

**ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЁВА
(НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»**

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

САМАРА 2011

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЁВА
(НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума по общей химии*

САМАРА
Издательство СГАУ
2011

УДК СГАУ: 5(075)+54(075)

ББК 24

Составитель Н.А. Р а с щ е п к и н а

Рецензент д-р техн. наук, проф. Г.В. С м и р н о в

Энергетика химических реакций: практикум по общей химии / сост. *Н.А. Расщепкина*. – Самара: Изд-во Самар. гос. аэрокосм. ун-та, 2011. – 32 с.: ил.

Практикум включает теоретические основы эксперимента и выполнения домашнего задания, охватывающие раздел общей химии – энергетика химических процессов, а также указания по проведению лабораторной работы, примеры решения задач и задачи разного уровня сложности для самостоятельного решения.

Предназначен для студентов 1-го курса всех специальностей очного и очно-заочного обучения. Подготовлен на кафедре «Химия».

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|---|----|
| Предисловие | 4 |
| 1. Тепловой эффект химических реакций..... | 5 |
| 1.1. Теоретические основы эксперимента..... | 5 |
| 1.2. Лабораторная работа «Тепловой эффект химической реакции» | 6 |
| 2. Термодинамические расчёты | 10 |
| 3. Задания для самостоятельной работы..... | 18 |
| 4. Результаты обучения | 25 |
| 5. Стандартные ΔH_{298}^0 , энтропии S_{298}^0 некоторых веществ при 298 К (25°C) ... | 26 |
| Библиографический список | 29 |

ПРЕДИСЛОВИЕ

Общая химия изучает наиболее общие законы и концепции химии, включая термодинамику и кинетику химических реакций, теорию химической связи и др. Науку о взаимных превращениях различных видов энергии называют термодинамикой. Для решения вопросов получения энергии, определения принципиальной возможности прохождения процессов изучают энергетику химических реакций.

Практикум включает теоретические основы эксперимента и выполнения домашнего задания, охватывающие раздел общей химии – энергетика химических процессов, а также указания по проведению лабораторной работы. Её выполнение требует количественных измерений, их обработки. Лабораторные задания составлены вариативно. Выбор конкретных заданий для выполнения может проводиться и преподавателем, и студентами. Лабораторные задания должны выполняться небольшими группами студентов (2-5 человек). Выполняя лабораторные работы, студенты знакомятся с устройством оборудования, овладевают методами и приёмами химического исследования, обсуждения результатов и получения выводов.

Для лучшего понимания и закрепления материала изучаемого раздела общей химии работа в химической лаборатории должна сопровождаться решением задач. Поэтому практикум содержит примеры решения задач и задачи разного уровня сложности для самостоятельного решения. Это даёт возможность студенту выбрать задания, учитывая свои интересы и стремление развивать свои способности к творческому мышлению и самостоятельной работе. Средством выявления уровня самооценки студентов, а одновременно и способом её развития являются, с нашей точки зрения, задания, в которых студентам предлагается составить материалы для проверки изученных тем.

1. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1.1. Теоретические основы эксперимента

При химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе, рвутся связи в исходных веществах и возникают новые связи в конечных продуктах. Эти изменения сопровождаются поглощением или выделением энергии. В изобарно-изотермических условиях ($P=\text{const}$, $T=\text{const}$) изменение энтальпии ΔH (или можно просто – энтальпия процесса) численно равно тепловому эффекту реакции, т.е. количеству теплоты, которое выделяется или поглощается при протекании данной реакции. Экзотермическая реакция сопровождается выделением теплоты, при этом $\Delta H < 0$, эндотермическая реакция сопровождается поглощением теплоты, при этом $\Delta H > 0$.

Тепловой эффект химической реакции экспериментально определяют в специальных приборах, называемых калориметрами. Экспериментальное определение тепловых эффектов называют калориметрией. Калориметр представляет собой теплоизолированный сосуд, в котором может проводиться та или иная реакция. Выделяемая в результате реакции теплота передаётся водному раствору, вызывая повышение температуры. Для экспериментального определения теплового эффекта реакции нужно провести реакцию с известным количеством вещества и измерить, сколько при этом выделится теплоты. Для измерения теплоты реакцию нужно провести в среде с известной массой и с известной теплоёмкостью в условиях, которые позволяют измерить разность температуры среды до и после реакции.

Тепловой эффект ΔH можно рассчитать по формуле

$$\Delta H = \frac{\Delta t c m}{\nu}, \quad (1.1)$$

где Δt – разность температур раствора до и после реакции, К;

c – теплоёмкость раствора, Дж/г·К;

m – масса раствора, г;

ν – количество вещества, вступившего в реакцию, моль.

1.2. Лабораторная работа «Тепловой эффект химической реакции»

Цель работы: определение теплового эффекта химической реакции.

Оборудование

Компьютер с измерительным блоком (рис. 1). Датчик температуры 100°C (рис. 2). Магнитная мешалка, мерная посуда, штатив химический, калориметр.

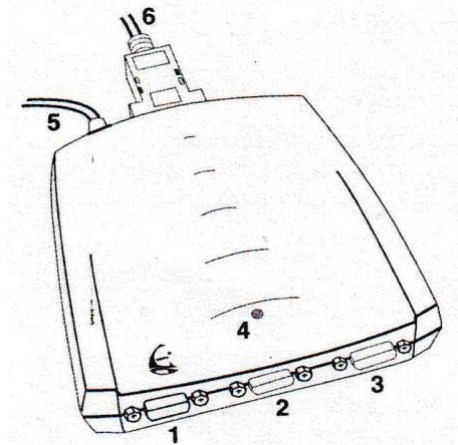


Рис. 1. Измерительный блок:

- 1, 2 – разъёмы для подключения датчиков (№ 1 и № 2 соответственно);
3 – управляющий разъём; 4 – индикаторная лампочка;
5 – кабель; 6 – СОМ-кабель

Назначение и устройство измерительного блока

Измерительный блок (рис. 1) предназначен для оцифровки сигналов с датчиков и передачи их в компьютер, а также для питания датчиков и управления ими. Блок имеет кабель питания 5, разъём для подсоединения к компьютеру через кабель 6, два рабочих разъёма для подключения датчиков 1 и 2, управляющий разъём 3. На каждый рабочий разъём можно подключить один датчик.

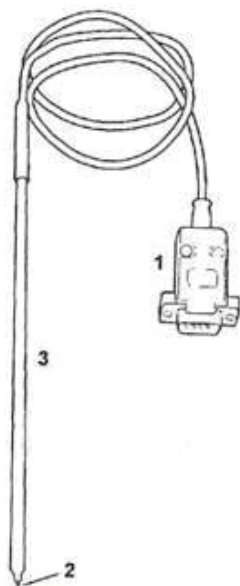


Рис. 2. Датчик температуры 100°С:
1 – разъём; 2 – терморезистор; 3 – корпус

Назначение и устройство датчика температуры

Датчик температуры (рис. 2) предназначен для измерения температуры в диапазоне от 0 до 100°С. Он представляет собой терморезистор 2, впаянный в кончик стеклянной трубки 3. Сопротивление терморезистора (а значит, падение напряжения на нём) зависит от температуры. Программа пересчитывает падение напряжения в температуру по заданной градуировочной зависимости.

Характеристика датчика

Датчик чувствует изменение температуры в 0,1°С.

Меры предосторожности

Терморезистор находится на самом кончике датчика. Он отделён от раствора очень тонким слоем стекла. Небольшая масса стекла прогревается быстро, поэтому датчик способен регистрировать весьма быст-

рые изменения температуры. Однако трубка, из которой сделан датчик, хрупкая, поэтому следует предохранять её (особенно кончик) от ударов и боковых нагрузок.

Подготовка к работе

Подключите датчик температуры к разъёму 1 (рис. 1) измерительного блока. Откройте программу «L-химия-практикум», подведите курсор мыши на экранную кнопку “выбор работы” и щёлкните левой кнопкой мыши. Подведите курсор мыши на “+” слева от названия “Датчики: Температура 0-100°C (длинный датчик): ручной ввод абсциссы”. Щёлкните левой кнопкой мыши и войдите в окно измерения.

Ход работы

Задание 1

В соответствии с вариантом задания (табл. 1.) отмерьте мерной колбой как можно более точно и аккуратно раствор кислоты и налейте его в калориметр. Поставьте калориметр на магнитную мешалку и погрузите в него датчик температуры так, чтобы он не касался дна калориметра. Налейте в мерный стаканчик раствор щёлочи (гидроксида калия или натрия). Раствор поставьте рядом с установкой на несколько минут, чтобы температура раствора сравнялась с комнатной. Включите мешалку. Нажмите (щёлкните левой кнопкой мыши) на экранную кнопку “Пуск” и запустите процесс измерения. Когда показания датчика температуры установятся, запишите результаты в таблицу, в которой два столбца: первый – номер измерения (1 – до смешивания реактивов, 2 – после), второй – температура при этом. В первый столбец запишите значение абсциссы “1”, во второй – значение температуры. В калориметр с кислотой влейте раствор основания. Как только температура перестанет расти, запишите результаты в таблицу, указав значение абсциссы “2”. Остановите измерение нажатием экранной кнопки “Стоп”. Датчик температуры извлеките из раствора и ополосните дистиллированной водой. Калориметр помойте.

Таблица 1. Варианты задания

| № п/п | Кислота | Концентрация раствора, моль/л | Объём раствора, мл | Основание | Концентрация раствора, моль/л | Объём раствора, мл |
|-------|------------------|-------------------------------|--------------------|-----------|-------------------------------|--------------------|
| 1 | HCl | 0.1 | 250 | NaOH | 5 | 10 |
| 2 | HCl | 0.1 | 250 | KOH | 5 | 10 |
| 3 | HNO ₃ | 0.1 | 250 | NaOH | 5 | 10 |
| 4 | HNO ₃ | 0.1 | 250 | KOH | 5 | 10 |
| 5 | HCl | 4 | 50 | NaOH | 4 | 50 |
| 6 | HCl | 4 | 50 | KOH | 4 | 50 |
| 7 | HNO ₃ | 4 | 50 | NaOH | 4 | 50 |
| 8 | HNO ₃ | 4 | 50 | KOH | 4 | 50 |

Задание 2

Повторите эксперимент, описанный в задании 1, воспользовавшись другими концентрациями растворов тех же веществ. Сделайте вывод о влиянии концентрации на величину теплового эффекта и объясните причину этого явления, если вы его обнаружите.

Отчёт

При оформлении отчёта напишите цель работы и уравнение изучаемой реакции, а также:

1) приведите начальную и конечную температуру и рассчитайте изменение температуры (Δt , °C);

2) вычислите тепловой эффект реакции для количеств веществ, использованных в опыте, по формуле $\Delta H = \Delta t C m$, где m – масса раствора, г; C – удельная теплоёмкость раствора, Дж/г. Считайте, что в эксперименте нагревается только раствор, плотность которого приблизительно равна 1 г/мл. Теплоёмкость раствора можно приблизительно считать равной теплоёмкости воды ($C_{\text{H}_2\text{O}} = 4.2$ Дж/г·К).

3) пересчитайте величину теплового эффекта реакции на 1 моль того вещества (кислоты или щёлочи), которое было взято в недостатке, используя формулу 1.1;

4) сравните результаты, полученные на занятии студентами вашей группы, и сформулируйте вывод;

5) рассчитайте тепловой эффект процесса диссоциации воды $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ по формуле $-RT \ln K_T = \Delta H^0 - T\Delta S^0$, если $K_{283} = 0,29 \cdot 10^{-14}$ и $K_{303} = 1,47 \cdot 10^{-14}$.

Сравните значения энтальпии диссоциации и реакции нейтрализации. Сформулируйте вывод.

2. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ РАСЧЁТЫ

Науку о взаимных превращениях различных видов энергии называют термодинамикой. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях. В настоящее время основным источником энергии на Земле является химическая энергия топлива (дрова, уголь, нефть, природный газ и продукты их переработки). Вопросы получения энергии, принципиальной возможности прохождения процессов выходят на первое место при современном состоянии науки и технологии. Для решения этих вопросов изучают энергетику систем.

Системой называется совокупность находящихся во взаимодействии веществ или частиц, мысленно или фактически обособленная от окружающей среды. Энергетическое состояние системы при прохождении в ней химической реакции изменяется.

Состояние и свойства системы можно характеризовать термодинамическими параметрами (температура T , давление P , объём V , масса m и др.) и характеристическими функциями: внутренняя энергия U , энтальпия $H=U+PV$, энтропия S и энергия Гиббса G . Значения характеристических функций определяются состоянием системы и не зависят от способа (пути) достижения данного состояния системы. Для вычисления значений характеристических функций необходимо знать следующее.

1. Изменение энтальпии ΔH (или можно просто – энтальпия процесса) численно равно тепловому эффекту процесса, т.е. количеству теплоты, которое выделяется или поглощается при протекании данного процесса в изобарно-изотермических условиях ($P=\text{const}$, $T=\text{const}$).

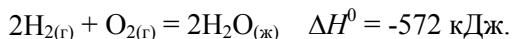
2. Экзотермический процесс сопровождается выделением теплоты, при этом $\Delta H < 0$, эндотермический процесс сопровождается поглощением теплоты, при этом $\Delta H > 0$.

3. Энтальпией образования химического соединения называется изменение энтальпии в реакции образования 1 моля этого соединения из простых веществ, устойчивых при данных условиях.

4. В справочных таблицах (см. табл. 2) приводятся стандартные энтальпии образования веществ, т.е. энтальпии образования веществ для стандартных условий – температуры 25°C (298 К) и давления 100 кПа. Их обозначают $\Delta H_{298, \text{A}}^0$ (для любого вещества А) и измеряют в кДж/моль. Температуру в индексе обычно опускают и указывают её только для тех случаев, когда она отличается от 298 К (ΔH_{A}^0).

5. Стандартные энтальпии образования простых веществ принимают равными нулю, если их агрегатное состояние и модификации устойчивы при стандартных условиях.

6. Закон Гесса: энтальпия химической реакции не зависит от пути её протекания, а зависит лишь от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции. Энтальпия химической реакции для стандартных условий обозначается ΔH^0 (стандартная энтальпия химической реакции) и измеряется в кДж. В термохимическом уравнении обязательно должно быть указано состояние вещества (“т” – твёрдое, “к” – кристаллическое, “ж” – жидкость, “ам” – аморфное, “р-р” – растворённое, “г” – газ), ибо тепловой эффект реакции от него зависит. Пример термохимического уравнения:



7. Стандартная энтальпия химической реакции ΔH^0 равна сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ (следствие из закона Гесса):

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_{\text{прод}}^0 - \sum \Delta H_{\text{исх}}^0.$$

Если реакция протекает по уравнению



$$\text{то } \Delta H^0 = p\Delta H_C^0 + q\Delta H_D^0 - m\Delta H_A^0 - n\Delta H_B^0, \text{ кДж.} \quad (2.2)$$

8. Важнейшей характеристикой топлива является теплота сгорания. Теплотой сгорания вещества называют тепловой эффект реакции окисления кислородом элементов, входящих в состав этого вещества до образования высших оксидов. Теплоту сгорания обычно относят к стандартному состоянию вещества (100 кПа), одному молю топлива и называют стандартной теплотой сгорания ($\Delta H_{\text{сг}}^0$). Расчёт теплоты сгорания, как любого теплового эффекта, проводится с использованием следствия из закона Гесса (2.2). В технических расчётах используют удельную теплоту сгорания $Q_{\text{т}}$, которая равна количеству теплоты, выделяющейся при сгорании 1 кг жидкого или твёрдого вещества и 1 м³ газообразного вещества

$$Q_{\text{т}} = -\Delta H_{\text{сг}}^0 1000 / M, \text{ кДж / кг} \quad (2.3)$$

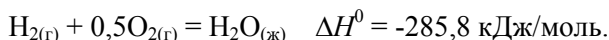
или

$$Q_{\text{т}} = -\Delta H_{\text{сг}}^0 1000 / 22,4, \text{ кДж / м}^3,$$

где M – масса моля вещества; 22,4 – объём моля газа. Чем выше теплота сгорания топлива, тем больше ценность этого топлива.

9. Продукты горения топлив могут содержать оксиды углерода, азота, серы, воду, углеводороды, в частности бенз(а)пирен C₂₀H₁₂, обладающий канцерогенными свойствами, твёрдые вещества (зола, сажа и др.). Количество и состав продуктов горения зависят от состава исходного топлива и условий горения. В настоящее время принимаемые меры по снижению токсичных выбросов в атмосферу или их нейтрализации недостаточно эффективны. К числу глобальных последствий загрязнения атмосферы продуктами сгорания топлив относятся: изменение климата Земли, разрушение озонового слоя, кислотные дожди. Эти проблемы обсуждаются на сайтах <http://www.ecolife.ru/zhurnal/arti->

cles; <http://ru.wikipedia.org/>. Наиболее кардинальным решением проблемы защиты атмосферы является разработка новых методов преобразования энергии и новых машин, обеспечивающих безвредные выбросы, а также применение менее вредных веществ. В качестве носителя энергии может быть использован водород, который окисляется по реакции



Применение водорода значительно снизит уровень загрязнения атмосферы, так как при его окислении образуется безвредный продукт – вода. Удельная теплота сгорания (Q_{r}) водорода, вычисленная по формуле (2.3), равна 142 900 кДж/кг. Следовательно, водород является ценным топливом. В настоящее время ведутся широкие исследования будущих энергетических систем, в которых передача и распределение энергии будут осуществляться с помощью водорода (<http://ru.wikipedia.org/>; <http://www.h2club.mirea.ru/modules/news/article>; http://web.nor-nik.ru/hydrogen_energy).

10. Энтропия S измеряется в Дж/К и является мерой беспорядочности или хаотичности системы. Чем более хаотична система, тем больше её энтропия.

$$S_{\text{газа}} > S_{\text{жидкости}} > S_{\text{кристаллов}} \quad (2.4)$$

Стандартные значения энтропии простых и сложных веществ (выражены в Дж/моль·К) приведены в термодинамических таблицах S_{298}^0 (см. табл. 2).

11. Стандартное изменение энтропии для химической реакции ΔS^0 можно определить по формуле

$$\Delta S^0 = \sum \Delta S_{\text{прод}}^0 - \sum \Delta S_{\text{исх}}^0 \quad (2.5)$$

тогда для реакции (2.1):

$$\Delta S^0 = pS_{\text{C}}^0 + qS_{\text{D}}^0 - mS_{\text{A}}^0 - nS_{\text{B}}^0. \quad (2.6.)$$

12. Мерой возможности самопроизвольного протекания реакции при температуре T является стандартное изменение энергии Гиббса при протекании реакции ΔG_T^0 , которая измеряется в кДж.

Если $\Delta G_T^0 < 0$, то реакция может протекать самопроизвольно при данных условиях. Если $\Delta G_T^0 > 0$, то самопроизвольное протекание реакции при этих условиях невозможно. $\Delta G_T^0 = 0$ – это состояние равновесия.

13. Стандартное изменение энергии Гиббса при протекании реакции (или просто энергию Гиббса реакции) можно рассчитать по уравнению:

$$\Delta G_T^0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0. \quad (2.7)$$

В приближённых расчётах зависимостью ΔH^0 и ΔS^0 от температуры можно пренебречь, т.е. считать, что $\Delta H_T^0 \approx \Delta H_{298}^0$ и $\Delta S_T^0 \approx \Delta S_{298}^0$.

14. Стандартное изменение энергии Гиббса химической реакции при заданной температуре связано с константой равновесия K_T этой реакции при той же температуре уравнением

$$\Delta G_T^0 = -RT \ln K_T. \quad (2.8)$$

Чем больше константа равновесия K_T , тем более полно протекает реакция при температуре T (выход продуктов реакции больше). Уравнение (2.7) с учётом (2.8) принимает вид

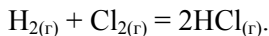
$$-RT \ln K_T = \Delta H^0 - T\Delta S^0. \quad (2.9)$$

15. Примеры расчётов ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG_T^0 , K_T приведены ниже.

Пример 1. В смеси, состоящей из 22,4 л водорода и 1,12 л хлора, прошла реакция. Вычислите тепловой эффект этой реакции для стандартных условий.

Решение.

Реакция между водородом и хлором идёт по уравнению



Считаем, что объёмы газов измерены при нормальных условиях и, следовательно, 1 моль газа занимает объём 22,4 л. Из условия задачи следует, что исходная смесь состояла из 1 моля (22,4 л) водорода и 0,05 молей хлора (1,12/22,4). Из уравнения реакции следует, что 1 моль

водорода реагирует с 1 молем хлора. Следовательно, хлор взят в недостатке. С 0,05 молями хлора прореагируют 0,05 молей водорода и образуется 0,1 моль хлороводорода в соответствии с уравнением реакции. В табл. 2 находим $\Delta H_{\text{HCl}(\text{r})}^0 = -92,3$ кДж/моль.

Можно записать: 1 моль HCl – (-92,3) кДж
 0,1 моль – ΔH^0 .

Ответ: $\Delta H^0 = -9,23$ кДж.

Пример 2. При взаимодействии 6,35 г меди с кислородом выделяется 16,5 кДж/моль теплоты. Рассчитайте из этих данных стандартную энтальпию образования оксида меди (II).

Решение.

Напишем уравнение реакции $\text{Cu} + 1/2\text{O}_2 = \text{CuO}$.

Найдём количество молей меди ν , вступивших в реакцию:

$M_{\text{Cu}} = 63,5$ г/моль; $\nu = m / M = 6,35 / 63,5 = 0,1$ моль.

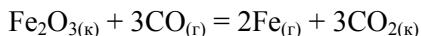
Из уравнения реакции следует, что из 0,1 моля Cu получается 0,1 моль CuO.

Составим пропорцию: 0,1 моль CuO – (-16,5) кДж

1 моль CuO – ΔH_{CuO}^0 .

Откуда $\Delta H_{\text{CuO}}^0 = -165$ кДж/моль.

Пример 3. Вычислите тепловой эффект реакции



для стандартных условий. Эндо- или экзотермической является эта реакция?

Решение.

Согласно соотношению (2.2) напишем формулу для расчёта энтальпии этой реакции и подставим взятые в табл. 2 значения стандартных энтальпий образования веществ:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= 2\Delta H_{\text{Fe}}^0 + 3\Delta H_{\text{CO}_2}^0 - \Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 - 3\Delta H_{\text{CO}}^0 = \\ &= 2 \cdot 0 + 3 \cdot (-393,5) - (-821,3) - 3 \cdot (-110,5) = -27,71. \end{aligned}$$

Таким образом, выделяется 27,71 кДж тепла. Реакция является экзотермической.

Пример 4. Возможно ли протекание реакции



при 25 и 1500°C? Найдите приближённое значение температуры, при которой $\Delta G_T^0 = 0$. Зависимостями ΔH^0 и ΔS^0 от температуры пренебречь. Рассчитайте константу равновесия реакции для трёх указанных температур.

Решение.

ΔG_T^0 реакции можно определить по формуле (2.7):

$$\Delta G_T^0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0.$$

Для температуры 25°C = 298 К имеем $\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - 298\Delta S_{298}^0$.

Вычислим $\Delta S_{298}^0, \Delta H_{298}^0$ по формулам (2.2) и (2.6):

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{\text{CaO}}^0 + \Delta H_{\text{CO}_2}^0 - \Delta H_{\text{CaCO}_3}^0 =$$

$$= -635,1 + (-393,5) - (-1206,8) = 176,2 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{298}^0 = S_{\text{CaO}}^0 + S_{\text{CO}_2}^0 - S_{\text{CaCO}_3}^0 = 38,1 + 213,7 - 91,7 = 160,1 \text{ Дж/К}.$$

Далее $\Delta G_{298}^0 = 176,2 - 298 \cdot 0,1601 = 130,5 \text{ кДж} > 0$. Значит, при 25°C протекание реакции невозможно.

Для температуры 1500°C = 1773 К имеем

$$\Delta G_{1773}^0 = \Delta H_{1773}^0 - 1773\Delta S_{1773}^0.$$

По условию задачи можно считать, что $\Delta H_{1773}^0 \approx \Delta H_{298}^0$ и

$$\Delta S_{1773}^0 \approx \Delta S_{298}^0.$$

$$\begin{aligned} \text{Тогда } \Delta G_{1773}^0 &= \Delta H_{298}^0 - 1773\Delta S_{298}^0 = \\ &= 176,2 - 1773 \cdot 0,1601 = -105,66 \text{ кДж} < 0. \end{aligned}$$

Значит, при 1500°C протекание реакции возможно.

Температуру, при которой $\Delta G_T^0 = 0$, находим по формуле (2.7):

$$0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0; \quad T = \frac{\Delta H_T^0}{\Delta S_T^0} = \frac{\Delta H_{298}^0}{\Delta S_{298}^0} = \frac{176,2 \text{ кДж}}{0,1601 \text{ кДж/К}} = 1113 \text{ К} = 840^\circ\text{C}.$$

Константу равновесия реакции для этих трёх температур найдём на основании формулы (2.9):

$$\ln K_T = \frac{-\Delta G_T^0}{RT},$$

$$\ln K_{298} = \frac{-\Delta G_{298}^0}{R298} = -\frac{130500}{8,314 \cdot 298} = -52,7,$$

$$K_{298} = e^{-52,7} = 1,3 \cdot 10^{-23},$$

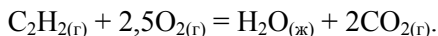
$$\ln K_{1113} = \frac{-\Delta G_{1113}^0}{R1113} = 0; K_{1113} = e^0 = 1,$$

$$\ln K_{1773} = \frac{-\Delta G_{1773}^0}{R298} = -\frac{-105660}{8,314 \cdot 1773} = 7,17,$$

$$K_{1773} = e^{7,17} = 1,3 \cdot 10^3.$$

Таким образом, чем меньше значение ΔG_T^0 , тем более полно протекает реакция и тем больше константа равновесия.

Пример 5. Вычислите удельную теплоту сгорания ацетиленового топлива для стандартных условий (воду в продуктах считать жидкой).



Решение.

Согласно соотношению (2.2) напомним формулу для расчёта энтальпии этой реакции и подставим взятые в табл. 2 значения стандартных энтальпий образования веществ:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 + 2\Delta H_{\text{CO}_2}^0 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0 - 2,5\Delta H_{\text{O}_2}^0 = \\ &= -285,8 + 2 \cdot (-393,5) - (+226,8) - 2,5 \cdot 0 = -1299,6. \end{aligned}$$

Таким образом, выделяется 1299,6 кДж тепла. Реакция является экзотермической. Подставим полученное значение стандартной энтальпии реакции горения ацетиленового топлива (стандартной теплоты сгорания) в формулу (2.3) для расчёта удельной теплоты сгорания, считая массу моля ацетилена равной 0,026 кг/моль, получим:

$$Q_T = \frac{1299,6 \cdot 1000}{0,026} = 49984,6.$$

Таким образом, удельная теплота сгорания ацетиленового топлива равна 49 984,6 кДж/кг.

Пример 6. Если автомобиль мощностью 40кВт, работающий на бензине (условного состава C_8H_{18}) с КПД 20%, заменить на электромобиль, работающий на топливных элементах с тем же топливом, но с КПД 40%, то насколько литров снизится объём (при н. у.) выбрасываемого электромобилем CO_2 на расстоянии 120 км при его движении со скоростью 60 км/ч?

Решение.

Время, за которое машины пройдут 120 км, равно двум часам. Соответственно теоретическая потребность в энергии составляет $40 \text{ кВт} \cdot 2 \text{ ч} = 80 \text{ кВт}\cdot\text{ч}$ или 288 МДж.

Реакцию горения топлива указанного состава можно представить уравнением $C_8H_{18} + 12,5O_2 = 8CO_2 + 9H_2O_{(г)}$.

Энтальпия реакции ΔH^0 , рассчитанная по соотношению 2.2 (см. пример 3), составляет -5065 кДж/моль.

Соответственно мольный расход топлива автомобилем N_A и электромобилем $N_Э$ составят:

$$N_A = 288 / (0,2 \cdot 5,065) = 284,3 \text{ моль} \text{ и } N_Э = 288 / (0,4 \cdot 5,065) = 142,15 \text{ моль}.$$

Следовательно, $\Delta N = 142,15$ моль.

В соответствии с уравнением реакции на один моль C_8H_{18} приходится 8 моль CO_2 . Моль газа при н. у. занимает объём 22,4 л, поэтому уменьшение объёма выбросов CO_2 (ΔV) составит:

$$\Delta V = 142,15 \cdot 8 \cdot 22,4 = 25473 \text{ л}.$$

3. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при окислении 16 г серы, если стандартная энтальпия образования оксида серы (IV) равна -297 кДж/моль.

2. Вычислите количество теплоты, выделяемой при окислении 6 г графита, если стандартная энтальпия образования оксида углерода (IV) равна $-393,5$ кДж/моль.

3. Вычислите количество теплоты, выделяемой при окислении 2,7 г алюминия?

4. Вычислите количество теплоты, выделяемой при окислении 5,2 г хрома, если стандартная энтальпия образования оксида хрома (III) равна $-1141,0$ кДж/моль.

5. Вычислите количество теплоты, выделяемой при окислении 2,4 г магния.

6. При соединении 2,4 г титана с хлором выделилось 37,9 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования хлорида титана (IV).

7. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования сульфида железа (II).

8. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) графитом с образованием оксида углерода (II) поглощается 8,24 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида меди (II).

9. При соединении 1,2 г магния с хлором выделилось 3,25 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования хлорида магния.

10. При образовании 19,2 г йодоводорода поглощается 4,0 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования йодоводорода.

11. Сколько тепла выделится при сгорании 10 г водорода?

12. При окислении 12,4 г фосфора выделилось 306 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида фосфора (V).

13. Сколько тепла выделится при окислении 5,6 г кальция?

14. При соединении 131 г цинка с хлором выделилось 832 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования хлорида цинка.

15. При восстановлении 7,5 г оксида никеля (II) графитом с образованием оксида углерода (II) поглощается 12,92 кДж тепла. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида никеля (II).

16. Сколько тепла выделится при окислении 96 г титана, если стандартная энтальпия образования оксида титана (IV) равна $-944,8$ кДж/моль?

17. При образовании 13,4 г хлорида меди (II) из меди и хлора выделяется 22,2 кДж теплоты. Чему равна стандартная энтальпия образования хлорида меди (II)?

18. Сколько тепла выделится при окислении 11,8 г никеля?

19. Сколько тепла выделится при окислении 110 г бора, если стандартная энтальпия образования оксида бора равна $-1270,4$ кДж/моль?

20. В смеси, состоящей из 22,4 л азота и 6,72 л водорода (объёмы измерены при н. у.), прошла реакция. Каков тепловой эффект этой реакции в стандартных условиях?

21. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля фтора выделилось 536 кДж тепла. Чему равна стандартная энтальпия образования фтороводорода?

22. При образовании 1 л газообразного бромоводорода выделяется 1,58 кДж тепла. Используя эти данные, рассчитайте стандартную энтальпию образования бромоводорода.

23. Стандартная энтальпия образования сульфида меди (II) равна $-48,6$ кДж/моль. Сколько тепла выделится при образовании 955 г сульфида меди (II) при тех же условиях?

24. Сколько тепла выделится при окислении 18,4 г вольфрама?

25. При окислении 112 г оксида железа (II) выделяется 533 кДж тепла. Используя эти данные, рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида железа (II).

26. Сколько тепла выделится при окислении 11,2 г железа до оксида железа (III)?

27. Вычислите удельную теплоту сгорания газообразного или жидкого топлива для стандартных условий (воду в продуктах считать жидкой): 1) C_3H_8 ; 2) CH_4 ; 3) B_2H_6 ; 4) C_2H_6 ; 5) C_2H_4 ; 6) C_6H_6 ; 7) C_4H_{10} ;

8) C₆H₁₄; 9) C₇H₁₆; 10) C₈H₁₈; 11) CH₃OH_(ж); 12) C₂H₅OH_(ж). Сделайте вывод о практической ценности топлив.

28. Вычислите тепловые эффекты химических реакций при стандартных условиях. Определите тип реакции (эндо- или экзотермическая реакция).

| № варианта | Термохимическое уравнение |
|------------|--|
| 1 | $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})} = 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 4\text{NO}_{(\text{r})}$ |
| 2 | $\text{CaO}_{(\text{к})} + 3\text{C}_{(\text{графит})} = \text{CaC}_{2(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{r})}$ |
| 3 | $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$ |
| 4 | $\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 2\text{Al}_{(\text{к})} = 2\text{Cr}_{(\text{к})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ |
| 5 | $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 6 | $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + \text{H}_{2(\text{r})} = 3\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 7 | $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 8 | $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{SO}_{2(\text{r})} = \text{S}_{(\text{к})} + 2\text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 9 | $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})}$ |
| 10 | $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 11 | $\text{WO}_{3(\text{к})} + 3\text{Ca}_{(\text{к})} = \text{W}_{(\text{к})} + 3\text{CaO}_{(\text{к})}$ |
| 12 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 13 | $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})}$ |
| 14 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{r})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 15 | $\text{CO}_{(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = \text{CH}_{4(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 16 | $4\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})} = 2\text{S}_{(\text{к})} + 4\text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 17 | $3\text{MgO}_{(\text{к})} + 2\text{Al}_{(\text{к})} = 3\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ |
| 18 | $\text{N}_2\text{H}_{4(\text{ж})} + 2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = \text{N}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 19 | $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{r})} = 3\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 20 | $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{CS}_{2(\text{r})}$ |
| 21 | $4\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})} = 6\text{S}_{(\text{к})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |

| № варианта | Термохимическое уравнение |
|------------|--|
| 22 | $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} = \text{CS}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_{2(\text{r})}$ |
| 23 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{k})} + 3\text{C}_{(\text{rp})} = 2\text{Fe}_{(\text{k})} + 3\text{CO}_{(\text{r})}$ |
| 24 | $2\text{HI}_{(\text{r})} = \text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})}$ |
| 25 | $\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{k})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = 2\text{Cr}_{(\text{k})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 26 | $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ |

29. Определите возможность протекания реакции при стандартных условиях. Если реакция возможна, то рассчитайте константу её равновесия. Как нужно изменить температуру проведения реакции, чтобы увеличить выход продуктов реакции. Дайте обоснованный ответ.

| № варианта | Термохимическое уравнение |
|------------|--|
| 1 | $\text{ZnO}_{(\text{k})} + \text{CO}_{(\text{r})} = \text{Zn}_{(\text{k})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 2 | $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ |
| 3 | $2\text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ |
| 4 | $2\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{NO}_{(\text{r})} = 2\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})}$ |
| 5 | $\text{FeO}_{(\text{k})} + \text{CO}_{(\text{r})} = \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{Fe}_{(\text{k})}$ |
| 6 | $\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})} = \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})}$ |
| 7 | $\text{NH}_3_{(\text{r})} + \text{HCl}_{(\text{r})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{r})}$ |
| 8 | $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 9 | $\text{CO}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_{2(\text{r})} = \text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 10 | $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})}$ |
| 11 | $2\text{Al}_{(\text{k})} + 3\text{FeO}_{(\text{k})} = 3\text{Fe}_{(\text{k})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{k})}$ |
| 12 | $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$ |
| 13 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{k})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{r})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 14 | $\text{CO}_{(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = \text{CH}_{4(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 15 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{k})} + 3\text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{Fe}_{(\text{r})} + 3\text{CO}_{(\text{r})}$ |

| № варианта | Термохимическое уравнение |
|------------|---|
| 16 | $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})} = 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 4\text{NO}_{(\text{r})}$ |
| 17 | $8\text{Al}_{(\text{к})} + 3\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} = 9\text{Fe}_{(\text{к})} + 4\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ |
| 18 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 19 | $\text{PbO}_{2(\text{к})} + \text{Pb}_{(\text{к})} = 2\text{PbO}_{(\text{к})}$ |
| 20 | $2\text{Ca}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{гр})}$ |
| 21 | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + 3,5\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{CO}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 22 | $4\text{NH}_3_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ |
| 23 | $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2(\text{к})} + 6\text{SiO}_{2(\text{к})} + 5\text{C}_{(\text{гр})} = 6\text{CaSiO}_{3(\text{к})} + 4\text{P}_{(\text{красный})} + 5\text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 24 | $4\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})} = 2\text{S}_{(\text{к})} + 4\text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 25 | $\text{WO}_{3(\text{к})} + 3\text{C}_{(\text{гр})} = \text{W}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{r})}$ |
| 26 | $\text{WO}_{3(\text{к})} + 3\text{Ca}_{(\text{к})} = \text{W}_{(\text{к})} + 3\text{CaO}_{(\text{к})}$ |

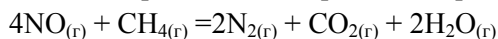
30. Одним из способов решения проблемы «парникового» эффекта является снижение выбросов углекислого газа. Если заменить тепловую станцию, работающую на метане с КПД 40%, на электрохимическую электростанцию с КПД 60%, то насколько снизится выброс углекислого газа на 1 МДж вырабатываемой энергии?

31. На сколько литров снизится выброс CO_2 (н. у.) за 140 км пути из транспортного средства мощностью 80 кВт, работающего на метане идвигающегося со скоростью 70 км/ч, при замене автомобиля с КПД 20% на электромобиль с топливными элементами с КПД 40%?

32. На сколько литров снизится выброс CO_2 (н. у.) за 140 км пути из транспортного средства мощностью 80 кВт, работающего на метаноле идвигающегося со скоростью 70 км/ч, при замене автомобиля с КПД 20% на электромобиль с топливными элементами с КПД 40%?

33. На сколько $\text{м}^3/\text{сутки}$ (н. у.) снизится выброс углекислого газа от электростанции мощностью 100 МВт, работающей на метане, при замене тепловой станции с КПД 40% на электрохимическую станцию с КПД 60%?

34. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции



в нейтрализаторе автомобиля при 350 К? Как будет влиять повышение температуры на положение равновесия этой реакции?

35. Возможна ли самопроизвольная реакция в нейтрализаторе автомобиля между CO и H₂O при 350 К с образованием нетоксичных веществ при стандартных состояниях всех веществ? Какие факторы будут влиять на увеличение выхода продуктов этой реакции?

36. Используя реакцию $4\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{к})}$, определите наиболее характерную степень окисления железа в гидроксидах при 298 К.

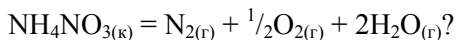
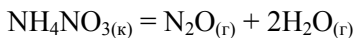
37. На основании термодинамических данных обсудите устойчивость оксидов и сульфидов цинка, кадмия и ртути.

38. Определите область температуры, в которой возможен самопроизвольный процесс $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{S}_{(\text{к})}$.

39. Устойчив ли алюминий в атмосфере углекислого газа при 600°C, если возможными продуктами реакции являются оксид алюминия и оксид углерода (II)?

40. В какую сторону будет протекать процесс $2\text{NO}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ при 500 К?

41. Какой из двух процессов разложения нитрата аммония более вероятен и как зависит от условий:



41. Составьте такие вопросы или задания, чтобы можно было показать жизненный контекст изученного материала.

42. Составьте такие вопросы или задания, чтобы можно было передать идеи изученного материала.

43. Составьте один вопрос лёгкий, а другой трудный.

44. Составьте такие вопросы или задания, чтобы на них трудно было ответить.

45. Составьте контрольную работу, в которой проверялось бы усвоение темы «Тепловой эффект химических реакций».

46. Студентам предложили контрольную работу в трёх вариантах, но задания внезапно исчезли. Остались только сведения о том, что: *1 вариант* проверял умение определять возможность протекания реакции при стандартных условиях; *2 вариант* содержал необычные задания на тему: «Термодинамические расчёты»; *3 вариант* включал трудные задания на тему: «Термодинамические расчёты». Составьте хотя бы один вариант задания и выполните его.

4. РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

Студентам следует знать:

1. Определение понятий и научных терминов: теплота, работа, термодинамическая функция состояния системы; тепловой эффект химической реакции, стандартные состояния, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, внутренняя энергия, энергия образования вещества и энергия Гиббса образования вещества, стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энтропия, константа равновесия.

2. Первый, второй законы термодинамики и постулат Планка.

3. Условие самопроизвольного протекания химической реакции.

4. Условие термодинамического равновесия.

Студент должен уметь:

1. Рассчитать тепловой эффект, энтропию, энергию Гиббса, константу равновесия химической реакции для стандартных условий.

2. Рассчитать количество теплоты, которая выделяется или поглощается в реакции, по известной массе (объёму) одного из реагентов.

3. Определить возможность или невозможность протекания химической реакции и температуру, при которой устанавливается равновесие.

4. Оценить выход продуктов реакции, исходя из термодинамических функций при изменении температуры.

5. Измерить изменение температуры в ходе химической реакции.
6. Рассчитать тепловой эффект, константу равновесия химической реакции для стандартных условий по экспериментальным данным.

Студент должен овладеть методикой определения теплового эффекта химической реакции.

5. СТАНДАРТНЫЕ ΔH_{298}^0 , ЭНТРОПИИ S_{298}^0 НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ ПРИ 298 К (25°C)

Т а б л и ц а 2

| Вещество | ΔH_{298}^0 , кДж / моль | S_{298}^0 , Дж / моль · К |
|---|---------------------------------|-----------------------------|
| 1 | 2 | 3 |
| Al _(к) | 0 | 28,31 |
| Al ₂ O _{3(к)} | -1675,0 | 50,94 |
| B ₂ H ₆ | -31,40 | 232,9 |
| C _(графит) | 0 | 5,74 |
| CO _(г) | -110,5 | 197,4 |
| CO _{2(г)} | -393,51 | 213,6 |
| CS _{2(г)} | 115,3 | 237,8 |
| C ₂ H _{2(г)} | 226,75 | 200,8 |
| C ₂ H _{4(г)} | 52,28 | 219,4 |
| CH _{4(г)} | -74,85 | 186,19 |
| C ₂ H _{6(г)} | -84,67 | 229,49 |
| C ₃ H _{8(г)} | -103,85 | 269,91 |
| C ₄ H _{10(г)} | -126,15 | 310,12 |
| C ₆ H _{6(ж)} | +49,03 | 173,26 |
| C ₆ H _{14(ж)} | -198,82 | 296,02 |
| C ₇ H _{16(ж)} | -224,54 | 328,79 |
| C ₈ H _{18(ж)} | -249,95 | 360,79 |
| C ₂ H ₅ OH _(ж) | -227,6 | 160,7 |
| CH ₃ OH _(ж) | -238,7 | 126,7 |

| 1 | 2 | 3 |
|--|----------|--------|
| Ca _(к) | 0 | 41,62 |
| CaO _(к) | -635,1 | 39,7 |
| CaC _{2(к)} | -62,7 | 70,3 |
| Ca(OH) _{2(к)} | -986,2 | 83,4 |
| CaSiO _{3(к)} | -1579,0 | 87,45 |
| Ca ₃ (PO ₄) _{2(к)} | -4125,0 | 240,9 |
| CaCO _{3(к)} | -1206,0 | 92,9 |
| Cl _{2(г)} | 0 | 223,0 |
| HCl _(г) | -92,3 | 186,7 |
| Cr _(к) | 0 | 23,76 |
| Cr ₂ O _{3(к)} | 1141,0 | 81,1 |
| Cu _(к) | 0 | 33,3 |
| CuO _(к) | -165,3 | 42,64 |
| CuCl _{2(к)} | -205,9 | 113,0 |
| Fe _(к) | 0 | 27,15 |
| FeO _(к) | -266,68 | 58,79 |
| Fe ₂ O _{3(к)} | -821,32 | 89,96 |
| Fe ₃ O _{4(к)} | -1120 | 145,5 |
| Fe(OH) _{2(к)} | -569,02 | 79,90 |
| Fe(OH) _{3(к)} | -824,25 | 96,23 |
| H _{2(г)} | 0 | 130,6 |
| H ₂ O _(г) | -241,84 | 188,74 |
| H ₂ O _(ж) | -285,84 | 69,96 |
| H ₂ O _{2(ж)} | -187,36 | 105,86 |
| HI _(г) | 25,94 | 206,33 |
| Mg _(к) | 0 | 32,55 |
| MgO _(к) | -601,24 | 26,94 |
| MgCO _{3(к)} | -1096,21 | 65,69 |

| 1 | 2 | 3 |
|-----------------|---------|--------|
| $N_{2(к)}$ | 0 | 191,5 |
| $N_2O_{(г)}$ | 81,55 | 220,0 |
| $NO_{(г)}$ | 90,37 | 210,62 |
| $NO_{2(г)}$ | 33,89 | 240,45 |
| $NH_{3(г)}$ | -46,19 | 192,5 |
| $N_2H_{4(г)}$ | 50,4 | 121,3 |
| $NH_4Cl_{(г)}$ | -315,39 | 94,56 |
| $NH_4NO_{3(г)}$ | -365,4 | 151 |
| $Ni_{(к)}$ | 0 | 29,9 |
| $NiO_{(к)}$ | -239,7 | 38,0 |
| $O_{2(г)}$ | 0 | 205,03 |
| $P_{(красный)}$ | -18,41 | 22,8 |
| $Pb_{(к)}$ | 0 | 64,9 |
| $PbO_{(к)}$ | -217,86 | 67,4 |
| $PbO_{2(к)}$ | -276,6 | 76,44 |
| $S_{(к)}$ | 0 | 31,88 |
| $SO_{2(г)}$ | -296,9 | 248,1 |
| $H_2S_{(г)}$ | -20,15 | 205,64 |
| $SiO_{2(к)}$ | -859,3 | 42,09 |
| $W_{(к)}$ | 0 | 32,6 |
| $WO_{3(к)}$ | -843,0 | 76,1 |
| $Zn_{(к)}$ | 0 | 41,59 |
| $ZnO_{(к)}$ | -349,0 | 43,5 |
| $Ti_{(к)}$ | 0 | 30,6 |
| $TiCl_{4(г)}$ | -758,9 | 353,1 |

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 1999. – 559 с.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2000. – 720 с.
4. Жилин, Д.М. Общая химия. Практикум L-микро / Д.М. Жилин. – М.: МГИУ, 2006. – 322 с.
5. Коровин, Н.В. Задачи и упражнения по общей химии / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2003. – 254 с.
6. Фомичев, А.М. Энергетика химических процессов: задания для самостоятельной работы / А.М. Фомичев, Г.А. Алемаскина, В.А. Веклина; Самар. гос. аэрокосм. ун-т. – Самара, 1999. – 20 с.
7. Практикум по общей химии: методические указания к лабораторным работам / сост. [Н.А. Расщепкина и др.]. – Самара: Изд-во Самар. гос. аэрокосм. ун-та, 2007. – 96 с.

Учебное издание

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Практикум по общей химии

Составитель *Расщепкина Наталья Афанасьевна*

Редактор Т.С. Петренко
Доверстка Т.С. Петренко

Подписано в печать 13.04.2011. Формат 60×84 1/16.

Бумага офсетная. Печать офсетная.

Печ. л. 2,0.

Тираж экз. Заказ . Арт. /2011.

Самарский государственный
аэрокосмический университет им. академика С.П. Королёва.
443086, Самара, Московское шоссе, 34.

Изд-во Самарского государственного
аэрокосмического университета им. академика С.П. Королёва.
443086, Самара, Московское шоссе, 34.