

Министерство образования Российской Федерации
Саратовский государственный технический университет

ТЕРМОХИМИЯ

Методические указания
к самостоятельной работе по общей химии
для студентов 1 курса всех специальностей

Одобрено
редакционно-издательским советом
Саратовского государственного
технического университета

Саратов – 2003

ВВЕДЕНИЕ

Энергетические изменения, сопровождающие протекание химических реакций, имеют большое практическое значение. Иногда они даже важнее, чем происходящее при данной реакции образование новых веществ. В качестве примера достаточно вспомнить реакции горения топлива. Поэтому тепловые эффекты реакций уже давно тщательно изучаются. Раздел химии, посвященный количественному изучению тепловых эффектов реакций, получил название *термохимии*.

Основной целью данных методических указаний является оказание помощи учащимся в освоении элементарных методов термохимических расчетов. Тематика примеров и задач отражает главным образом вопросы технологии неорганических производств и химической переработки топлива, в связи с чем основное внимание уделено газовым системам.

Тепловые эффекты химических реакций.

Количество теплоты. Уравнение теплового баланса

Количество теплоты — это количественная мера изменения внутренней энергии тела при теплообмене. Единица измерения — джоуль (Дж).

Количество теплоты при нагревании или охлаждении можно рассчитать по формуле:

$$Q = c_m \cdot \Delta T \quad (1)$$

где Q — количество теплоты; c_m — мольная теплоемкость вещества [Дж/К·моль] или [кал/моль·град]; $\Delta T = T_1 - T_2$ — изменение температуры.

Коэффициент пропорциональности между количеством сообщенной телу теплоты и изменением его температуры называется теплоемкостью: $Q = C \Delta T$; $C = Q / \Delta T$. Мольной теплоемкостью называется количество тепла, которое необходимо сообщить одному молю вещества для того, чтобы увеличить его температуру на один градус Кельвина. Удельной теплоемкостью называется количество тепла, необходимое для увеличения температуры одного килограмма вещества на один градус Кельвина.

При нагревании тело получает энергию; при охлаждении — выделяет,

так как $\Delta T = T_1 - T_2 < 0, Q < 0$,

Если теплообмен происходит между несколькими телами, составляющими изолированную от окружающих тел систему, то применяют уравнение теплового баланса:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + \dots + Q_n = 0 \quad (2)$$

где $-Q_1, Q_2, Q_3$ — количество теплоты, полученное или отданное телами; n — число тел, участвующих в теплообмене.

Теплоту, полученную телом, считают положительной и в уравнении ставят знак «+»; теплоту, отданную телом, считают отрицательной и ставят знак «-».

Тепловым эффектом химической реакции называют алгебраическую сумму поглощенной при реакции теплоты и совершённой работы за вычетом работы против сил внешнего давления ($p\Delta V$).

В соответствии с первым законом термодинамики:

$$Q = \Delta U + A, \quad (3)$$

где ΔU – изменение внутренней энергии системы; A – совершенная системой работа,

тепловой эффект реакции зависит от пути и способа проведения процесса. Однако, по крайней мере, при соблюдении одного из двух условий теплота химической реакции не зависит от пути и способа осуществления взаимодействия:

- 1) если реакция протекает в изохорно-изотермических условиях и при этом не совершается работа ($A=0$; $V=\text{const}$; $T=\text{const}$), то тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы и, следовательно, не зависит от пути процесса:

$$Q_{V,T} = \Delta U = U_2 - U_1, \quad (4)$$

где U_2 – внутренняя энергия продуктов реакции; U_1 – внутренняя энергия исходных веществ;

- 2) если реакция протекает в изобарно-изотермических условиях ($P=\text{const}$; $T=\text{const}$) и при этом не совершается никакой работы, кроме работы расширения, то тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии системы и следовательно не зависит от пути процесса:

$$Q_{P,T} = \Delta H = H_2 - H_1, \quad (5)$$

где H_2 – энтальпия продуктов реакции; H_1 – энтальпия исходных веществ.

Измерение тепловых эффектов реакций составляет обширную область термохимии, данные которой позволяют составить правильное представление об энергетической ценности той или иной реакции, ее внутреннем механизме, возможном направлении кинетики и т. д.

Для практических измерений тепловых эффектов употребляются калориметры.

Результаты опытов по измерению тепловых эффектов очень интересны. Так, оказалось, что 1 г веществ, из которых состоит бактерия (кишечная палочка), выделяет в час около 400 кал (1 кал = 4,1868 Дж), 1 г вещества таракана выделяет 50 кал/ч, 1 г вещества улитки – около 0,5 кал/ч. Особенно поучительно сравнение этих величин с теми, которые характеризуют неживые объекты, 1 г веществ, образующих тело человека, выделяет в 10 000 раз больше теплоты, чем 1 г материи Солнца; летящая муха дрозофила выделяет за единицу времени столько же энергии, сколько автомобиль на полной скорости, а бактерия – столько же, сколько

реактивный самолет (конечно, в расчете на равные веса). Эти парадоксальные результаты указывают на исключительную мощность синтетических процессов в живых организмах и необычайные энергетические возможности жизни.

Результаты термохимических измерений – тепловые эффекты реакций – принято относить к одному молю образующегося вещества. Количество теплоты, которое выделяется при образовании 1 моля соединения из простых веществ, называется теплотой образования данного соединения. Например, выражение «теплота образования воды равна 285,8 кДж/моль» означает, что при образовании 18 г жидкой воды из 2 г водорода и 16 г кислорода выделяется 285,8 кДж.

Если элемент может существовать в виде нескольких простых веществ, то при расчете теплоты образования этот элемент берется в виде того простого вещества, которое при данных условиях наиболее устойчиво. Теплоты образования наиболее устойчивых простых веществ принимаются равными нулю. Например, при обычных условиях наиболее устойчивой формой кислорода является молекулярный кислород O_2 , теплота образования которого считается равной нулю. Теплота же образования озона O_3 равна -142 кДж/моль, поскольку при образовании из молекулярного кислорода одного моля озона поглощается 142 кДж.

Тепловые эффекты можно включать в уравнения реакций. Химические уравнения, в которых указано количество выделяющейся или поглощаемой теплоты, называются термохимическими уравнениями. Величина теплового эффекта указывается обычно в правой части уравнения со знаком плюс в случае экзотермической реакции и со знаком минус в случае эндотермической реакции.

Например, термохимическое уравнение реакции образования жидкой воды имеет вид



или



Возможна и другая запись термохимических уравнений, в которой величина теплового эффекта указана в виде изменения энтальпии ΔH . Часто изменение энтальпии записывается как ΔH^0_{298} . Верхний индекс 0 означает стандартную величину теплового эффекта реакции, а нижний температуру, при которой идет взаимодействие. В реакциях, идущих с выделением теплоты (экзотермических), энтальпия системы уменьшается ($\Delta H < 0$); в реакциях, идущих с поглощением теплоты (эндотермических), энтальпия системы увеличивается ($\Delta H > 0$).

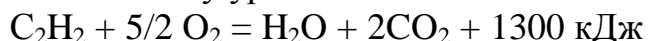
Ниже приведен пример записи термохимического уравнения с учетом вышесказанного:



Данная запись означает, что реакция образования оксида азота (II) идет с поглощением теплоты (эндотермическая).

Обе формы записи правильны и возможно использование любой из них.

Важнейшей характеристикой веществ, применяемых в качестве топлива, является их *теплота сгорания*. Эту величину также принято относить к одному моллю вещества. Таким образом, выражение «теплота сгорания ацетилена равна 1300 кДж/моль» эквивалентно термохимическому уравнению

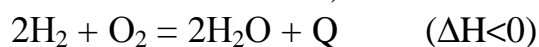


Величина теплового эффекта зависит от природы исходных веществ и продуктов реакции. Их агрегатного состояния и температуры. Для удобства сравнения различных реакций по величинам их тепловых эффектов последние обычно указывают для случая, когда температура исходных веществ и продуктов реакции равна 25⁰С¹.

При этом также подразумевается, что участвующие в реакции вещества находятся в том агрегатном состоянии, которое устойчиво при 25⁰С (стандартной температуре). Агрегатное состояние вещества указывается в уравнении реакции: для обозначения кристаллического состояния используется знак (к) около формулы вещества, жидкого – (ж), газообразного – (г).

Изменение давления, концентрации веществ и температуры приводит к смещению равновесия в ту или иную сторону. Направление смещения определяется известным принципом Ле-Шателье: при воздействии на систему, находящуюся в равновесии, равновесие смещается в сторону той из двух противоположных реакций (прямой или обратной), которая ослабляет эффект внешнего воздействия. Остановимся подробнее на влиянии температуры.

Реакция между кислородом и водородом сопровождается выделением тепла (уменьшением энтальпии)



Пусть все три вещества при температуре Т₁ находятся в равновесии, описываемом константой К₁:

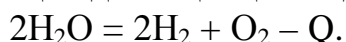
$$K_1 = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_1^2}{[\text{H}_2]_1^2 [\text{O}_2]_1}$$

Затем температура повышается до Т₂ и достигнуто новое состояние равновесия с константой К₂:

$$K_2 = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_2^2}{[\text{H}_2]_2^2 [\text{O}_2]_2}$$

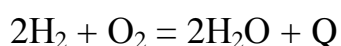
¹ Все тепловые эффекты, приводимые в таблицах термодинамических величин, относятся к 25⁰С.

Спрашивается, как отличаются константы K_1 и K_2 ? Из принципа Ле-Шателье следует, что при повышении температуры равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет повышение температуры, а такой реакцией является процесс, идущий с поглощением тепла. Для данной системы это будет реакция диссоциации воды:



При повышении температуры равновесие смещается в сторону образования H_2 и O_2 , т.е. с ростом температуры скорость взаимодействия кислорода и водорода замедляется, а скорость диссоциации воды возрастает, и это приводит к росту концентраций O_2 и H_2 в равновесной газовой смеси.

В реакции



повышение температуры будет уменьшать константу равновесия, следовательно, $[\text{H}_2\text{O}]_1 > [\text{H}_2\text{O}]_2$, $[\text{H}_2]_1 < [\text{H}_2]_2$, $[\text{O}_2]_1 < [\text{O}_2]_2$.

Отсюда вытекает общее правило: повышение температуры вызывает уменьшение константы равновесия реакции, идущей с выделением тепла (с уменьшением энтальпии) и увеличение константы равновесия реакции, сопровождающейся поглощением тепла (увеличением энтальпии).

Направление смещения химического равновесия и изменение константы (увеличение или уменьшение её) определяется знаком теплового эффекта или знаком изменения энтальпии (табл.1).

Таблица 1.

Реакция	Тепловой эффект	Изменение энтальпии	Смещение равновесия		Изменение константы равновесия	
			Повышение температуры	Понижение температуры	Повышение температуры	Понижение температуры
эндотермическая	-Q	$\Delta H > 0$	→	←	увеличение	уменьшение
экзотермическая	+Q	$\Delta H < 0$	←	→	уменьшение	увеличение

Степень смещения равновесия определяется величиной теплового эффекта, или величиной изменения энтальпии. Чем больше эти величины, тем значительнее влияние температуры на константу равновесия.

По степени изменения состояния равновесия при изменении температуры можно судить о тепловом эффекте реакции. Если известны две константы равновесия (K_1 и K_2) при двух температурах T_1 и T_2 , то изменение энтальпии при протекании реакции вычисляют по следующей формуле:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Данное уравнение широко используется в физико-химических расчетах для нахождения тепловых эффектов.

Термохимические законы

Закон Гесса

Независимость теплоты химической реакции от пути процесса при $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$ была установлена в первой половине XIX века русским учёным Г. И. Гессом. Гесс сформулировал закон, который носит сейчас его имя: *тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания, а зависит лишь от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции.*

Этот закон справедлив для тех взаимодействий, которые протекают в изобарно-изотермических (или изохорно-изотермических) условиях при том, что единственным видом совершаемой работы является работа против сил внешнего давления.

Рассмотрим пример, поясняющий закон Гесса. Раствор сульфата натрия можно приготовить из растворов серной кислоты и гидроксида натрия двумя способами:

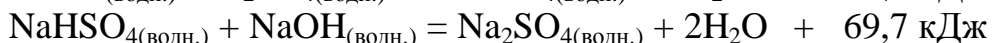
1. Смешать раствор, содержащий два моля NaOH, с раствором, содержащим один моль H_2SO_4 .
2. Смешать раствор, содержащий один моль NaOH, с раствором, содержащим один моль H_2SO_4 , и к полученному раствору кислой соли (NaHSO_4) добавить раствор, содержащий ещё один моль NaOH.

Запишем термохимические уравнения этих реакций.

Первый способ:



Второй способ:



Символ (водн.) означает, что вещество взято в виде водного раствора.

Согласно закону Гесса, тепловой эффект в обоих случаях должен быть одним и тем же. Действительно, складывая тепловые эффекты, отвечающие двум стадиям второго способа, получаем тот же суммарный тепловой эффект, который наблюдается при первом способе проведения процесса: $61,7 + 69,7 = 131,4 \text{ кДж}$.

Таким образом, подобно обычным уравнениям химических реакций, термохимические уравнения можно складывать.

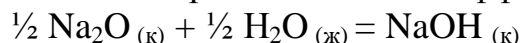
В основе большинства термохимических расчетов лежит *следствие из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот (энтальпий) образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот (энтальпий) образования исходных веществ.*

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_{обр}^{prod} - \sum \Delta H_{обр}^{исх} \quad (6)$$

Величины стандартных энтальпий образования веществ приведены в таблице 1.

Уравнение (6) позволяет определять как тепловой эффект реакции по известным величинам стандартных энтальпий образования веществ, участвующих в реакции, так и одну из энтальпий образования, если известны тепловой эффект реакции и все остальные энтальпии образования.

Пример 1. Рассчитать стандартный тепловой эффект реакции



по известным величинам стандартных энтальпий образования веществ (табл.1). Записать термохимическое уравнение реакции.

Решение.

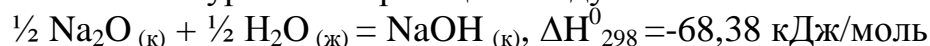
На основании следствия из закона Гесса (6) можно записать:

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{298 \text{ обр}}^0 \text{NaOH} - \left(\frac{1}{2} \Delta H_{298 \text{ обр}}^0 \text{Na}_2\text{O} + \frac{1}{2} \Delta H_{298 \text{ обр}}^0 \text{H}_2\text{O} \right).$$

Подставив в это выражение значения стандартных энтальпий образования веществ с учётом их агрегатных состояний, получим для NaOH

$$\Delta H_{298}^0 = -426,60 + 215,30 + 142,92 = -68,38 \text{ кДж/моль}$$

Термохимическое уравнение реакции следует записать так:



или

так:



Пример 2. Стандартный тепловой эффект реакции $2A + B = 2C$ равен 150 кДж/моль B. Рассчитать стандартную теплоту (энтальпию) образования вещества A, если $\Delta H_{298 \text{ обр.В}}^0 = -45,0$ кДж/моль и $\Delta H_{298 \text{ обр.С}}^0 = -60$ кДж/моль.

Решение.

На основании следствия из закона Гесса (6) для рассматриваемой реакции имеем:

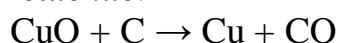
$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{298 \text{ обр.С}}^0 - (2\Delta H_{298 \text{ обр.А}}^0 + \Delta H_{298 \text{ обр.В}}^0).$$

Подставив в это выражение приведенные в условии задачи значения ΔH , определим величину $\Delta H_{298 \text{ обр.А}}^0$:

$$\Delta H_{298 \text{ обр.А}}^0 = \frac{1}{2} (-150 - 120 + 45) = -112,5 \text{ кДж/моль}$$

Пример 3. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем (с образованием CO) поглощается 8,24 кДж. Определить $\Delta H_{298 \text{ обр}}^0 \text{CuO}$.

Решение.



Согласно следствию закона Гесса имеем:

$$\Delta H_{298}^0 = (\Delta H_{298}^0 \text{обр. Cu} + \Delta H_{298}^0 \text{обр. CO}) - \Delta H_{298}^0 \text{обр. CuO}$$

откуда

$$\Delta H_{298}^0 \text{обр. CuO} = -\Delta H_{298}^0 + \Delta H_{298}^0 \text{обр. Cu} + \Delta H_{298}^0 \text{обр. CO}$$

Произведем пересчет теплового эффекта восстановления 1 моль оксида меди:

при сгорании 12,7 г CuO поглощается 8,24 кДж

при сгорании 79,5 г CuO поглотится X кДж

Решая эту пропорцию, получим $X = 51,58$ кДж

(Молярная масса оксида меди (II) $M = 79,5$ г/моль)

Произведем подстановку полученного значения в выражение для нахождения $\Delta H_{298}^0 \text{обр. CuO}$:

$$\Delta H_{298}^0 \text{обр. CuO} = -51,58 - 110,5 = -162,1 \text{ кДж.}$$

Закон Кирхгофа

В термодинамических таблицах содержатся стандартные энтальпии (изобарные тепловые эффекты, изобарные теплоты) образования химических соединений из простых веществ при 25°C .

При температурах, отличных от 25°C , тепловые эффекты в общем случае будут иными. Причем для различных реакций влияние температуры на тепловой эффект неодинаково. Только в одном случае, когда суммы теплоемкостей исходных веществ и продуктов реакции равны, температура не влияет на тепловой эффект реакции. Чем сильнее отличаются теплоемкости исходных веществ от теплоемкостей продуктов, тем сильнее сказывается влияние температуры на тепловой эффект реакции.

Зависимость теплот химических реакций от температуры была изучена Кирхгофом. Эта зависимость выражается уравнением

$$\frac{\partial Q}{\partial T} = \Delta C \quad (7),$$

где ΔC – разность сумм теплоемкостей продуктов реакции и исходных веществ, взятых с учетом стехиометрических коэффициентов.

Так как чаще всего процессы протекают при постоянном давлении, то обычно применяют уравнение (7) в котором $Q_p = \Delta H$ и $\Delta C = \Delta C_p$. В этом случае интегрирование уравнения (7) дает известное уравнение Кирхгофа

$$\Delta H_T^0 = \Delta H_{298}^0 + \int_{298}^T \Delta C_p dT, \quad (8)$$

где ΔH_{298}^0 – стандартный тепловой эффект реакции при $T=298$ К; ΔH_T^0 – стандартный тепловой эффект реакции при температуре T ; ΔC_p – разность мольных изобарных теплоемкостей всех продуктов реакции и мольных изобарных теплоемкостей всех исходных веществ.

Закон Кирхгофа можно сформулировать так: изменение энтальпии в реакции при температуре T_2 равно изменению ее при температуре T_1 плюс разность мольных теплоемкостей продуктов реакции и исходных веществ, умноженная на изменение температуры.

Расчеты по уравнению Кирхгофа показывают, что в том интервале температур, который может иметь практическое значение, изменение величины теплового эффекта реакции невелико. Так, например, тепловой эффект реакции $\text{Cu}_{(к)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(г)} = \text{CuO}_{(к)}$, протекающий при $p = 101$ кПа, меняется с температурой следующим образом:

$$T_1=298 \text{ К}; \quad \Delta H_{298}^0 = - 156,9 \text{ кДж/моль}$$

$$T_2=500 \text{ К}; \quad \Delta H_{298}^0 = - 155, 5 \text{ кДж/моль}$$

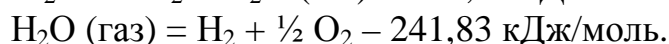
$$T_3=1000 \text{ К}; \quad \Delta H_{298}^0 = - 149, 5 \text{ кДж/моль}$$

Тепловой эффект процесса $\frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{NO}_{(г)}$ при повышении температуры от 298 до 4000 К изменяется на 2,0 кДж/моль. Еще меньше влияние давления на тепловой эффект реакции. Так, для реакции синтеза аммиака из азота и водорода (все реагенты - газы) различие между величинами ΔH_T при $p=101$ кПа и $p=50$ МПа не превышает 5%. Поэтому при выполнении термохимических расчетов, допуская обычно незначительную ошибку, можно пользоваться стандартными значениями теплот образования даже тогда, когда условия протекания процесса отличаются от стандартных.

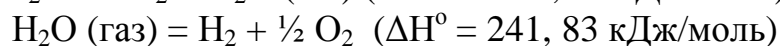
Закон Лавуазье-Ломоносова-Лапласа.

Тепловой эффект образования сложного вещества равен по величине и противоположен по знаку тепловому эффекту процесса разложения этого вещества.

Например: $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} (\text{газ}) + 241,83 \text{ кДж/моль}$.



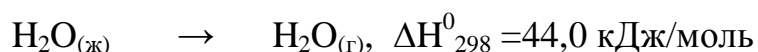
Знак изменения энтальпии или внутренней энергии в тех же самых процессах противоположен, и если провести термодинамическую запись рассмотренных выше уравнений, то она будет выглядеть так:



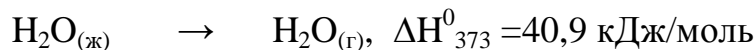
Тепловые эффекты фазовых превращений

Фазовые превращения часто сопутствуют химическим реакциям. Однако тепловые эффекты таких превращений, как правило, меньше тепловых эффектов химических реакций. Ниже приведены примеры термохимических уравнений некоторых фазовых превращений:

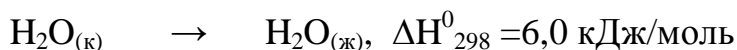
парообразование



парообразование



плавление

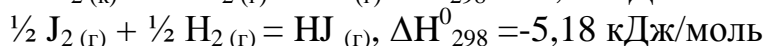
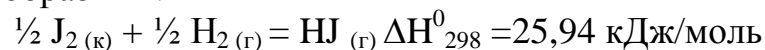


сублимация



Тепловой эффект реакции зависит от агрегатных состояний и модификаций исходных веществ и продуктов реакции. И если, например, взаимодействие йода с водородом, которое протекает по уравнению

$\frac{1}{2} \text{I}_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2 = \text{HI}$, может сопровождаться или поглощением теплоты $\Delta\text{H}_{298}^0 = 25,94 \text{ кДж/моль}$, или ее выделением $\Delta\text{H}_{298}^0 = -5,18 \text{ кДж/моль}$, то это значит, что в первой реакции участвует кристаллический йод, а во второй – газообразный:

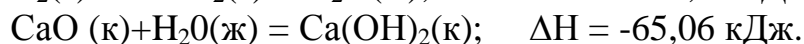
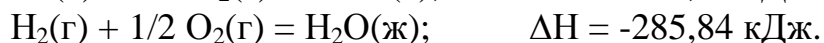
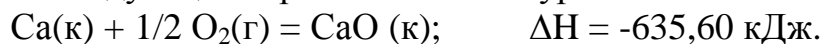


ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.
2. Найти количество теплоты, выделяющейся при взрыве 8,4 л гремучего газа, взятого при нормальных условиях.
3. Определить стандартную энтальпию образования PH_3 , исходя из уравнения:
 $2 \text{PH}_3(\text{г}) + 4 \text{O}_2(\text{г}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \quad \Delta\text{H} = -2360 \text{ кДж/моль}$
4. Исходя из теплового эффекта реакции
 $3 \text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к}); \quad \Delta\text{H} = -739 \text{ кДж/моль}$
исходя из уравнения реакции
 $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \quad \Delta\text{H} = -726,5 \text{ кДж/моль}$
вычислить ΔH образования метилового спирта.
5. При полном сгорании этилена (с образованием жидкой воды) выделилось 6226 кДж. Найти объем вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
6. Водяной газ представляет собой смесь равных объемов водорода и оксида углерода (II). Найти количество теплоты, выделяющейся при сжигании 112 л водяного газа, взятого при нормальных условиях.

7. Сожжены с образованием H_2O (г) равные объемы водорода и ацетилена, взятые при одинаковых условиях. В каком случае выделится больше теплоты? Во сколько раз?
8. Найти массу метана, при полном сгорании которой (с образованием жидкой воды) выделяется теплота, достаточная для нагревания 100 г воды от 20 до 300 °С. Мольную теплоемкость воды принять равной 75,3 кДж/моль·К.
9. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.
10. Газообразный этиловый спирт можно получить при взаимодействии этилена C_2H_4 (г) и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
11. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:
- $$\text{FeO} (\text{к}) + \text{CO} (\text{г}) = \text{Fe} (\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}); \quad \Delta H = -13,18 \text{ кДж.}$$
- $$\text{CO} (\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}); \quad \Delta H = -283,0 \text{ кДж.}$$
- $$\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г}); \quad \Delta H = -241,83 \text{ кДж.}$$
12. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод CS_2 (г) Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
13. Напишите термохимическое уравнение реакции между CO (г) и водородом, в результате которой образуются CH_4 (г) и H_2O (г). Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана в пересчете на нормальные условия?
14. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования NO ? Вычислите теплоту образования NO . исходя из следующих термохимических уравнений:
- $$4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \quad \Delta H = -1168,80 \text{ кДж.}$$
- $$4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \quad \Delta H = 1530,28 \text{ кДж.}$$
15. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?
16. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:
- $$\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \quad \Delta H = -285,84 \text{ кДж.}$$
- $$\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}); \quad \Delta H = -393,51 \text{ кДж.}$$
- $$\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{CO}_2(\text{г}); \quad \Delta H = -890,31 \text{ кДж.}$$

17. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:

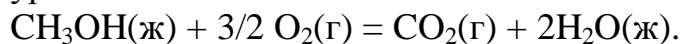


18. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен -3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$.

19. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды?

20. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 44,8 л NO в пересчете на нормальные условия.

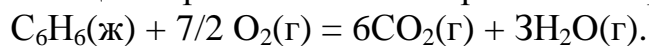
21. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования $\text{CH}_3\text{OH(ж)}$ равна +37,4 кДж.

22. При сгорании 11,5 г жидкого этилового спирта выделилось 308,71 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(ж)}$.

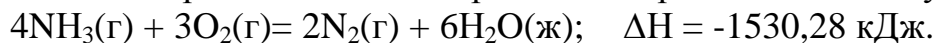
23. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж.

24. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м этана в пересчете на нормальные условия?

25. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением



Вычислите теплоту образования $\text{NH}_3(\text{г})$.

26. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделилось 11,31 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа (II).

27. При сгорании 1 л ацетилена (н.у.) выделяется 56,053 кДж теплоты.

Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$.

28. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из CaO (к) и H_2O (ж) выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

ТЕРМОХИМИЯ

Методические указания
к самостоятельной работе по общей химии
для студентов 1 курса всех специальностей

Составили: КОСОБУДСКИЙ Игорь Донатович
НИКИТИНА Людмила Владимировна
СИМАКОВ Вячеслав Владимирович

Рецензент Е.В. Третьяченко

Редактор Л.А. Скворцова
Лицензия ИД № 06268 от 14.11.01

Подписано в печать

Бум. тип.

Тираж 100 экз.

Усл.-печ.л.

Заказ

Формат 60x84 1/16

Уч.-изд.л.

Бесплатно

Саратовский государственный технический университет
410054 г. Саратов, ул. Политехническая, 77
Копипринтер СГТУ, 410054, г. Саратов, ул. Политехническая, 77