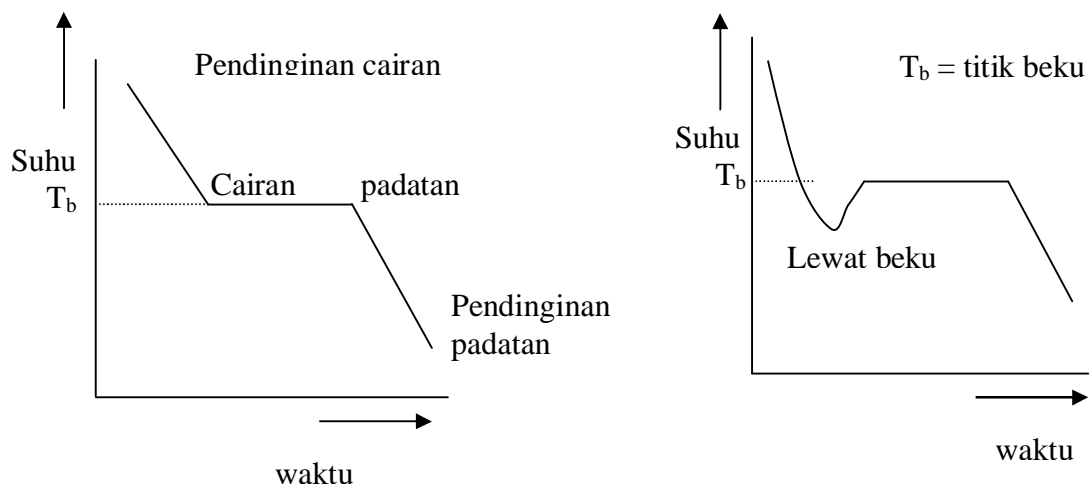
Pendahuluan

Pada titik beku, bentuk cair suatu larutan atau pelarut murni berada dalam keseimbangan dengan bentuk padatnya. Untuk naftalena, keseimbangan ini dapat ditulis sebagai berikut;

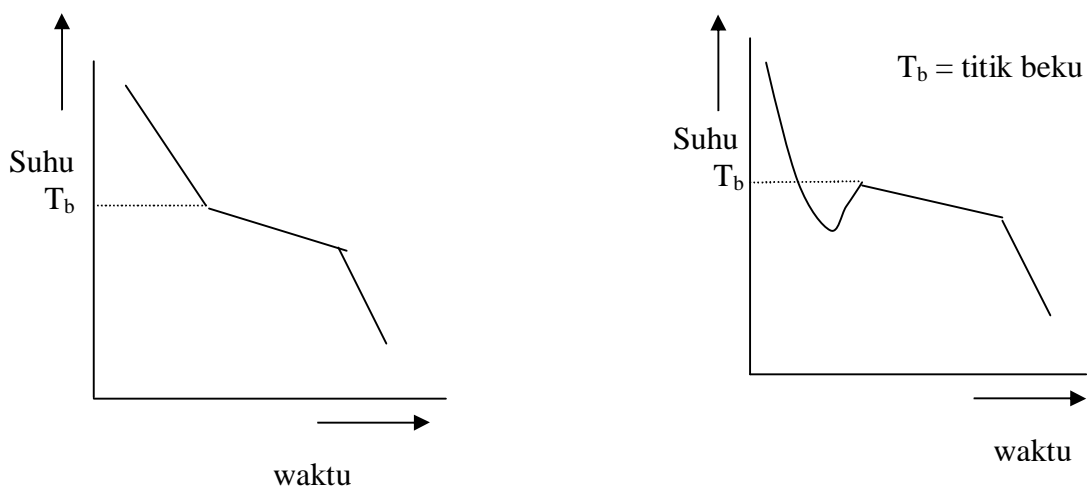


$X C_{10}H_8$ adalah fraksi mol naftalena, bila naftalena itu berada dalam bentuk larutan. Bila naftalena berada dalam bentuk murni, maka $X = 1$.

Pada sekitar titik beku cairan murni, kadang-kadang terjadi peristiwa "lewat beku". Pada peristiwa ini cairan tersebut tidak membeku, walaupun suhunya sudah di bawah titik beku. Kondisi ini secara termodinamika tidak stabil. Peristiwa lewat beku timbul karena beberapa pelarut atau larutan sulit untuk membentuk kristal. Kedua jenis kurva pendinginan, yaitu kurva normal dan kurva pendinginan "lewat dingin" dapat dilihat;



Pada larutan, selain titik bekunya lebih rendah daripada pelarut murni, juga pada saat larutan membeku, suhunya tidak tetap tetapi menurun. Dengan demikian, bagian horizontal pada kurva pendinginan cairan murni, pada kurva pendinginan larutan tidak lagi horizontal. Hal ini disebabkan pada saat pelarut mulai membeku, sisa larutan akan semakin pekat dan dengan semakin pekatnya larutan, titik bekunya juga semakin rendah. Pengaruh zat terlarut pada kurva pendinginan dapat dilihat;



Jika larutan (dalam percobaan ini larutan tersebut terdiri dari difenilamina sebagai zat terlarut dan naftalena sebagai pelarut) adalah ideal, maka konstanta keseimbangan untuk perubahan fasa tersebut dapat ditulis; $K = X_{C_{10}H_8}$

Persamaan van't Hoff yang menghubungkan konstanta keseimbangan dengan perubahan entalpi dan entropi adalah; $\ln K = \frac{-\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R}$

Bila persamaan (2) dimasukkan ke dalam persamaan (3) maka untuk peristiwa peleburan naftalena akan diperoleh; $\ln X_{C_{10}H_8} = \frac{\Delta H^0_{peleburan}}{RT} + \frac{\Delta S^0_{peleburan}}{R}$

Jadi, plot $\ln X_{C_{10}H_8}$ sebagai fungsi $1/T$ akan berbentuk garis lurus dengan slop $-\Delta H^0_{peleburan}/R$ dan garis tersebut akan memotong sumbu Y (dalam hal ini sumbu $\ln X_{C_{10}H_8}$) pada $\Delta S^0_{peleburan}/R$. Jadi dengan demikian, baik $-\Delta H^0_{peleburan}$ maupun $\Delta S^0_{peleburan}$ dapat dihitung.

Tujuan

- 1) Memperkenalkan perbedaan kurva pendinginan cairan murni dan larutan
- 2) Memperlihatkan peristiwa penurunan titik beku yang disebabkan penambahan zat terlarut
- 3) Menghitung entropi dan entalpi pembekuan dengan menggunakan persamaan van't Hoff

Alat dan Bahan

- Ø Tabung reaksi
- Ø Naftalena
- Ø Termometer 0-100⁰C (pembagian skala 0,2 ⁰C)
- Ø Labu Erlenmeyer (250 ml)

- Ø Gelas piala (400 ml)
- Ø Kertas atau kain wol
- Ø Difenilamina
- Ø Stopwatch
- Ø Neraca analitik ($\pm 0,01$ gram)

Prosedur percobaan

- 1) Buat selongsong dari kertas dengan jalan melilitkan kertas sekeliling tabung reaksi. Kemudian tabung reaksi yang masih diselimuti selongsong tadi ditempatkan di tengah-tengah gelas piala 400 ml, dan ruang kosong sekeliling tabung reaksi diisi dengan zat isolator seperti kain wol.
- 2) Kemudian tabung reaksi diangkat, sehingga selongsong beserta zat isolator tetap berada pada gelas piala. Lalu ke dalam tabung reaksi tadi dimasukkan naftalena yang beratnya telah diketahui dengan tepat. Banyaknya naftalena yang dimasukkan sedemikian rupa sehingga apabila berada dalam bentuk cair, banyaknya cukup untuk menutupi wadah tempat air raksa pada termometer (sekitar 6 gram, dan harus ditimbang dengan ketelitian sampai $\pm 0,01$ gram)
- 3) Sementara itu, panaskan air dalam labu erlenmeyer hingga suhunya mencapai 90°C dan kemudian panaskan tabung reaksi yang berisi naftalena dengan jalan merendam tabung reaksi pada air panas tadi. Suhu air panas lebih tinggi daripada titik beku naftalena sehingga naftalena akan mencair. Setelah semua naftalena mencair, periksa apakah jumlahnya cukup untuk menutupi wadah air raksa pada termometer yang dicelupkan kedalamnya. Kemudian tempatkan tabung reaksi kembali kedalam gelas piala dengan bahan isolasi tadi dan mulai menghitung waktu dengan stopwatch serta mengukur suhu dengan termometer.
- 4) Aduk cairan naftalena secara hati-hati dengan menggunakan termometer, dan setiap 30 detik, suhu dicatat sampai $0,1^{\circ}\text{C}$ terdekat. Akan sangat membantu bila disini secara bersamaan dibuat kurva pendinginan dari data yang diperoleh agar titik beku dapat segera diketahui. Pembacaan dilanjutkan sampai beberapa menit setelah titik beku dicapai.
- 5) Timbang secara tepat ($\pm 0,001$ gram) sekitar 1,5 gram difenilamina, tambahkan kedalam tabung reaksi yang berisi naftalena tadi, panaskan kembali tabung reaksi pada

air panas, sampai semua naftalena mencair, kemudian ulangi pencatatan suhu dengan waktu seperti pada langkah 4.

- 6) Ulangi langkah 5 dengan menambahkan lagi difenilamina tetapi jaga agar banyaknya X $C_{10}H_8$ tidak melebihi 0,55 . Penambahan difenilamina diulang sebanyak kira-kira 4 kali, masing-masing dengan berat sekitar 1,5 gram. Setiap kali sesudah penambahan, dilakukan pencatatan suhu dan waktu seperti pada langkah 4.

Hasil percobaan

Berat tabung reaksi + naftalena = ...gram

Berat tabung reaksi kosong = ...gram

Berat naftalena = ...gram

Berat penambahan difenilamina ke-1 = ...gram

Berat penambahan difenilamina ke-2 = ...gram

Berat penambahan difenilamina ke-3 = ...gram

Berat penambahan difenilamina ke-4 = ...gram

Waktu t (menit)	Naftalena murni T ($^{\circ}C$)	Penambahan difenilamina ke-1 ($^{\circ}C$)	Penambahan difenilamina ke-2 ($^{\circ}C$)	Penambahan difenilamina ke-3 ($^{\circ}C$)	Penambahan difenilamina ke-4 ($^{\circ}C$)
0					
0,5					
1,0					
1,5					
2,0					
2,5					
3,0					
...					
...					
dst					

Pertanyaan

- 1) Dari kurva suhu-waktu yang dibuat, tentukan titik beku naftalena murni dan titik beku keempat larutan yang telah dibuat. Ubah titik beku tersebut ke dalam skala kelvin.

2) Isilah pada tabel di bawah ini

		Naftalena murni	Larutan 1	Larutan 2	Larutan 3	Larutan 4
1.	Naftalena Berat					
2.	Naftalena Mol					
3.	Difenilamina* Berat					
4.	Difenilamina Mol					
5.	Total mol					
6.	Fraksi mol C ₁₀ H ₈					
7.	ln X C ₁₀ H ₈					
8.	T _b (K)					
9.	1/T _b (K ⁻¹)					

*Berat difenilamina total yang telah ditambahkan

3) Buat kurva ln X C₁₀H₈ sebagai fungsi 1/T(K⁻¹) dan hitung $\Delta H^0_{\text{peleburan}}$ dan $\Delta S^0_{\text{peleburan}}$.

III. EVALUASI

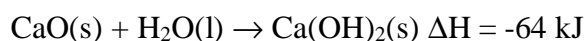
Jawablah pertanyaan-pertanyaan berikut untuk mengecek pemahaman anda tentang penguasaan materi dalam modul ini!

1. Ubah satuan berikut! (lihat daftar konversi satuan)

a. $40 \text{ kal/gram} = \dots\dots\dots \text{ BTU/lb}$

b. $14,7 \text{ kal/gr}^\circ\text{C} = \dots\dots\dots \text{ BTU/lb.}^\circ\text{F}$

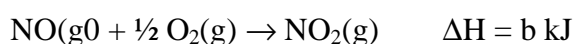
2. Dari data;



Dapat dihitung entalpi pembentukan $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ sebesar ...

- a. -984 kJ/mol
- b. -1161 kJ/mol
- c. -856 kJ/mol
- d. -1904 kJ/mol
- e. -1966 kJ/mol

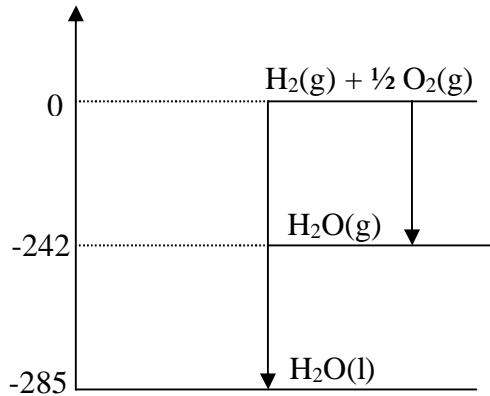
3. Diketahui persamaan termokimia berikut;



Besarnya ΔH untuk reaksi $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ adalah ...

- a. $(a + b) \text{ kJ}$
- b. $(a + 2b) \text{ kJ}$
- c. $(-a + 2b) \text{ kJ}$
- d. $(a - 2b) \text{ kJ}$
- e. $(2a + b) \text{ kJ}$

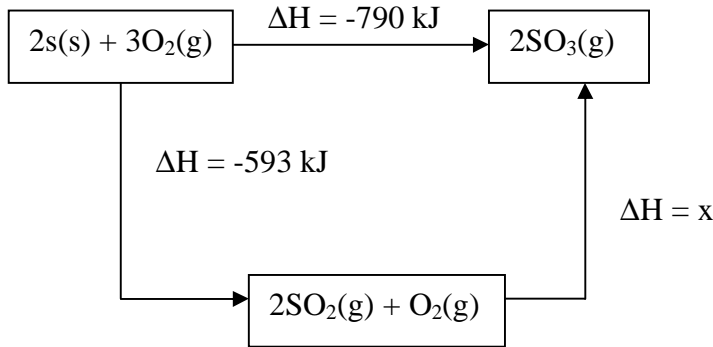
4. ΔH (kJ)



Dari diagram tingkat energi disamping, pada penguapan 2 mol air dari tubuh diperlukan energi sebesar ...

- a. 570 kJ
- b. 484 kJ
- c. 242 kJ
- d. 86 kJ
- e. 43 kJ

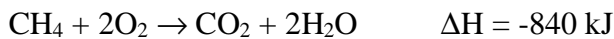
5. Perhatikan diagram siklus berikut;



Dari diagram tersebut, harga x adalah ...

- a. -197 kJ
- b. +197 kJ
- c. -1383 kJ
- d. +1383 kJ
- e. -1970 kJ

6. Pembakaran sempurna gas metana ditunjukkan oleh persamaan reaksi berikut;

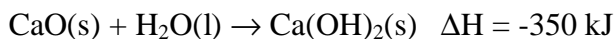


Jika seluruh kalor yang dihasilkan digunakan untuk mendidihkan air yang mula-mula bersuhu 25°C maka volum air yang bisa didihkan menggunakan 24 gram metana adalah ...

(C = 12, H = 1; c = $4,2 \text{ J/g}^\circ\text{C}$)

- a. 2,7 L
- b. 4,0 L
- c. 5,0 L
- d. 8,0 L
- e. 12,0 L

7. Diketahui reaksi;



Jumlah kalor yang dilepaskan pada reaksi di atas, dinyatakan dalam kg/gram CaO, adalah ... (C = 40; O = 16)

- a. 700
- b. 350
- c. 17,5
- d. 12,5
- e. 6,25

8. Untuk reaksi $X_2O_4(c) \rightarrow 2 XO_{2(g)}$ pada $25^\circ C$, $\Delta U = 2,1$ Kkal dan $\Delta S = 20$ Kkal

Hitung ΔG untuk reaksi tersebut

Apakah reaksi tersebut spontan?

Kunci Jawaban

1.a.. faktor konversi

$$1 \text{ BTU} = 252 \text{ kalori}$$

$$1 \text{ lb} = 454 \text{ gram}$$

$$40 \frac{\text{kal}}{\text{gram}} = 40 \times \frac{\text{kal}}{\text{gram}} \times 454 \frac{\text{gram}}{\text{lb}} \times \frac{1 \text{ BTU}}{252 \text{ kal}}$$

$$= 72,06 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}}$$

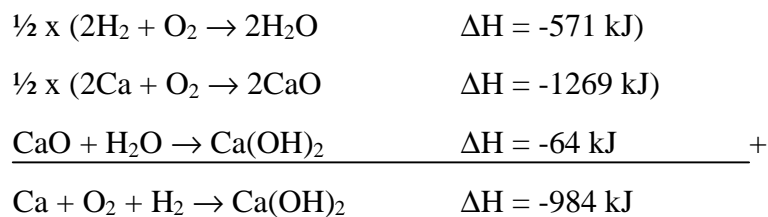
$$b. 14,7 \frac{\text{kal}}{\text{gr}^\circ C} = 14,7 \times \frac{\text{kal}}{\text{gr}^\circ C} \times \frac{1 \text{ BTU}}{252 \text{ kal}} \times \frac{5^\circ C}{9^\circ F} \times \frac{454 \text{ gram}}{\text{lb}}$$

$$= 14,7 \text{ BTU/lb.}^\circ F$$

2. Jawaban; a

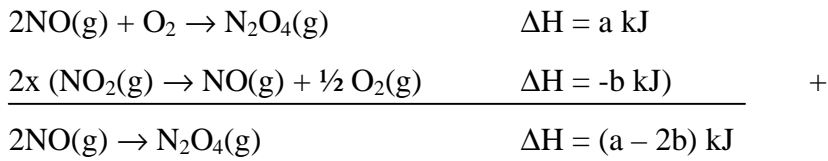
Ø Reaksi pembentukan Ca(OH)_2 adalah $\text{Ca} + \text{O}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

Ø Dengan menggunakan data di atas;



3. Jawaban; d

Dengan menyesuaikan ruas dan koefisien maka;



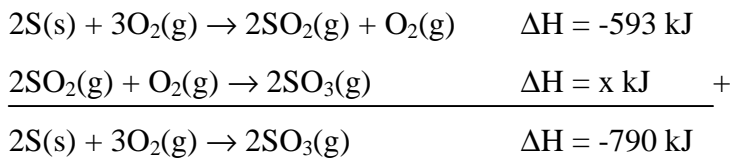
4. Jawaban; d

Dari diagram pada soal diketahui bahwa untuk menguapkan 1 mol air ($\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$) dibutuhkan kalor sebanyak; $-241 - (-285) = 43 \text{ kJ}$.

Dengan demikian untuk menguapkan 2 mol air dibutuhkan kalor; $2 \times 43 = 86 \text{ kJ}$.

5. Jawaban; a

Menurut hukum Hess;



Dengan demikian; $-593 + x = -790$

$$X = -197$$

6. Jawaban; b

$$\emptyset \quad \text{CH}_4 = \frac{24}{16} = 1,5 \text{ mol}$$

\emptyset Kalor yang dihasilkan pada pembakaran 1,5 mol CH_4

$$\begin{aligned} q &= 1,5 \times 840 \text{ kJ} = 1260 \text{ kJ} \\ &= 1260 \cdot 10^3 \text{ J} \end{aligned}$$

\emptyset Kalor sebanyak ini dapat mendidihkan air

$$\begin{aligned} q &= m \cdot c \cdot \Delta t \\ m &= \frac{1260 \cdot 10^3}{4,2 \times (100 - 25)} \\ &= 4000 \text{ gram} \end{aligned}$$

\emptyset Karena $\rho_{\text{air}} = 1 \text{ g/mL}$, maka volum air = 4000 mL atau 4 Liter

7. Jawaban; e

$$\emptyset \quad 1 \text{ gram CaO} = \frac{1}{56} \text{ mol}$$

kalor yang dihasilkan untuk setiap $\frac{1}{56}$ mol CaO adalah;

$$\frac{1}{56} \times 350 \text{ kJ} = 6,25 \text{ kJ}$$

8. $\text{X}_2\text{O}_4(\text{c}) \rightarrow 2 \text{XO}_2(\text{g})$ pada 25°C , $\Delta\text{U} = 2,1 \text{ Kkal}$ dan $\Delta\text{S} = 20 \text{ Kkal}$

$$\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - \text{T}\Delta\text{S}$$

$$\begin{aligned}\Delta\text{H} &= \Delta\text{U} + (\Delta n) \text{RT} \\ &= 2.100 \text{ kal} + (1) \cdot 1,987 \cdot 298 \\ &= 2692,1 \text{ kal}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta\text{G} &= 2692,1 - 298 \cdot 20000 \\ &= -5957307,9 \text{ kal} \\ &= -5957,4 \text{ kkal}\end{aligned}$$

Karena $\Delta\text{G} = -$ maka reaksi berlangsung spontan

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, James E., Holum, John R., 1994, *General of Chemistry, 5^d Edition*, New York : John Wiley & Son.
- Bodner, George M., Pardue Harry L., 1995, *Chemistry an Experimental Science*, New York : John Wiley & Son second edition
- Holtzclaw, Henry F. and Robinson, Holtzclaw. (1988). *College Chemistry with Qualitative Analysis*. Toronto : D.C. Health and Company, eighth edition.
- Malone, Leo J, 1994, *Basic Concepts of Chemistry, 4th Edition*, New York : John Wiley & Son.
- Yayan Sunarya, 2000, *Kimia Dasar 2*, Bandung : Alkemi Grafisindo Press,