

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

# ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям  
для студентов всех специальностей и направлений подготовки  
дневной и заочной форм обучения*

**ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ**



Могилев 2023

УДК 54  
ББК 24.1  
Х46

Рекомендовано к изданию  
учебно-методическим отделом  
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «29» мая 2023 г., протокол № 12

Составители: канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая;  
ст. преподаватель Т. С. Гранковская  
Рецензент О. В. Благодарная

Методические рекомендации предназначены для самостоятельной работы студентов и проведения практических занятий, содержат основные положения химической термодинамики, примеры термохимических расчетов и решения задач, а также контрольные задачи и упражнения.

Учебное издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	Т. А. Рыжикова
Компьютерная верстка	М. М. Дударева

Подписано в печать 12.09.2023 . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.  
Печать трафаретная. Усл. печ. л. 0,93. Уч.-изд. л. 1,0 . Тираж 26 экз. Заказ № 987.

Издатель и полиграфическое исполнение:  
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования  
«Белорусско-Российский университет».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя,  
изготовителя, распространителя печатных изданий  
№ 1/156 от 07.03.2019.  
Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский  
университет, 2023

## Содержание

Введение.....	4
1 Термодинамические переменные и термодинамические функции....	5
2 Энтальпия.....	6
2.1 Закон Гесса.....	6
2.2 Энтальпия образования химических соединений.....	7
2.3 Расчет энтальпии химической реакции.....	7
2.4 Тепловые эффекты фазовых превращений.....	8
3 Энтропия.....	8
3.1 Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.....	8
3.2 Мера неупорядоченности системы или энтропия.....	9
3.3 Стандартная абсолютная энтропия.....	9
3.4 Расчет энтропии химической реакции.....	10
4 Энергия Гиббса.....	10
4.1 Стандартная энергия Гиббса образования.....	10
4.2 Расчет энергии Гиббса химической реакции.....	11
4.3 Направление и пределы самопроизвольного течения химических реакций.....	11
Примеры решения задач.....	12
Задачи для самостоятельного решения.....	13
Приложение А .....	15
Список литературы.....	16

## Введение

Целью изучения данного раздела химии является знание основных понятий и законов химической термодинамики, типов термодинамических систем, параметров и функций состояния термодинамической системы, экзо- и эндотермических реакций, умение рассчитывать тепловой эффект химических реакций и изменение функций состояния, владение методами проведения термодинамических расчетов.

Химические реакции и фазовые превращения часто сопровождаются видимыми эффектами, наличие которых позволяет судить о протекании процесса. Это изменение агрегатного состояния, выпадение осадков, изменение окраски, выделение газов и т. д. И всегда – энергетическими эффектами, связанными с изменением состояния реагентов.

Химические взаимодействия приводят к изменению состава реагирующих веществ, сопровождающемуся разрушением имеющихся в соединении связей и образованием новых. В процессе взаимодействия энергия связей превращается в теплоту и работу.

Энергетические эффекты реакций различаются по величине и могут быть измерены. Их называют *тепловыми эффектами реакций* и измеряют в килоджоулях. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются *экзотермическими*, с поглощением – *эндотермическими*.

Для того чтобы иметь возможность сравнивать тепловые эффекты различных процессов, вводят представление о стандартных условиях и стандартном состоянии. *Стандартные условия*: температура  $T = 298,16$  К и давление  $P = 1$  атм = 101,3 кПа. За *стандартное состояние* принимают то, которое устойчиво при стандартных условиях. Так, например, из двух модификаций углерода – алмаза и графита – наиболее устойчивой считают графит, т. к. алмаз при нагревании превращается в графит и т. д.

Раздел химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций, или *термохимия*, тесно перекликается с разделом теоретической физики – *термодинамикой*, в котором изучают свойства тел и их изменения, происходящие при взаимном обмене энергией и веществом.

Объектом изучения в термодинамике является система.

*Системой* называется совокупность находящихся во взаимодействии веществ, мысленно (или фактически) обособленная от окружающей среды.

*Фаза* – это часть системы, однородная во всех точках по составу и свойствам и отделенная от других частей системы поверхностью раздела.

Различают *гомогенные и гетерогенные системы*. Гомогенные системы состоят из одной фазы, гетерогенные – из двух или нескольких.

# 1 Термодинамические переменные и термодинамические функции

*Химическая термодинамика* рассматривает химическую реакцию систему (реагенты  $\rightarrow$  продукты) как термодинамическую систему. Обмен энергией между реакционной системой и внешней средой происходит на основе законов термодинамики. Химическая термодинамика изучает переходы химической энергии в другие формы – тепловую, электрическую и т. п., устанавливает количественные законы этих переходов, а также направление и пределы самопроизвольного протекания химических реакций при заданных условиях.

Количественно характеризуют термодинамическую систему с помощью термодинамических переменных (рисунок 1).

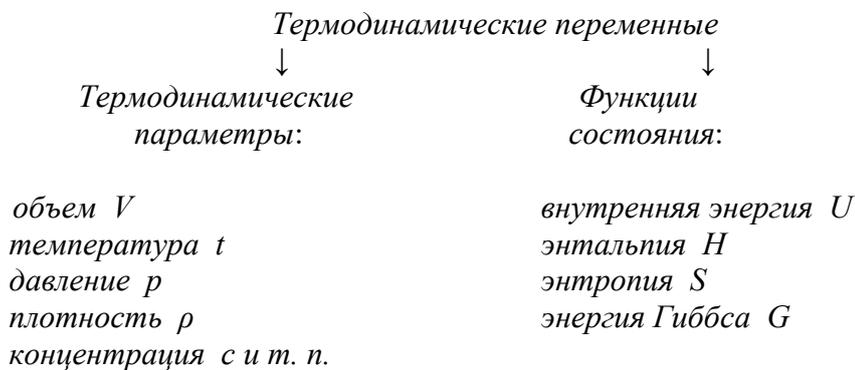


Рисунок 1

Специальное название – *функции состояния* введено для того, чтобы отличать свойства системы от таких характеристик процессов (функций процессов), как теплота и работа. Функции состояния зависят от термодинамических параметров *и не зависят от пути перехода системы из одного состояния в другое*. В методических рекомендациях мы рассмотрим только четыре термодинамические функции: внутреннюю энергию  $U$ , энтальпию  $H$ , энтропию  $S$ , энергию Гиббса  $G$ .

Одна и та же система может находиться в различных состояниях. Каждое состояние системы характеризуется определенным набором значений термодинамических параметров. Изменение хотя бы только одного термодинамического параметра приводит к изменению состояния системы в целом.

В зависимости от условий перехода системы из одного состояния в другое в термодинамике различают *изотермические, изобарические, изохорические и адиабатические процессы*. Первые протекают при постоянной температуре ( $T = \text{const}$ ), вторые – при постоянном давлении ( $p = \text{const}$ ), третьи – при постоянном объеме ( $V = \text{const}$ ), четвертые – в условиях отсутствия обмена теплотой между системой и окружающей средой ( $q = 0$ ).

Химические реакции часто протекают в изобарно-изотермических условиях ( $p = \text{const}$ ;  $T = \text{const}$ ). Такие условия соблюдаются, когда взаимодействия между веществами осуществляются в открытых сосудах без нагревания или при более высокой, но постоянной температуре.

## 2 Энтальпия

Энтальпия – это теплосодержание системы. Обозначают ее буквой  $H$  (аш). Абсолютное значение энтальпии системы определить экспериментально невозможно, но можно найти изменение энтальпии  $\Delta H$  при переходе системы из начального состояния в конечное:

$$\Delta H = H_2 - H_1.$$

Энтальпия равна тепловому эффекту реакции с противоположным знаком:

$$\Delta H = -Q.$$

Величину  $\Delta H$  считают положительной ( $\Delta H > 0$ ), если энтальпия системы возрастает. Поскольку значение  $\Delta H$  определяется разностью ( $H_2 - H_1$ ) и не зависит от пути и способа проведения процесса, энтальпию, как и внутреннюю энергию, относят к *термодинамическим функциям состояния системы*.

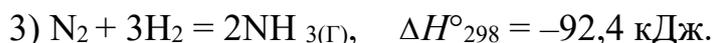
### 2.1 Закон Гесса

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

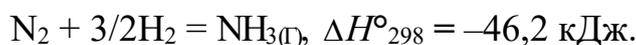
Уравнения химических реакций, в которых указаны их тепловые эффекты, называются **термохимическими уравнениями**. Поскольку от агрегатных состояний веществ зависит состояние системы в целом, в термохимических уравнениях с помощью буквенных индексов (к, ж, р или г) обозначаются состояния веществ (кристаллическое, жидкое, растворенное и газообразное). Также указывается аллотропная модификация вещества, если существуют несколько таких модификаций. Если агрегатное состояние вещества или его модификация при заданных условиях очевидны, буквенные индексы могут опускаться. Так, например, при атмосферном давлении и комнатной температуре водород и кислород газообразны (это очевидно), а образующийся при их взаимодействии продукт реакции  $\text{H}_2\text{O}$  может быть жидким и газообразным (водяной пар). Поэтому в термохимическом уравнении реакции должно быть указано агрегатное состояние  $\text{H}_2\text{O}$ :



В настоящее время принято указывать тепловой эффект реакции в виде изменения энтальпии  $\Delta H$ , равного теплоте изобарно-изотермического процесса  $q_{p,T}$ . Часто изменение энтальпии записывается как  $\Delta H^\circ_T$  или  $\Delta H^\circ_{298}$ . Верхний индекс «°» означает стандартную величину теплового эффекта реакции, а нижний – температуру, при которой идет взаимодействие. Ниже приведены примеры термохимических уравнений нескольких реакций:



В реакциях 1 и 3 энтальпия системы уменьшается ( $\Delta H^\circ_{298} < 0$ ). Эти реакции экзотермические. В реакции 2 энтальпия увеличивается ( $\Delta H^\circ_{298} > 0$ ); реакция эндотермическая. Во всех трех примерах величина  $\Delta H^\circ_{298}$  относится к тому числу молей веществ, которое определено уравнением реакции. Чтобы тепловой эффект реакции был выражен в килоджоулях, соотнесенных к 1 моль одного из исходных веществ или продуктов реакции, в термохимических уравнениях допускаются дробные коэффициенты:



## 2.2 Энтальпия образования химических соединений

Стандартной энтальпией (теплотой) образования химического соединения  $\Delta H^\circ_{f, 298}$  называют изменение энтальпии в процессе образования одного моля сложного вещества из простых веществ, также находящихся в стандартных состояниях ( $T = 298 \text{ К}$  и  $p = 101,3 \text{ кПа}$ ) и термодинамически устойчивых при данной температуре, фазах и модификациях (таблица А. 1). Обозначение:  $\Delta H^\circ_{f, 298}$ , где  $f$  – первая буква слова formation (англ.), в переводе на русский язык означающего «образование», указывает на то, что имеется в виду теплота образования, индекс  $^\circ$  указывает на стандартное состояние, индекс 298 указывает, что величина дается для температуры системы 298 К.

Стандартные энтальпии образования простых веществ принимаются равными нулю, если их агрегатные состояния и модификации устойчивы при стандартных условиях. Так, например, нулю равны  $\Delta H^\circ_{f, 298}(H_2)$ ,  $\Delta H^\circ_{f, 298}(O_2)$ ,  $\Delta H^\circ_{f, 298}(Al)$ , стандартная теплота образования жидкого брома  $\Delta H^\circ_{f, 298}(Br_{2(ж)})$  (а не газообразного) и графита  $\Delta H^\circ_{f, 298}(C_{(ГР)})$  (а не алмаза).

Стандартная энтальпия образования приводится в справочной литературе для множества веществ [1–3], в данных методических рекомендациях – в таблице А. 1.

Стандартная энтальпия образования соединения – мера его термодинамической устойчивости, прочности, количественное выражение энергетических свойств соединения.

## 2.3 Расчет энтальпии химической реакции

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 с учетом их стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:

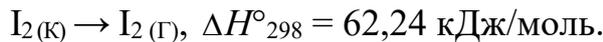
$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{f, 298}^{\circ} (\text{ПРОД. Р-ЦИИ}) - \sum \Delta H_{f, 298}^{\circ} (\text{ИСХОДН. В-В}). \quad (1)$$

Уравнение (1) позволяет определять как тепловой эффект реакции по известным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции, так и одну из энтальпий образования, если известны тепловой эффект реакции и все остальные энтальпии образования.

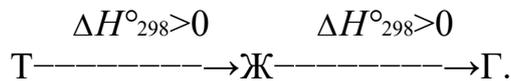
Тепловой эффект химической реакции является энергетическим эффектом процесса, протекающего при постоянной температуре. Используя справочные данные, которые относятся к 298 К, можно рассчитать тепловые эффекты реакций, протекающих при этой температуре.

## 2.4 Тепловые эффекты фазовых превращений

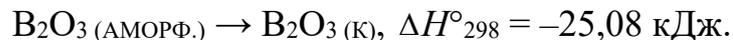
Фазовые превращения часто сопутствуют химическим реакциям. Однако тепловые эффекты фазовых превращений, как правило, меньше тепловых эффектов химических реакций. Ниже приведены примеры термохимических уравнений некоторых фазовых превращений:



Исходя из вышеприведенных данных можно отметить, что *фазовый переход из более в менее конденсированное состояние ведет к повышению энтальпии системы (тепло поглощается – процесс эндотермический)*.



Переход вещества из аморфного состояния в кристаллическое всегда сопровождается выделением теплоты ( $\Delta H < 0$ ) – процесс экзотермический:



## 3 Энтропия

### 3.1 Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы

Многие процессы осуществляются самопроизвольно, т. е. без затраты работы извне. В ходе самопроизвольного процесса система теряет способность производить полезную работу.

*Самопроизвольный процесс не может протекать в обратном направлении так же самопроизвольно, как в прямом.* К процессам, обратным по отношению к самопроизвольным, применяется термин «несамопроизвольные».

При изучении химических взаимодействий очень важно оценить возможность или невозможность их самопроизвольного протекания при заданных условиях, выяснить *химическое сродство веществ*. Должен быть критерий, с помощью которого можно было бы установить принципиальную осуществимость, направление и пределы самопроизвольного течения реакции при тех или иных температурах и давлениях. Первый закон термодинамики такого критерия не дает. Тепловой эффект реакции не определяет направления процесса: самопроизвольно могут протекать как экзотермические, так и эндотермические реакции.

*Критерий самопроизвольного протекания процесса в изолированных системах дает второй закон термодинамики.* Прежде чем перейти к рассмотрению этого закона, введем представление о термодинамической функции состояния системы, называемой *энтропией*.

### 3.2 Мера неупорядоченности системы или энтропия

Для характеристики состояния некоторого количества вещества, являющегося совокупностью очень большого числа молекул, можно или указать температуру, давление и другие термодинамические параметры состояния системы, или указать мгновенные координаты каждой молекулы ( $x_1, y_1, z_1$ ) и скорости перемещения по всем трем направлениям ( $v_{x1}, v_{y1}, v_{z1}$ ). В первом случае охарактеризовывается макросостояние системы, во втором – микросостояние. Каждому макросостоянию отвечает огромное число микросостояний. Число микросостояний, с помощью которых осуществляется данное макросостояние, называют *термодинамической вероятностью состояния системы* и обозначают  $W$ .

Термодинамическая вероятность состояния системы, состоящей всего из 10 молекул газа, примерно 1000, а ведь только в 1 см<sup>3</sup> газа содержится  $2,7 \cdot 10^{19}$  молекул (н. у.). Чтобы перейти к более удобным для восприятия и расчетов числам, в термодинамике используют не величину  $W$ , а ее логарифм  $\ln W$ . Последнему можно придать размерность (джоуль/К), умножив на константу Больцмана  $k$ :

$$S = k \ln W.$$

Величину  $S$  называют *энтропией* системы.

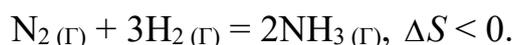
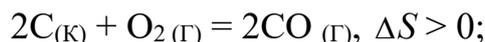
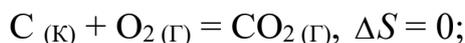
### 3.3 Стандартная абсолютная энтропия

Это энтропия 1 моль вещества в его стандартном состоянии при 298 К –  $S^{\circ}_{298}$ . Ее величина зависит от количества рассматриваемого вещества.

В отличие от остальных термодинамических функций можно определить не только изменение, но и абсолютное значение энтропии. *При абсолютном нуле (0 К или  $-273$  °С) энтропию идеального кристалла принимают равной нулю (постулат Планка).* Тогда при температурах, отличных от абсолютного нуля, любое вещество (и простое в том числе) обладает некоей мерой неупорядоченности.

При  $p = \text{const}$  энтропия является функцией температуры  $T$ , причем температура замерзания и температура кипения – это те точки, в которых энтропия изменяется особенно резко, скачкообразно.

Итак, *энтропия  $S$  является мерой неупорядоченности системы.* «Носителями» энтропии являются газы. *Если при реакции увеличивается число молей газообразных веществ, то увеличивается и энтропия.* То есть, не производя расчетов, можно при необходимости определить знак изменения энтропии системы:



В таблице А.1 приведены значения  $S^{\circ}_{298}$  некоторых веществ.

### 3.4 Расчет энтропии химической реакции

Так как энтропия есть функция состояния системы, то *изменение энтропии  $\Delta S$  при химической реакции равно сумме энтропии продуктов реакции за вычетом суммы энтропии исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:*

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum S^{\circ}_{298} (\text{ПРОД. Р-ЦИИ}) - \sum S^{\circ}_{298} (\text{ИСХОДН. В-В}). \quad (2)$$

*В изолированных системах самопроизвольно идут только те процессы, которые сопровождаются ростом энтропии системы:  $\Delta S > 0$ ; при этом пределом самопроизвольного течения процесса является достижение максимальной для данных условий энтропии  $S_{\text{max}}$ .*

Рассмотренное положение представляет одну из формулировок **второго закона термодинамики** (закон имеет статистический характер, т. е. применим лишь к системам, состоящим из очень большого числа частиц).

## 4 Энергия Гиббса

Энергия Гиббса  $G$  (изобарно-изотермический потенциал) – термодинамическая функция состояния системы (килоджоуль). Изменение энергии Гиббса в системе при протекании химической реакции  $\Delta G$  называют энергией Гиббса химической реакции.

Энергия Гиббса химической реакции  $\Delta G^{\circ}_{298}$  характеризует направление и предел самопроизвольного протекания реакции в условиях постоянства температуры и давления.

### 4.1 Стандартная энергия Гиббса образования

Стандартной энергией Гиббса образования химического соединения  $\Delta G^{\circ}_{f, 298}$  называют *энергию Гиббса реакции образования одного моля этого соединения,*

находящегося в стандартном состоянии, из соответствующих простых веществ, также находящихся в стандартных состояниях и термодинамически устойчивых при данной температуре, фазах и модификациях (см. таблицу А.1).

Стандартные энергии Гиббса образования простых веществ принимают равными нулю, если их агрегатные состояния и модификации устойчивы при стандартных условиях.

#### **4.2 Расчет Энергии Гиббса химической реакции**

Расчет можно осуществить двумя способами.

Первый способ – по следствию из закона Гесса:  $\Delta G$ , являясь изменением термодинамической функции состояния системы, равна сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:

$$G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G^{\circ}_{f, 298} (\text{ПРОД. Р-ЦИИ}) - \sum \Delta G^{\circ}_{f, 298} (\text{ИСХОДН. В-В}). \quad (3)$$

4.1.2 второй способ – через энтальпию и энтропию системы:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \quad (4)$$

где  $\Delta G$ ,  $\Delta H$  и  $\Delta S$  – изменение соответствующих термодинамических функций в ходе реакции, протекающей при  $p = \text{const}$  и температуре  $T$ . Данную формулу целесообразно использовать при условиях, отличных от стандартных.

#### **4.3 Направление и пределы самопроизвольного течения химических реакций**

При постоянных температуре и давлении (изобарно-изотермические условия) реакция протекает самопроизвольно в том направлении, которому отвечает **убыль энергии Гиббса системы**. Поэтому условием самопроизвольного течения химической реакции при заданных  $p$  и  $T$  является неравенство

$$\Delta G < 0. \quad (5)$$

**Любая реакция при постоянных температуре и давлении протекает самопроизвольно в направлении убыли энергии Гиббса.**

Пределом этой убыли является минимальное значение  $G$ , отвечающее состоянию **равновесия системы** ( $\Delta G = 0$ ). Исходя из этого можно определить температуру химического равновесия (она же температура начала химической реакции):

$$T = \Delta H / \Delta S. \quad (6)$$

Химическое равновесие имеет динамический характер. Скорость реакции (число частиц вещества, образующихся в единицу времени в единице объема) в прямом направлении равна скорости реакции в обратном направлении.

## Примеры решения задач

**Задача 1.** Сколько теплоты выделится при сжигании 20 л этилена, взятого при нормальных условиях, если известны стандартные теплоты образования веществ?

*Решение*

Запишем уравнение процесса:



Согласно следствию из закона Гесса, стандартная энтальпия химической реакции равна сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Тепловой эффект данной реакции рассчитывается по уравнению

$$\Delta H^\circ_{\text{Х.Р.}} = 2 \cdot \Delta H^\circ_{f, 298} \text{CO}_2 + 2 \cdot \Delta H^\circ_{f, 298} \text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) - (\Delta H^\circ_{f, 298} \text{C}_2\text{H}_4(\text{Г}) + 3 \cdot \Delta H^\circ_{f, 298} \text{O}_2(\text{Г})).$$

Подставляем справочные данные из таблицы А.1, получим

$$\Delta H^\circ_{\text{Х.Р.}} = 2 \cdot (-396,3) + 2 \cdot (-285,84) - 52,28 = -1130,72 \text{ кДж}.$$

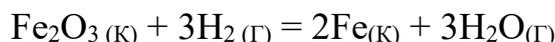
Следовательно, при сжигании 1 моль  $\text{C}_2\text{H}_4$  выделяется 1130,72 кДж. Однако по условию задачи сжигается 20 л этилена, что составляет

$$n = 20,0/22,4 = 0,89 \text{ моль } \text{C}_2\text{H}_4,$$

где 22,4 – молярный объем любого газа при нормальных условиях, л/моль. Таким образом, при сгорании 0,89 моль  $\text{C}_2\text{H}_4$  выделится

$$0,89 \cdot 1130,72 = 1009,57 \text{ кДж теплоты}.$$

**Задача 2.** Установите, возможно ли при температурах 298 и 1000 К восстановление оксида Fe (III) до свободного металла по уравнению



при стандартных состояниях. Определите температуру равновесия системы. Зависимостью  $\Delta H^\circ_{\text{Х.Р.}}$  и  $\Delta S^\circ_{\text{Х.Р.}}$  от температуры пренебречь.

*Решение*

В таблице А.1 найдем значения  $\Delta H^\circ_{298}$ ,  $S^\circ_{298}$  и  $\Delta G^\circ_{298}$  для исходных веществ и продуктов реакции. Рассчитаем стандартные энтальпию, энтропию и энергию Гиббса реакции:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{Х.Р.}} &= 2 \cdot \Delta H^\circ_{f, 298} \text{Fe} + 3 \cdot \Delta H^\circ_{f, 298} \text{H}_2\text{O}(\text{Г}) - (\Delta H^\circ_{f, 298} \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{К}) + 3 \cdot \Delta H^\circ_{f, 298} \text{H}_2) = \\ &= 2 \cdot 0 + 3 \cdot (-241,7) - (-821,3 + 3 \cdot 0) = 96,2 \text{ кДж}; \end{aligned}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{Х.Р.}} = 2 \cdot S^\circ_{298} \text{Fe} + 3 \cdot S^\circ_{298} \text{H}_2\text{O}(\text{Г}) - (S^\circ_{298} \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{К}) + 3 \cdot S^\circ_{298} \text{H}_2) =$$

$$= 2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,8 - (89,8 + 3 \cdot 130,6) = 139,1 \text{ Дж/К};$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{Х.Р.}} = 2 \cdot \Delta G^{\circ}_{f, 298 \text{ Fe}} + 3 \cdot \Delta G^{\circ}_{f, 298 \text{ H}_2\text{O}(\text{Г})} - (\Delta G^{\circ}_{f, 298 \text{ Fe}_2\text{O}_3(\text{К})} + 3 \cdot \Delta G^{\circ}_{f, 298 \text{ H}_2}) = \\ = 2 \cdot 0 + 3 \cdot (-228,61) - (-740,98 + 3 \cdot 0) = 55,18 \text{ кДж.}$$

Для данного процесса при  $T = 298 \text{ К}$   $\Delta G_{\text{Х.Р.}} > 0$ , т. е. невозможно восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{К})$  водородом для получения свободного металла. Рассчитаем энергию Гиббса реакции при  $1000 \text{ К}$  по формуле

$$\Delta G_{\text{Х.Р.}} = \Delta H^{\circ}_{298} - T\Delta S^{\circ}_{298};$$

$$\Delta G^{\circ}_{1000} = 96,2 \cdot 10^3 - 1000 \cdot 139,1 = -49,2 \text{ кДж.}$$

Для данного процесса при  $T = 1000 \text{ К}$   $\Delta G^{\circ}_{\text{Х.Р.}} < 0$ , т. е. возможно восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{К})$  водородом для получения свободного металла.

Равновесие в системе наступит при  $\Delta G^{\circ}_{\text{Х.Р.}} = 0$ . Исходя из этого равновесную температуру определим по формуле

$$T = \Delta H^{\circ}_{298} / \Delta S^{\circ}_{298} = 96,2 \cdot 10^3 / 139,1 = 691,59 \text{ К.}$$

Равновесие в системе наступит при температуре  $691,59 \text{ К}$ .

### **Контрольные вопросы**

- 1 Что такое термодинамическая система?
- 2 С помощью каких термодинамических переменных можно количественно охарактеризовать термодинамическую систему?
- 3 Что такое функция состояния термодинамической системы?
- 4 Перечислите термодинамические параметры.
- 5 Охарактеризуйте энтальпию как функцию состояния системы. Какое состояние вещества принято за точку отсчета изменения энтальпии в химических реакциях?
- 6 Сформулируйте закон Гесса, следствие из закона Гесса для энтальпии.
- 7 Охарактеризуйте энтропию как функцию состояния системы. Что приняли за ноль для энтропии? Как изменяется энтропия системы при изменении объема, давления, температуры?
- 8 Охарактеризуйте энергию Гиббса как функцию состояния системы и проиллюстрируйте ее применение для указания направления самопроизвольного протекания химической реакции.

### **Задачи для самостоятельного решения**

**Задача 1.** Известно, что стандартные теплоты образования

$$\Delta H^{\circ}_{f, 298 \text{ MnO}(\text{К})} = -384,93 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}_{f, 298 \text{ Mn}_2\text{O}_3(\text{К})} = -959,81 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}_{f, 298 \text{ MnO}_3 (\text{K})} = -519,65 \text{ кДж/моль.}$$

Какой из трех оксидов марганца является наиболее устойчивым? Запишите уравнения реакций, тепловые эффекты которых в стандартном состоянии соответствуют стандартной теплоте образования соответствующего оксида.

**Задача 2.** В справочнике приведены два значения стандартной теплоты образования  $\text{I}_2$   $\Delta H^{\circ}_{f, 298 \text{ I}_2} = 0$ ; 62,24 кДж/моль. Какая из модификаций йода является наиболее устойчивой:  $\text{I}_2 (\text{K})$  или  $\text{I}_2 (\text{Г})$ ? Укажите, какому агрегатному состоянию  $\text{I}_2$  соответствует каждое значение  $\Delta H^{\circ}_{f, 298}$ . Какая из модификаций находится в стандартном состоянии? Рассчитайте тепловой эффект реакции сублимации (возгонки) йода. Экзо- или эндотермической реакцией будет реакция сублимации?

**Задача 3.** При полном сгорании этилена

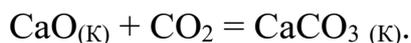
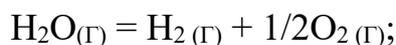


выделилось 6226 кДж теплоты. Рассчитайте объем вступившего в реакцию кислорода (н. у.).

**Задача 4.** Сколько теплоты выделится при сгорании бензола массой 20 г?

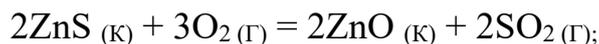
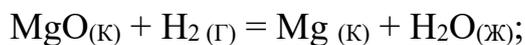
**Задача 5.** При взаимодействии железа массой 21 г с серой выделилось 36,54 кДж. Рассчитайте стандартную теплоту образования сульфида железа (II).

**Задача 6.** Рассчитайте энтропию реакций

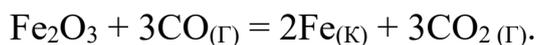
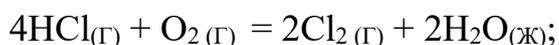


В какой реакции знак изменения энтропии способствует самопроизвольному протеканию процесса?

**Задача 7.** Не производя вычислений, укажите, для каких из перечисленных реакций изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию реакций:



**Задача 8.** Определите, какие из перечисленных ниже реакций могут протекать при стандартных состояниях всех веществ и 298 К:



## Приложение А (справочное)

Таблица А. 1 – Термодинамические характеристики некоторых веществ при 298 К

Вещество	$\Delta H^{\circ}_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^{\circ}_{298}$ , кДж/моль	$S^{\circ}_{298}$ , Дж/(моль К)
1	2	3	4
Al (к)	0,00	0,00	28,32
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к, корунд)	-1676	-1580	50,94
C (алмаз)	1,83	2,85	2,38
C (графит)	0,00	0,00	5,74
CO (г)	-110,5	-137,14	197,54
CO <sub>2</sub> (г)	-393,51	-394,38	213,68
CH <sub>4</sub> (г)	-74,85	-50,79	186,19
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,75	209,2	200,8
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52,28	68, 11	219,4
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	-84,68	32,89	229,5
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (г)	82,93	129,7	269,2
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (ж)	49	124,5	172,8
CH <sub>3</sub> OH (ж)	-238,6	-166,23	126,8
CH <sub>3</sub> OH (г)	-201,2	-161,9	239,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (г)	-235,3	-167,4	278,0
CCl <sub>4</sub> (г)	-106,7	-64,0	309,7
Ca (к)	0,00	0,00	41,42
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1207,1	-1128,76	92,88
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1141	-1058	81,1
Fe (к)	0,00	0,00	27,15
FeCO <sub>3</sub> (к)	-747,7	-673,9	92,88
FeO (к)	-263,8	-244,3	58,79
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-822,16	-740,98	89,96
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-1117,7	-1014,2	146,4
FeS (к)	-95,1	-97,6	67,4
H <sub>2</sub> (г)	0,00	0,00	130,58
HBr(г)	-35,98	-53,5	198,5
HCl (г)	-92,3	-95,27	186,69
1	2	3	4
H <sub>2</sub> O (г)	-241,82	-228,61	188,7
H <sub>2</sub> O (ж)	-285,84	-237,2	70,08
H <sub>2</sub> O (к)	-291,85	-235,5	44,1
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (ж)	-187,8	-120,4	109,6
H <sub>2</sub> S (г)	-20,17	33,01	205,6
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж)	-811,3	-690,3	156,9
MgO (к)	-601,24	-569,4	26,94
N <sub>2</sub>	0,00	0,00	191,5
NH <sub>3</sub> (г)	-46,16	-16,66	192,5

Окончание таблицы А. 1.

1	2	3	4
NH <sub>4</sub> OH (р)	-361,2	-254,2	165,4
NH <sub>4</sub> Cl (к)	-314,4	-203,0	94,6
NO (г)	90,37	86,71	210,62
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	51,8	240,45
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,66	98,28	304,3
Na (к)	0,00	0,00	51,0
NaCl (к)	-410,9	-384,0	72,33
O <sub>2</sub> (г)	0,00	0,00	205,04
O <sub>3</sub> (г)	142,3	163,4	238,8
PbO (к)	-217,9	-188,5	69,45
PbSO <sub>4</sub> (к)	-918,1	-811,2	147,28
PbO <sub>2</sub> (к)	-276,6	-219,0	76,44
S (к, ромб.)	0,00	0,00	31,85
SO <sub>2</sub>	-296,6	-300,4	248,1
SO <sub>3</sub> (г)	-395,2	-370,4	256,23
TiO <sub>2</sub> (к, рутил)	-941,0	-881,6	50,2
ZnO (к)	-349,0	-318,2	42,5
ZnSO <sub>4</sub> (к)	-978,2	-870,2	124,6

### Список литературы

- 1 **Росин, И. В.** Химия : учебник и задачник для прикладная бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва : Юрайт, 2019. – 420 с.
- 2 Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие / Под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова. – 5-е изд., стер. – Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар ; Лань, 2021. – 492 с.
- 3 Химия : учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2019. – 431 с.