

**Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего профессионального образования  
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ»**

---

Институт управления и информационных технологий  
Кафедра химии и инженерной экологии

М.Т. Мчедлидзе, М.А. Иванова, С.М. Ануфриева

**ОБЩАЯ ХИМИЯ**

**часть 1**

*Практикум по курсу «Химия»*

Москва – 2014

**Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего профессионального образования  
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ»**

---

Институт управления и информационных технологий  
Кафедра химии и инженерной экологии

М.Т. Мchedлидзе, М.А. Иванова, С.М. Ануфриева

**ОБЩАЯ ХИМИЯ**

часть 1

Рекомендовано редакционно-издательским советом университета  
в качестве практикума для студентов бакалавриата, изучающих курс  
«Химия»

Москва – 2014

УДК 54

М 93

Мчедлидзе М.Т., Иванова М.А., Ануфриева С.М. Общая химия. Ч. 1: Практикум. – М.: МГУПС (МИИТ), 2014. - 51 с.

Данная работа наряду с учебным пособием «Общая химия. Ч. 1.» является составной частью учебно-методического комплекса по дисциплине «Химия» для студентов бакалавриата. Практикум предназначен для практических занятий, а также для самостоятельной работы студентов по темам: «Номенклатура и свойства неорганических веществ», «Химическая термодинамика и кинетика», «Равновесие». Приведены подробные решения задач, даны задания для самостоятельной работы. Материал построен таким образом, что позволяет самостоятельно освоить темы, прорешав последовательно все задания. Каждый раздел содержит дополнительные задания с практическим уклоном, ориентированные на профиль предполагаемой деятельности студентов, позволяющие использовать полученные теоретические знания применительно к реальным условиям и объектам. В конце каждого раздела приводятся варианты контрольных работ и тестового контроля по изученной теме, позволяющие студентам подготовиться к контролю знаний.

Практикум составлен в соответствии с учебными планами по химии для бакалавриата и предназначен для студентов технических специальностей

© МГУПС (МИИТ), 2014

## Номенклатура, свойства и получение неорганических веществ

*Содержание темы.*

Понятие «степень окисления», составление формул неорганических веществ. Основные классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли. Принципы номенклатуры. Свойства и получение основных классов неорганических соединений [1 – с. 341-418], [2 – с. 3-12].

*Примеры решения задач.*

**Пример 1.** Дать названия соединениям:  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , проставить степени окисления над каждым атомом в их молекулах и указать к какому классу неорганических веществ они относятся.

**Решение.**

$\text{Ca}^{+2}(\text{H}^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}_4)_2$  – гидросульфат кальция, кислая соль;

$\text{Na}^{+1}_2\text{O}$  – оксид натрия, оксид;

$\text{Al}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_3$  – гидроксид алюминия, основание;

$\text{H}^{+1}_2\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}_3$  – угольная кислота, кислота.

**Пример 2.** Составить формулы следующих соединений: а) оксид алюминия (III), б) ортофосфорная кислота, в) хлорид гидроксобария, г) гидроксид железа (II).

**Решение.**

а)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;

б)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

в)  $\text{BaOHCl}$ ;

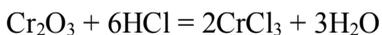
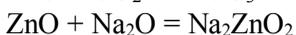
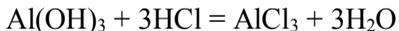
г)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

**Пример 3.** Какие из указанных веществ: MgO, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> относятся к кислотным оксидам и почему?

**Решение.** Оксидами являются вещества, молекулы которых состоят из двух элементов, один из которых – кислород. В состав кислотных оксидов, помимо атома кислорода, входит неметалл. При взаимодействии таких оксидов с водой образуется кислота. Из представленных выше соединений к кислотным оксидам относятся: N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>2</sub>.

**Пример 4.** Какие из соединений: CaO, Al(OH)<sub>3</sub>, MgO, BaO, ZnO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> обладают свойством амфотерности? Что характеризует данное свойство?

**Решение.** Амфотерными называют соединения, проявляющие кислотные и основные свойства. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами, и с основаниями. Амфотерные оксиды реагируют с кислотами, основаниями, а также с кислотными и основными оксидами. Из предложенных соединений свойствами амфотерности обладают: Al(OH)<sub>3</sub>, ZnO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

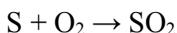


**Пример 5.** Осуществить следующую цепочку превращений:

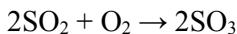


**Решение.**

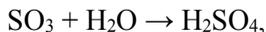
а) Сернистый газ SO<sub>2</sub> образуется при горении серы:



б) Каталитическое окисление SO<sub>2</sub> в присутствии катализатора V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> дает SO<sub>3</sub>. Это одна из стадий промышленного получения серной кислоты.



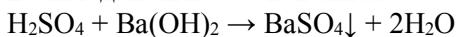
в) При взаимодействии оксида серы (VI) с водой образуется серная кислота:



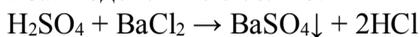
поскольку  $\text{SO}_3$  относится к кислотным оксидам.

г) Получить сульфат бария из серной кислоты можно различными способами, основываясь на свойствах кислот.

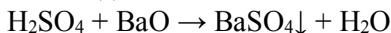
1. Взаимодействие с основанием:



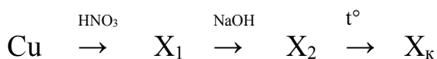
2. Взаимодействие с солью:



3. Взаимодействие с основным оксидом:



**Пример 6.** Определить конечный продукт ( $X_K$ ) в цепочке превращений и написать уравнения всех реакций:

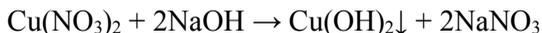


**Решение.**

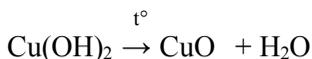
а) При действии концентрированной азотной кислоты на медь реакция протекает по следующей схеме:



б) Реакция нитрата меди с гидроксидом натрия дает осадок голубого цвета  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ :



в) Разложение гидроксида меди идет при высокой температуре:



Конечным продуктом данной цепочки превращения является  $\text{CuO}$  – оксид меди (II).

### *Задания для самостоятельной работы*

1. Назвать следующие химические соединения и определить степени окисления всех элементов:

а)  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{K}_2\text{SiO}_3$

б)  $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Co}(\text{HSO}_3)_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$

в)  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{FeOHSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{HBr}$

г)  $\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NiS}$

д)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgOHNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HI}$

2. Написать формулы следующих химических соединений:

а) Гидроксофосфат натрия, сульфат натрия, гидроксид лития, угольная кислота.

б) Нитрат дигидроксожелеза (III), хлорная кислота, гидроксид бария, оксид углерода (IV), гидроксид алюминия.

в) Гидроксид аммония, нитрат дигидроксокадмия, гидрокарбонат магния, сульфат натрия, гидросульфит бериллия.

г) Оксид углерода (II), сернистая кислота, дигидроортофосфат калия, гидросульфат кобальта(II), гидроксид стронция.

д) Сероводородная кислота, нитрат хрома (III), гидроксид бериллия, сульфат гидроксицинка, дигидрофосфат лития.

3. Указать из предложенных соединений:

а) только амфотерные оксиды:

$\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}$

б) только кислотные оксиды:

$\text{ZnO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CaO}$

в) только основные оксиды:

$\text{BaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$

г) только кислые соли:

NaHS, KCl, (FeOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ba(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

д) только основные соли:

Mn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, NaHSO<sub>3</sub>, AlOHCl<sub>2</sub>, BeCl<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>

е) только средние соли:

KF, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, ZnOHCl, Co(HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, Cd(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

4. Осуществить следующие превращения:

а) KClO<sub>3</sub> → O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> → O<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>O → O<sub>2</sub> → P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

б) P → P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → Ca (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

в) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → HNO<sub>3</sub> → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub> → CuO

г) Na → NaOH → NaHCO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

д) Ba → BaO → Ba(OH)<sub>2</sub> → BaSO<sub>4</sub>

е) NaCl → Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → NaHCO<sub>3</sub> → NaCl → NaOH

ж) Na → NaOH → Cu(OH)<sub>2</sub> → CuO → Cu

з) N<sub>2</sub> → NH<sub>3</sub> → (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → NH<sub>4</sub>Cl → NH<sub>3</sub> → NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>

и) MgCO<sub>3</sub> → MgCl<sub>2</sub> → Mg → MgSO<sub>4</sub> → Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

6. Определить конечные продукты (X<sub>к</sub>) соответствующих цепочек превращения с указанием их названий и формул:

а) Na  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  X<sub>1</sub>  $\xrightarrow{\text{Zn(OH)}_2}$  X<sub>к</sub>

б) Fe(OH)<sub>3</sub>  $\xrightarrow{t^\circ}$  X<sub>1</sub>  $\xrightarrow{\text{HCl}}$  X<sub>2</sub>  $\xrightarrow{\text{Na}_2\text{S}}$  X<sub>к</sub>

в) Ba  $\xrightarrow{\text{O}_2}$  X<sub>1</sub>  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  X<sub>2</sub>  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$  X<sub>к</sub>

г) Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>  $\xrightarrow{\text{KOH}}$  X<sub>1</sub>  $\xrightarrow{\text{HCl}}$  X<sub>к</sub>

д) ZnO  $\xrightarrow{\text{HCl}}$  X<sub>1</sub>  $\xrightarrow{\text{NaOH}}$  X<sub>2</sub>  $\xrightarrow{\text{HBr}}$  X<sub>к</sub>

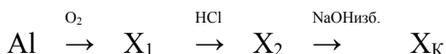
### *Дополнительные задачи*

1. В коррозионных процессах, идущих с кислородной деполаризацией, вводят поглотители, снижающие концентрацию кислорода в растворе, например,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Напишите реакцию взаимодействия сульфита натрия с кислородом. Определите степень окисления серы и кислорода в исходных соединениях и продуктах реакции. К какому типу относится эта реакция?
2. Одной из причин коррозии опор контактной сети является растрескивание бетона при агрессивном воздействии на него окружающей среды. Так, например, минеральные или органические кислоты растворяют и вымывают из бетона известь. Напишите реакцию взаимодействия гашеной извести  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  с соляной кислотой. К какому типу реакций она относится?
3. В дизельных двигателях используют жидкостные нейтрализаторы, снижающие выделение токсичных выхлопных газов за счет поглощения из них вредных соединений, например, альдегидов и оксидов азота. Эффективным жидкостным нейтрализатором является 10%-ный раствор  $\text{NaHSO}_3$ . Напишите реакцию поглощения оксида азота (IV) водой.
4. Одним из технологических процессов в строительстве является гашение извести водой. Напишите реакцию гашения извести. Свойство какой группы оксидов (основных или кислотных) характеризует эта реакция.
5. При производственном получении жидкого кислорода из воздуха возникает необходимость предварительного удаления углекислого газа. С этой целью воздух пропускают через раствор каустической соды  $\text{NaOH}$ . Напишите реакцию, которая протекает на данной стадии процесса.

## Примеры контрольной работы по теме «Номенклатура, свойства и получение неорганических веществ»

### Билет № 1

1. Назвать следующие химические соединения и определить степени окисления всех элементов:  $\text{CO}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{NaHSO}_3$ .
2. В группе соединений:  $\text{SnO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$  указать кислотные оксиды.
3. Напишите реакции получения оксида кальция.
4. Определить конечный продукт ( $\text{X}_\text{к}$ ) в следующей цепочке превращений:



### Билет № 2

1. Написать формулы следующих химических соединений: оксид азота (I), гидроксид лития, гидросульфид натрия, сульфат железа (III), азотистая кислота.
2. С какими из перечисленных соединений:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaO}$  может реагировать соляная кислота? Написать уравнения реакций.
3. Оксид цинка относится к амфотерным соединениям. Напишите реакции взаимодействия указанного оксида с кислотой, основанием, с кислотным и основным оксидом.
4. Осуществить следующие превращения:  
 $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$

## Пример тестового контроля по теме «Номенклатура, свойства и получение неорганических веществ»

1. Степень окисления атома в молекуле соединения показывает:
  - а) заряд ядра
  - б) порядковый номер
  - в) условный заряд атома
  - г) полярность атома.
2. Амфотерное соединение может взаимодействовать:
  - а) только с кислотами
  - б) только с солями
  - в) только с основаниями
  - г) с кислотами и основаниями.
3.  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{KHSe}$ ,  $\text{CaHPO}_4$  представляют собой соли:
  - а) основные
  - б) кислые
  - в) средние
  - г) двойные.
4. С каким оксидом реагирует  $\text{HCl}$ :
  - а)  $\text{Na}_2\text{O}$
  - б)  $\text{CO}_2$
  - в)  $\text{SiO}_2$
  - г)  $\text{N}_2\text{O}_4$
5. При термическом разложении какой соли **не** образуются основной и кислотный оксиды:
  - а)  $\text{AgNO}_3$
  - б)  $\text{CaCO}_3$
  - в)  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
  - г)  $\text{BaSO}_3$

# Химическая термодинамика

*Содержание темы.*

Термодинамическая система. Термодинамические функции. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Энтропия. Второе начало термодинамики. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания реакций. [1 – 115-142], [2 – с. 13-24]

## Вычисление тепловых эффектов химических реакций и теплот образования веществ

*Примеры решения задач.*

**Пример 1.** Определите тепловой эффект реакции  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{SO}_3(\text{г}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{т})$ , используя значения стандартных теплот образования реагирующих веществ.

**Решение:** Согласно следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования реагирующих веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \nu_j \Delta_f H^\circ_j - \sum \nu_i \Delta_f H^\circ_i$$

$$\Delta_r H^\circ_{298} = \Delta_f H^\circ_{298}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - \Delta_f H^\circ_{298}(\text{Al}_2\text{O}_3) - 3\Delta_f H^\circ_{298}(\text{SO}_3) = -3434,0 - (-656,8) - 3 \cdot (-395,2) = -1591,6 \text{ кДж.}$$

Отрицательное значение  $\Delta H$  свидетельствует о том, что реакция экзотермическая.

**Ответ:** В реакции выделяется 1591,6 кДж тепла.

**Пример 2.** Определите стандартную теплоту образования сероуглерода  $\text{CS}_2$ , если известно, что  $\text{CS}_2(\text{ж}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$ ;  $\Delta_r H^\circ = -1075 \text{ кДж/моль}$ .

**Решение:** Запишем для данной реакции формулу для расчета  $\Delta H^\circ$  по закону Гесса:

$$\Delta_r H^\circ_{298} = \Delta_f H^\circ_{298}(\text{CO}_2) + 2\Delta_f H^\circ_{298}(\text{SO}_2) - \Delta_f H^\circ_{298}(\text{CS}_2) - 3\Delta_f H^\circ_{298}(\text{O}_2).$$

Учтем, что теплота образования простого вещества ( $\text{O}_2$ ) равна 0 и выразим из уравнения теплоту образования сероуглерода:

$$\Delta_f H^\circ_{298}(\text{CS}_2) = \Delta_f H^\circ_{298}(\text{CO}_2) + 2\Delta_f H^\circ_{298}(\text{SO}_2) - \Delta_f H^\circ_{298} = -393,5 + 2(-296,9) - (-1075) = 87,7 \text{ кДж/моль.}$$

**Ответ:**  $\Delta_f H^\circ_{298}(\text{CS}_2) = 87,7 \text{ кДж/моль.}$

**Пример 3.** Окисление железа описывается термохимическим уравнением:

$2\text{Fe}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}); \Delta_r H^\circ_{298} = -821 \text{ кДж.}$  Сколько тепла выделяется при окислении 1,12 кг железа?

**Решение:** Из термохимического уравнения видно, что при реакции 2 молей Fe выделяется 821 кДж теплоты. По условию задачи окисляется 1,12 кг железа. Определим количество молей железа.

$n = m(\text{Fe})/A_r(\text{Fe}) = 1120/56 = 20 \text{ моль.}$  Составим пропорцию:

2 моль Fe – 821 кДж

20 моль Fe – x кДж.

$$x = 8210 \text{ кДж.}$$

**Ответ:** выделяется 8210 кДж теплоты.

**Пример 4.** На основе термохимического уравнения  $2\text{P}(\text{т}) + 2,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{т}); \Delta_r H^\circ_{298} = -1507 \text{ кДж}$  рассчитайте массу фосфора, необходимого для получения 5274 кДж теплоты.

**Решение:** По термохимическому уравнению на 2 моля фосфора выделяется 1507 кДж теплоты. Определим, сколько молей фосфора необходимо для получения 5274 кДж теплоты.

2 моль P – 1507 кДж

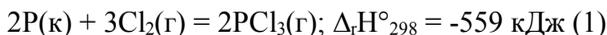
x моль P – 5274 кДж

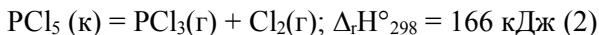
$$x = 5274 \cdot 2 / 1507 = 7 \text{ моль.}$$

$$m(\text{P}) = n \cdot A_r(\text{P}) = 7 \cdot 31 = 217 \text{ г.}$$

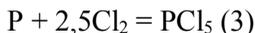
**Ответ:** 217 г фосфора.

**Пример 5.** На основании данных термохимических уравнений рассчитайте стандартную энтальпию образования  $\text{PCl}_5$  из простых веществ.

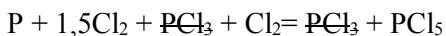
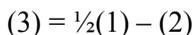




**Решение:** Реакция образования  $\text{PCl}_5$  из простых веществ:



Для определения теплового эффекта этой реакции необходимо из реакций (1) и (2) получить реакцию (3). Для этого из реакции (1) вычитаем реакцию (2), предварительно разделив на 2 коэффициенты в уравнении реакции (1).



Таким же образом поступаем с энтальпиями реакций:

$$\Delta_f \text{H}^\circ(3) = \frac{1}{2}\Delta_f \text{H}^\circ(1) - \Delta_f \text{H}^\circ(2) = -559/2 - 166 = -445,5 \text{ кДж.}$$

**Ответ:**  $\Delta_f \text{H}^\circ(\text{P}_2\text{O}_5) = -445,5 \text{ кДж/моль.}$

*Задания для самостоятельной работы*

1. Дана реакция  $a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D}$ . Запишите формулу для расчета  $\Delta \text{H}^\circ$  этой реакции, учитывая, что А – простое вещество.
2. Определите тепловой эффект реакции  $2\text{MnO}_2(\text{т}) = 2\text{MnO}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г})$ , используя значения стандартных теплот образования реагирующих веществ. Какая это реакция – экзо- или эндотермическая?  
Ответ:  $\Delta \text{H}^\circ = 296,9 \text{ кДж}$
3. Тепловой эффект реакции  $\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 3\text{S}(\text{ромб}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  равен  $-234,5 \text{ кДж}$ . Определите стандартную теплоту образования  $\text{H}_2\text{S}$ . Ответ:  $-20,1 \text{ кДж/моль.}$
4. Определите стандартную теплоту образования аммиака, если известна энтальпия реакции:  
 $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}); \Delta_f \text{H}^\circ = -905,2 \text{ кДж}$   
Ответ:  $\Delta_f \text{H}^\circ(\text{NH}_3) = -46,2 \text{ кДж/моль.}$
5. В организме человека этанол окисляется в две стадии: до уксусного альдегида ( $\Delta \text{H}^\circ_1 = -256 \text{ кДж/моль}$ ), а затем до уксусной

кислоты ( $\Delta H^\circ = -237$  кДж/моль)



На основании закона Гесса рассчитайте  $\Delta H^\circ$  реакции окисления этанола до уксусной кислоты. Ответ:  $\Delta H^\circ = -493$  кДж.

6. При образовании  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  из 56 г Fe по реакции с кислородом выделилось 98000 кал. тепла (1 кал. = 4,1868 Дж). Определите энтальпию образования оксида железа. Ответ:  $\Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -820,6$  кДж
7. Согласно термохимическому уравнению  $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ;  $\Delta_r H^\circ = -802,3$  кДж, объем метана (н.у.), который необходим для получения 15000 кДж теплоты составляет \_\_\_\_\_ л. Ответ: 419 л.
8. На основании закона Гесса выведите формулу для расчета стандартной энтальпии реакции  
(1)  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ ;  $\Delta H^\circ(1) = ?$  кДж  
по следующим значениям энтальпий реакций:  
(2)  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$ ;  $\Delta H^\circ(2) = -187$  кДж  
(3)  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж}) + \text{H}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ;  $\Delta H^\circ(3) = -297$  кДж  
(4)  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ;  $\Delta H^\circ(4) = +44$  кДж  
Вычислите стандартную энтальпию образования жидкой воды и проверьте результат по справочнику.  
Ответ:  $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286$  кДж/моль.
9. Разложение нитрата аммония при взрыве идет по уравнению:  
 $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{т}) \rightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 112,6$  кДж/моль  
Определите количество выделившейся теплоты при взрыве 2 кг  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .  
Ответ: 2815 кДж.
10. Разложение гремучей ртути при взрыве идет по уравнению:  
 $\text{Hg}(\text{ONC})_2 \rightarrow \text{Hg} + 2\text{CO} + \text{N}_2$ ;  $\Delta_r H^\circ = -364,2$  кДж.  
Определите объем выделившихся газов (н.у.) и количество теплоты при взрыве 1 кг  $\text{Hg}(\text{ONC})_2$ .  
Ответ: 236 л; 1278 кДж

## Энтропия реакций

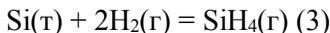
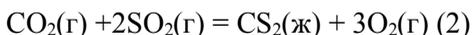
*Примеры решения задач*

**Пример 1.** Определить без расчета, возрастает или уменьшается энтропия следующих реакций:



**Решение:** Значение энтропии газов существенно выше, чем жидкостей и твердых тел. Поэтому об изменении энтропии в химической реакции можно судить по изменению числа молей газообразных веществ. Рассчитываем число молей газов слева и справа в уравнении реакции. В уравнении (1) вступило в реакцию 6 молей газов, а образовалось 7 молей. Значит  $\Delta S(1) < 0$ . Аналогично получаем, что  $\Delta S(2) < 0$ ,  $\Delta S(3) > 0$ ,  $\Delta S(4) < 0$ .

**Пример 2.** На основании расчета энтропии химических реакций определите преимущественное направление самопроизвольного протекания реакций в изолированной системе:



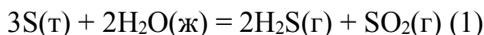
**Решение:** По второму закону термодинамики, критерием самопроизвольного протекания реакции прямого направления в изолированной системе является возрастание энтропии,  $\Delta S > 0$ . Расчет энтропии химической реакции осуществляется на основании следствия из закона Гесса:  $\Delta_r S^\circ = \sum \nu_j S_j^\circ - \sum \nu_i S_i^\circ$

Реакция (1):  $\Delta_r S^\circ = 2S(\text{PbO}) + 2S(\text{SO}_2) - 2S(\text{PbS}) - 3S(\text{O}_2) = 2 \cdot 69,45 + 2 \cdot 248,1 - 2 \cdot 91,20 - 3 \cdot 205,04 = -162,42$  Дж/К. Реакция идет в обратном направлении.

Реакция (2):  $\Delta_r S^\circ = S^\circ(\text{CS}_2) + 3S^\circ(\text{O}_2) - S^\circ(\text{CO}_2) - 2S^\circ(\text{SO}_2) = 151 + 3 \cdot 205,04 - 213,68 - 2 \cdot 248,1 = 56,24$  Дж/К. Реакция идет в прямом направлении.

Реакция (3):  $\Delta_r S^\circ = S^\circ(\text{SiH}_4) + S^\circ(\text{Si}) - 2S^\circ(\text{H}_2) = 203,8 + 18,7 - 2 \cdot 130,58 = -38,66$  Дж/К. Реакция идет в обратном направлении.

**Пример 3.** Не производя вычислений, укажите для каких из перечисленных реакций изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию реакций:



Самопроизвольному протеканию реакции в закрытой системе способствует возрастание энтропийного фактора,  $\Delta S > 0$ . Аналогично примеру 1 оценим знак изменения энтропии.  $\Delta S(1) > 0$ ;  $\Delta S(2) > 0$ ;  $\Delta S(3) < 0$ . Ответ: изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию реакций (1) и (2).

#### *Задания для самостоятельной работы*

1. Выпишите формулу для расчета изменения энтропии химической реакции по закону Гесса.
2. На основании расчета энтропии химических реакций определите преимущественное направление самопроизвольного протекания реакций в изолированной системе.  
 $\text{ZnS}(\text{т}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{ZnO}(\text{т}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$  Ответ:  $-147$  Дж/К  
 $\text{CuCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CuO}(\text{т}) + 2\text{HCl}(\text{г})$  Ответ:  $+120$  Дж/К  
 $2\text{Fe}(\text{т}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{H}_2(\text{г})$  Ответ:  $-142$  Дж/К
3. Не производя вычислений, укажите для каких из перечисленных реакций изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию реакций:  
 $\text{MgO}(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Mg}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$   
 $\text{FeO}(\text{т}) + \text{C}(\text{графит}) = \text{Fe}(\text{т}) + \text{CO}(\text{г})$   
 $2\text{ZnS}(\text{т}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{ZnO}(\text{т}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$   
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{т}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{SO}_3(\text{г})$

## Определение направления протекания химической реакции по величине изменения энергии Гиббса.

*Примеры решения задач*

**Пример 1.** Вычислить  $\Delta G^{\circ}_{298}$  реакции  $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$

и установить, в каком направлении она может протекать самопроизвольно в стандартных условиях.

**Решение:** Реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении, если  $\Delta_r G^{\circ}_{298} < 0$ . Рассчитаем  $\Delta_r G^{\circ}_{298}$  по следствию из закона Гесса, учитывая, что  $\Delta_f G^{\circ}$  простых веществ = 0:  $\Delta_r G^{\circ} = \sum \nu_j \Delta_f G^{\circ}_j - \sum \nu_i \Delta_f G^{\circ}_i$ .  
 $\Delta_r G^{\circ} = 2\Delta_f G^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta_f G^{\circ}(\text{HCl}) = 2 \cdot (-237,5) - 4 \cdot (-95,27) = -474,4 + 381,08 = -93,32$  кДж.

**Ответ:** реакция протекает в прямом направлении.

**Пример 2.** По значениям  $\Delta H$  и  $\Delta S$  предложенных реакций, укажите какие из реакций и при каких температурах (высоких, низких или любых) могут протекать самопроизвольно.

$2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{т}) = 2\text{MgO}(\text{т}) + 4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}); \Delta H^{\circ}_{298} = 510$  кДж;  $\Delta S^{\circ}_{298} = 891$  Дж/К

$2\text{Fe}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{т}) = 2\text{FeO}(\text{т}); \Delta H^{\circ}_{298} = -527,6$  кДж;  $\Delta S^{\circ}_{298} = -145$  Дж/К

$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{т}) + \text{SiO}_2(\text{т}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}); \Delta H^{\circ}_{298} = 81,04$  кДж;  $\Delta S^{\circ}_{298} = 150,4$  Дж/К

$3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{O}_3(\text{г}); \Delta H^{\circ}_{298} = 284,6$  кДж;  $\Delta S^{\circ}_{298} = -137,4$  Дж/К

$\text{C}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}); \Delta H^{\circ}_{298} = -393,5$  кДж;  $\Delta S^{\circ}_{298} = 2,94$  Дж/К

**Решение:** Реакции протекают самопроизвольно, если выполняется условие  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ . Выполнение этого неравенства возможно в следующих случаях:

$\Delta H < 0, \Delta S > 0$  реакция идет при любых температурах

$\Delta H < 0, \Delta S < 0$  реакция идет при низких температурах

$\Delta H > 0, \Delta S > 0$  реакция идет при высоких температурах

Если же  $\Delta H > 0, \Delta S < 0$ , то реакция не идет.

Реакция (1) идет при высоких температурах. Реакция (2) идет при низких температурах, реакция (3) – при высоких температурах, реакция (4) не протекает самопроизвольно, реакция (5) идет при любых температурах.

**Пример 3.** Определите температуру начала реакции  $T_n$ . При какой температуре ( $T > T_n$  или  $T < T_n$ ) возможно самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении?



**Решение:** Определим  $\Delta H$  и  $\Delta S$  реакции по закону Гесса.

$$\Delta_r H^\circ = \sum \nu_j \Delta_f H^\circ_j - \sum \nu_i \Delta_f H^\circ_i = \Delta_f H^\circ(\text{FeO}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) - \Delta_f H^\circ(\text{FeCO}_3) = -263,8 + (-393,51) - (-747,7) = 90,39 \text{ кДж.}$$

$$\Delta_r S^\circ = \sum \nu_j S^\circ_j - \sum \nu_i S^\circ_i = S^\circ(\text{FeO}) + S^\circ(\text{CO}_2) - S^\circ(\text{FeCO}_3) = 58,79 + 213,68 - 92,88 = 179,59 \text{ Дж/К.}$$

Система находится в состоянии равновесия, когда  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$ . Решая уравнение относительно  $T$ , определяем температуру начала реакции  $T_n = |\Delta H / \Delta S|$ . (Значение энтропии при этом переводим из Дж/К в кДж/К).

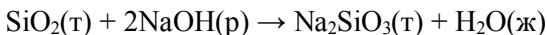
$$T_n = |90,39 / 0,17959| = 503 \text{ К.}$$

Т.к.  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$ , то реакция идет при высоких температурах,  $T > T_n$ .

**Ответ:** реакция идет при  $T > 503 \text{ К}$ .

*Задания для самостоятельной работы*

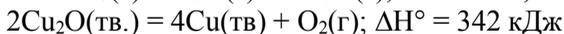
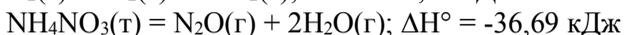
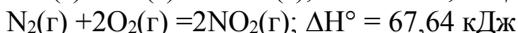
1. Выпишите формулу для расчета изменения энергии Гиббса по закону Гесса и формулу взаимосвязи энтальпии, энтропии и энергии Гиббса.
2. Вычислить  $\Delta G^\circ_{298}$  реакции  $8\text{Al}(\text{т}) + 3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) = 9\text{Fe}(\text{т}) + 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{т})$  и установить, в каком направлении она может протекать самопроизвольно в стандартных условиях.  
Ответ:  $\Delta_r G^\circ_{298} = -3277 \text{ кДж}$ .
3. В каком направлении пойдет реакция, если вещества взяты в стандартных условиях?



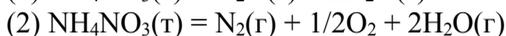
$\Delta_f G^\circ(\text{SiO}_2(\text{т})) = -803,75$  кДж/моль,  $\Delta_f G^\circ(\text{NaOH}(\text{р})) = -419,5$  кДж/моль,  $\Delta_f G^\circ(\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{т})) = -1427,8$  кДж/моль,  $\Delta_f G^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = -237,5$  кДж/моль.

Ответ: реакция пойдет в прямом направлении.

4. Качественно оценив знак изменения энтропии, укажите какие из реакций и при каких температурах (высоких, низких или любых) могут протекать самопроизвольно.



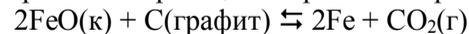
5. Какой из двух процессов разложения нитрата аммония более вероятен?



( $\Delta_f G^\circ(\text{N}_2\text{O}) = 104,1$  кДж/моль).

Ответ:  $\Delta_f G^\circ(1) = -169,1$  кДж;  $\Delta_f G^\circ(2) = -273,2$  кДж.

6. Определите температуру начала реакции  $T_n$ . При какой температуре ( $T > T_n$  или  $T < T_n$ ) возможно самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении?



Ответ:  $T_n > 967$  К.

7. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены алюминием при 298 К:  $\text{PbO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CuO}$ ?
8. Вычислите значения  $\Delta H_{298}^0$ ,  $\Delta S_{298}^0$ ,  $\Delta G_{298}^0$  для процесса  $\text{MeCO}_3 \rightarrow \text{MeO} + \text{CO}_2$  и составьте ряд термической стабильности карбонатов  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Как влияет на течение этих процессов температура?

### *Дополнительные задачи*

1. На ТЭЦ ожидали прибытия состава с 1000 т угля. Однако по техническим причинам несколько вагонов было отцеплено от состава. Сколько вагонов было отцеплено, если при сгорании поступившего на ТЭЦ угля было получено  $3,25 \cdot 10^{10}$  кДж энергии (грузоподъемность вагона 16 т). [3]
2. Чтобы вскипятить 3 л воды необходимо затратить 1260 кДж теплоты. Какая масса и какое количество природного газа необходимы для осуществления такого процесса на кухне?  
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\Delta H = -882$  кДж/моль. [3]
3. Гашеная известь является компонентом строительного раствора. Для ее получения используют реакцию гашения извести – взаимодействие оксида кальция (негашеная известь) с водой. Используя справочные данные, определите количество теплоты, выделяющейся при гашении 20 кг извести водой при 25 °С. Какие меры предосторожности необходимы при проведении реакции гашения извести?
4. На складе, где хранилось 150 кг угля, из-за скопления угольной пыли произошло возгорание угля. При действии одного портативного огнетушителя поглощается 201120 кДж теплоты. Сколько таких огнетушителей потребуется для ликвидации аварийной ситуации – полного поглощения выделившегося тепла? [3]
5. Химическая коррозия металлов – образование оксидов при взаимодействии металлов с кислородом. На основе данных по изменению энергии Гиббса для реакций окисления металлов расположите металлы в ряд по увеличению их коррозионной устойчивости.

Изменение свободной энергии для реакций окисления металлов в атмосферных условиях (25 °С; 0,1 МПа) [4]

Металл	Реакция	Изменение свободной энергии при образовании оксида, кДж/г-экв.
Железо	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	-127,3
Кадмий	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+}$	-117,2
Калий	$\text{K} \rightarrow \text{K}^+$	-360,9
Кальций	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+}$	-356,3
Медь	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$	-46,14
Натрий	$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$	-340,3
Никель	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$	-102,6
Платина	$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+}$	+36,0
Серебро	$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+$	-8,51
Цинк	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$	-153,6

### Пример тестового контроля по теме «Химическая термодинамика».

- В ходе самопроизвольной химической реакции теплота:
  - всегда выделяется;
  - всегда поглощается;
  - может выделяться или поглощаться;
  - может не выделяться и не поглощаться
- Процесс, для которого  $\Delta H < 0$  и  $\Delta S < 0$ , возможен в закрытой системе
  - только при высоких температурах;
  - только при низких температурах;
  - при любых температурах;
  - невозможен.

3. Определите без расчета, при протекании какой реакции энтропия системы возрастает:
  - а)  $\text{MgO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{MgCO}_3(\text{тв})$ ;    в)  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ ;
  - б)  $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$ ;    г)  $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl(тв)}$
4. Тепловой эффект какой из приведенных реакций соответствует энтальпии образования оксида азота (IV) ( $\text{NO}_2(\text{г})$ ):
  - а)  $\text{NO}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$
  - б)  $\text{AgNO}_3(\text{тв}) = \text{Ag(тв)} + \text{NO}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г})$
  - в)  $1/2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$
  - г)  $\text{Cu(тв)} + 4\text{HNO}_3(\text{ж}) = \text{Cu(NO}_3)_2(\text{ж}) + 2\text{NO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O(ж)}$
5. Выберите правильное утверждение:
  - а) в изолированной системе самопроизвольно идет процесс с возрастанием энтропии
  - б) энтропия простого вещества всегда равна 0
  - в) экзотермические реакции всегда идут самопроизвольно
  - г) работа – одна из функций состояния (свойств) термодинамической системы

### **Пример контрольной работы по теме «Химическая термодинамика»**

1. Согласно термохимическому уравнению  $2\text{FeO(т)} + \text{CO(г)} \rightleftharpoons 2\text{Fe(т)} + \text{CO}_2(\text{г})$   $\Delta_r H^\circ_{298} = 19,3$  кДж для получения 1,12 кг чистого железа требуется затратить \_\_\_\_\_ кДж теплоты.
2. Возможно ли протекание реакции:  
 $4\text{HCl(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O(ж)}$  при стандартных условиях?  
 Ответ обосновать расчетами
3. Определите температуру начала реакции  $T_n$ . При какой температуре ( $T > T_n$  или  $T < T_n$ ) возможно самопроизвольное протекание реакции  $\text{MgO(т)} + \text{H}_2\text{O(г)} = \text{Mg(OH)}_2(\text{т})$  в прямом направлении?
4. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом ( $\text{H}_2$ ) до свободных металлов при 800 К:  $\text{CuO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NiO}$ ? Ответ дайте на основании расчетов изменения энергии Гиббса реакций  $\Delta G$ .

## Химическая кинетика

### Содержание темы

Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действующих масс для гомогенной и гетерогенной реакций. Молекулярность и порядок реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации реакции. Катализ. [1 – с. 166-201], [2 – с. 24-31]

### Примеры решения задач

#### Вычисление средней скорости реакции. Закон действующих масс

**Пример 1.** Химическая реакция протекает в растворе согласно уравнению:  $A + B \rightarrow C$ . Исходные концентрации вещества А 0,5 моль/л, вещества В 0,8 моль/л. Через 20 минут концентрация вещества А снизилась до 0,34 моль/л. Определить: а) среднюю скорость реакции за этот промежуток времени; б) концентрацию вещества В через 20 минут.

#### Решение.

а) Средняя скорость реакции – изменение концентрации вещества за промежуток времени  $\Delta t$ :

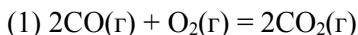
$$v_{\text{ср.}} = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{0,5 - 0,34}{20} = 0,008 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{мин}}$$

б) По уравнению реакции вещества А и В реагируют в одинаковом соотношении, и концентрация вещества А уменьшается на  $C_2 - C_1 = 0,5 - 0,34 = 0,16$  моль/л. Тогда концентрация вещества В уменьшается на ту же величину и через 20 минут после начала реакции будет равна:

$$C(\text{В}) = 0,8 - 0,16 = 0,64 \text{ моль/л.}$$

Ответ:  $v_{\text{ср.}} = 0,008$  моль/л·мин;  $C(\text{В}) = 0,64$  моль/л.

**Пример 2.** Составить кинетические уравнения для следующих реакций:





**Решение.** Согласно закону действующих масс для реакции  $aA + bB = cC + dD$  кинетическое уравнение – зависимость скорости реакции от концентрации – записывается в виде:

$$v = k[A]^a[B]^b,$$

где  $k$  – константа скорости реакции;  $[A]$ ,  $[B]$  – концентрации реагирующих веществ;  $a$ ,  $b$  – коэффициенты в уравнении реакции.

Тогда для реакции (1)  $v = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$

Реакция (2) является гетерогенной, в кинетическом уравнении не учитываются концентрации твердых веществ. Поэтому для реакции (2)  $v = k[\text{CO}_2]$ .

**Пример 3.** Как изменится скорость прямой реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если: 1) увеличить давление в реакторе в 4 раза; 2) увеличить концентрацию  $\text{NO}$  в 2 раза; 3) уменьшить концентрацию кислорода в 4 раза?

**Решение:** 1) Составим выражение для закона действующих масс:

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$$

При увеличении общего давления в системе давление каждого компонента увеличивается во столько же раз. Концентрации газов пропорциональны давлению, поэтому при увеличении давления в 4 раза, концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  увеличатся в 4 раза.

$$v' = k(4[\text{NO}])^2 4[\text{O}_2]$$

Найдем отношение скоростей:

$$v'/v = 16 \cdot 4 \cdot k[\text{NO}]^2[\text{O}_2] / k[\text{NO}]^2[\text{O}_2] = 16 \cdot 4 = 64$$

2) При увеличении концентрации  $\text{NO}$  в 2 раза:

$$v' = k(2[\text{NO}])^2[\text{O}_2]$$

Найдем отношение скоростей:

$$v'/v = 4k[\text{NO}]^2[\text{O}_2] / k[\text{NO}]^2[\text{O}_2] = 4$$

3) При уменьшении концентрации  $\text{O}_2$  в 4 раза:

$$v' = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]/4$$

Найдем отношение скоростей:

$$v'/v = 1/4 \cdot k[\text{NO}]^2[\text{O}_2] / k[\text{NO}]^2[\text{O}_2] = 1/4$$

**Ответ:**

- 1) скорость реакции увеличится в 64 раза;
- 2) скорость реакции увеличится в 4 раза;
- 3) скорость реакции уменьшится в 4 раза.

### **Расчет скорости реакции при изменении температуры**

**Пример 1.** Как необходимо изменить температуру в системе, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 81 раз? Температурный коэффициент скорости равен 3.

**Решение:** Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{T_2 - T_1 / 10}$$

По условию задачи температурный коэффициент  $\gamma = 3$ , скорость увеличилась в 81 раз, следовательно,  $v_{T_2}/v_{T_1} = 81$ . Найдем  $\Delta T = T_2 - T_1$ :

$$81 = 3^{\Delta T / 10}$$

$$\Delta T / 10 = 4$$

$$\Delta T = 40$$

**Ответ:** Температуру необходимо повысить на 40°C.

**Пример 2.** При температуре 293 К реакция протекает за 2 мин. За какое время будет протекать эта реакция при температуре 273 К, если  $\gamma = 2$ .

**Решение:** Запишем правило Вант-Гоффа

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta T / 10}$$

Скорость реакции и время, за которое она протекает, связаны обратной пропорциональной зависимостью: чем больше  $v$ , тем меньше  $\tau$ , т.е.

$$\tau_1/\tau_2 = \gamma^{\Delta T/10}$$

$$\tau_2 = \tau_1/\gamma^{\Delta T/10}$$

По условию задачи температура реакции понижается:  $T_1 = 293 \text{ К}$ ,  $\tau_1 = 2 \text{ мин}$ ;  $T_2 = 273 \text{ К}$ , найдем  $\tau_2$ .

$$\tau_2 = 2/2^{(273-293)/10} = 2/2^{-2} = 8 \text{ мин.}$$

**Ответ:** реакция протекает за 8 минут.

**Пример 3.** Вычислить энергию активации реакции, константа скорости которой при  $273 \text{ К}$  равна  $4,04 \cdot 10^{-5} \text{ сек}^{-1}$ , а при  $280 \text{ К}$  равна  $7,72 \cdot 10^{-5} \text{ сек}^{-1}$ .

**Решение:**

Для расчета воспользуемся формулой, полученной из уравнения Аррениуса:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Выразим энергию активации:

$$E_a = \frac{\ln \frac{k_2}{k_1} R}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}} = \ln \frac{k_2}{k_1} R \frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1}$$

$E_a = \ln 7,72/4,04 \cdot 8,31 \cdot 273 \cdot 280 / 280 - 273 = 58763 \text{ Дж/моль} = 58,763 \text{ кДж/моль}$ .

**Ответ:** Энергия активации равна  $58,753 \text{ кДж/моль}$ .

**Пример 4.** Вычислите температурный коэффициент реакции разложения пероксида водорода в температурном интервале  $25-55^\circ\text{C}$  при энергии активации равной  $75,4 \text{ кДж/моль}$ .

**Решение:**

Воспользуемся логарифмической формой уравнения Аррениуса

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) = \frac{75,4 \cdot 10^3}{8,31} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{328} \right) = 2,785$$

$$k_2/k_1 = \exp^{2,785} = 16,2$$

Воспользуемся правилом Вант-Гоффа:

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta T/10}$$

Заменим отношение скоростей отношением констант:

$$k_2/k_1 = \gamma^{\Delta T/10}$$

Отсюда

$$16,2 = \gamma^{30/10}$$

$$\gamma^3 = 16,2$$

$$\gamma = \sqrt[3]{16,2} = 2,53$$

**Ответ:**  $\gamma = 2,53$

### Расчет скорости реакции в присутствии катализатора

**Пример 1.** Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, с катализатором 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при температуре 298 К?

**Решение.** Воспользуемся одной из форм уравнения Аррениуса. Изменение скорости реакции в присутствии катализатора выражается следующим уравнением:

$$\ln \frac{k^{\text{кат}}}{k} = \frac{\Delta E_a}{RT}$$

где  $\Delta E_a = E_a - E_a^{\text{кат}}$  – разница между энергией активации исходной реакции  $E_a$  и энергией активации каталитической реакции  $E_a^{\text{кат}}$ .

Проведем расчет, учитывая, что  $E_a$  необходимо выразить в Дж/моль.

$$\ln \frac{k^{\text{кат}}}{k} = \frac{\Delta E_a}{RT} = \frac{(75,24 - 50,14) \cdot 10^3}{8,31 \cdot 298} = 10,13$$

$$\frac{k^{\text{кат}}}{k} = e^{10,13} = 2,5 \cdot 10^4$$

Таким образом, снижение энергии активации на 25,1 кДж/моль привело к увеличению скорости реакции в 25 000 раз.

**Ответ:** скорость реакции возрастет в  $2,5 \cdot 10^4$  раз.

**Пример 2.** Реакция разложения пероксида водорода катализируется платиной. Вычислите  $E_a$  реакции, протекающей при 300 К, если скорость реакции при применении катализатора возросла в 31559 раз. Энергия активации реакции без катализатора составляет 75 кДж/моль.

Решение: Изменение скорости реакции в присутствии катализатора выражается следующим уравнением:

$$\ln \frac{k^{\text{кат}}}{k} = \frac{\Delta E_a}{RT}$$

где  $\Delta E_a = E_a - E_a^{\text{кат}}$  – разница между энергией активации исходной реакции  $E_a$  и энергией активации каталитической реакции  $E_a^{\text{кат}}$ .

Выразим изменение энергии активации:

$$\Delta E_a = \ln \frac{k^{\text{кат}}}{k} RT = \ln 31559 \cdot 8,31 \cdot 300 = 25826 \text{ Дж/моль}$$

Откуда энергия активации  $E_a = 75000 - 25826 = 49174 \text{ Дж/моль}$ .

**Ответ:** 49,174 кДж/моль.

*Задания для самостоятельной работы*

1. В баке объемом 5000 л за 30 минут было осаждено 100 кг карбоната кальция. Рассчитать скорость реакции получения этой соли в:  
а) кг/л·час; Ответ: 0,04 кг/л·час  
б) г/л·мин; Ответ: 0,67 г/л·мин  
в) моль/л·мин. Ответ:  $6,7 \cdot 10^{-3}$  моль/л·мин.
2. В сосуде смешали хлор и водород. Смесь нагрели. Через 10 секунд концентрация хлороводорода стала равной 0,005 моль/л. Определить среднюю скорость образования хлороводорода.  
Ответ:  $5 \cdot 10^{-4}$  моль/л·с.
3. Написать выражение для закона действующих масс реакций:

- (1)  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$   
 (2)  $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ж}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$   
 (3)  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$   
 (4)  $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \rightarrow \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$   
 (5)  $\text{C}(\text{тв}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{г})$

4. Взаимодействие между оксидом углерода (II) и хлором идёт по уравнению  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ . Концентрация CO была 0,3 моль/л, хлора – 0,2 моль/л. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию угарного газа до 2,4 моль/л, а хлора – до 3 моль/л?

Ответ: увеличится в 120 раз.

5. Как изменится скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ , если увеличить концентрацию кислорода в 6 раз и одновременно уменьшить концентрацию оксида азота (II) в 2 раза?

Ответ: увеличится в 1,5 раза.

6. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций в системе  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3(\text{г})$ , если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза?

Ответ:  $v_{\text{пр}}$  увеличится в 27 раз,  $v_{\text{обр}}$  увеличится в 9 раз.

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 25°C до 75°C? Температурный коэффициент реакции равен 3.

Ответ: в 243 раза.

8. Как изменится время, необходимое на завершение реакции, если снизить температуру на 45°C? Температурный коэффициент равен 2.

Ответ: увеличится в 22,6 раз.

9. При 200°C некоторая реакция заканчивается за 123 мин. Принимая температурный коэффициент равным 2, рассчитайте, через сколько минут закончится эта реакция при 170°C.

Ответ: через 984 мин.

10. Рассчитать энергию активации реакции, если при повышении температуры с 500 до 1000 К константа скорости реакции

возросла в 100 раз.

Ответ:  $E_a = 38,3$  кДж/моль.

11. Энергия активации реакции  $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$  равна 56,4 кДж/моль. Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 298 до 348 К?  
Ответ: возрастет в 26,3 раза.
12. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 20°C больше в 5 раз, чем при 273 К?  
Ответ:  $E_a = 53,49$  кДж/моль.
13. Энергия активации некоторой реакции равна 44,4 кДж/моль. Чему равна константа скорости этой реакции при 120°C, если при 20°C она составляет  $3 \cdot 10^{-3}$ ?  
Ответ:  $3,1 \cdot 10^{-1}$
14. Введением катализатора энергия активации реакции при 20°C снижена на 38 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакции?  
Ответ: в  $6 \cdot 10^6$  раз.
15. Константа скорости некоторой реакции при 310 К равна 0,543 с<sup>-1</sup>, а константа скорости той же реакции в присутствии катализатора 9,4 л/моль·с. На сколько уменьшится энергия активации при применении катализатора?  
Ответ: на 7,34 кДж/моль.

#### *Дополнительные задачи.*

1. При неправильном обращении аммонийная селитра может разлагаться со взрывом на воду и оксид азота (I). Как долго может продлиться такой вынужденный фейерверк, если до начала реакции масса селитры составляла 14 г, доля примесей в ней была 2 %, разложению подверглось 85 % вещества, а средняя скорость такой реакции 26 моль/дм<sup>2</sup>·с? Реакция протекала на поверхности пластинки 20×40 см<sup>2</sup>. [3]
2. При изучении кинетики коррозии образца стали состава Mn-Cr-Al-Si в воде Черного моря экспериментальным путем найдена

энергия активации реакции коррозии, равная 59 кДж/моль [6].  
Определите, как изменится скорость коррозии этого образца при повышении температуры воды от 10° С до 25 °С.

3. Образование кислотных дождей связано с процессами взаимодействия оксидов серы и азота с влагой воздуха. Определить скорость образования серной кислоты:  
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  в атмосфере при температуре 25°С и концентрации участников реакции, в моль/л:  $\text{SO}_3 \cdot 5 \cdot 10^{-4}$  и  $\text{H}_2\text{O} \cdot 7 \cdot 10^{-4}$ , если константа скорости реакции равна  $10^3$  л/моль·с. [7]
4. В промышленности синтез аммиака:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$  ведут в присутствии катализатора – железа с активирующими добавками-промоторами ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  и др.). Введение катализатора уменьшает энергию активации на 80 кДж/моль. Вычислить во сколько раз возрастет скорость реакции при введении катализатора и одновременном увеличении температуры от 300 до 350°С.

### **Пример контрольной работы по теме «Химическая кинетика»**

1. Скорость реакции  $\text{A} + 2\text{B} = 2\text{C}$  при  $\text{C}(\text{A}) = 0,5$  моль/л и  $\text{C}(\text{B}) = 0,4$  моль/л равна 0,004 моль/л·мин. Определить константу скорости.
2. Как изменится скорость прямой реакции  $\text{C}(\text{тв}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{г})$ , протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 13 раз?
3. При 140°С реакция заканчивается за 3 минуты. Принимая температурный коэффициент реакции равным 3, рассчитайте, через сколько времени закончится эта реакция при 100°С.
4. Рассчитайте энергию активации реакции, если константы скорости этой реакции при 600 и 640К соответственно равны 83,9 и 407 л/моль·с.
5. В присутствии катализатора некоторая реакция ускоряется в 100 раз. При 800 К энергия активации без катализатора равна

190 кДж/моль. Вычислить энергию активации в присутствии катализатора.

**Пример тестового контроля по теме «Химическая кинетика».**

- Выберите гетерогенную реакцию:  
а)  $N_2(г) + 3H_2(г) = 2NH_3(г)$ ;  
б)  $MgO(тв) + CO_2(г) = MgCO_3(тв)$ ;  
в)  $CH_4(г) = C_2H_2(г) + 3H_2(г)$ ;  
г)  $FeCl_2(р-р) + Na_2S(р-р) = FeS(тв) + 2NaCl(р-р)$ .
- Как изменится скорость простой реакции  $2A(г) + B(г) \rightarrow C(г)$  при  
а) увеличении концентрации А в 2 раза  
б) уменьшении концентрации В в 2 раза  
в) увеличении давления в 2 раза  
а) уменьшится в 2 раза  
б) увеличится в 4 раза  
в) увеличится в 8 раз  
г) не изменится
- Температурный коэффициент реакции  $\gamma = 3$ . Как изменится скорость реакции при повышении температуры на  $20^\circ C$ :  
а) уменьшится в 6 раз;                      б) увеличится в 6 раз;  
в) увеличится в 9 раз;                      г) не изменится.
- Выражение закона действующих масс для реакции  $2N_2O(г) = 2N_2(г) + O_2(г)$ :  
а)  $v=k[N_2]^2[O_2]$     в)  $v=k[N_2O]^2$   
б)  $v=k[N_2O]$
- Выберите правильное суждение:  
а) константа скорости реакции не зависит от наличия катализатора;  
б) константа скорости реакции зависит от концентрации реагентов;  
в) численные значения порядка и молекулярности простой реакции совпадают.

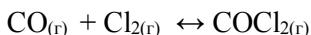
## Химическое равновесие

### Содержание темы

Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле-Шателье. Связь константы равновесия с  $\Delta G$  реакции. [1 с.142-151], [2 с. 31-36]

### Примеры решения задач

**Пример 1.** Указать направление смещения равновесия в системе:



при повышении давления.

**Решение.** По принципу Ле-Шателье равновесие смещается в сторону реакции, которая уменьшает внешнее воздействие. При повышении давления равновесие будет смещаться в сторону снижения давления. Изменение давления в реакции определяется по числу молей газов слева и справа в уравнении реакции. В данной реакции из 2 молей газов образуется 1 моль, следовательно, давление в прямой реакции понижается. Поэтому при повышении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции, вправо.

**Пример 2.** По принципу Ле-Шателье определить направление смещения равновесия реакции



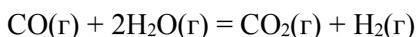
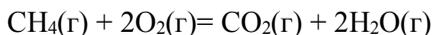
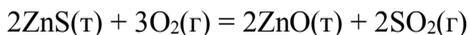
а) повышении температуры, б) понижении давления; в) повышении концентрации азота.

**Решение.** а) Т.к.  $\Delta H^\circ_{298} < 0$ , то реакция экзотермическая, идет с выделением тепла. При повышении температуры по принципу Ле-Шателье равновесие смещается в сторону поглощения тепла, т.е. в сторону эндотермической реакции. В нашем случае – в сторону обратной реакции, влево.

б) При понижении давления равновесие сместится в сторону увеличения давления, т.е. в сторону увеличения числа молей газов. В данной реакции из 7 молей газов образуется 8 молей. Поэтому равновесие сместится вправо.

в) При увеличении концентрации участника реакции равновесие смещается в сторону реакции, уменьшающей эту концентрацию. При увеличении концентрации азота (продукт реакции) равновесие сместится в сторону расходования этого вещества, т.е. в сторону обратной реакции

**Пример 3.** Записать выражение для констант равновесия следующих реакций:



**Решение.** Константа равновесия равна отношению произведения концентраций продуктов к произведению концентраций реагирующих веществ в степенях их коэффициентов. Необходимо учесть, что для гетерогенных реакций в выражение для константы равновесия *не входят* концентрации твердых веществ. Запишем константы равновесия данных реакций:

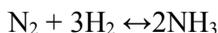
$$K_1 = [\text{SO}_2]^2/[\text{O}_2]^3$$

$$K_2 = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]^2/[\text{CH}_4][\text{O}_2]^2$$

$$K_3 = [\text{CO}_2][\text{H}_2]/[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]^2$$

**Пример 4.** При синтезе аммиака при некоторых условиях в равновесии находятся, в моль/л:  $\text{N}_2 - 2,5$ ;  $\text{H}_2 - 1,8$ ;  $\text{NH}_3 - 3,6$ . Вычислить константу равновесия этой реакции и определить исходные концентрации азота и водорода.

**Решение.** Запишем уравнение реакции синтеза аммиака и равновесные концентрации веществ:



$$c_{\text{равн.}} \quad 2,5 \quad 1,8 \quad 3,6$$

Константа равновесия равна отношению произведения концентраций продуктов к произведению концентраций исходных веществ в степенях их коэффициентов.

$$K = [\text{NH}_3]^2/[\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = 3,6^2/2,5 \cdot 1,8^3 = 0,89$$

К моменту установления равновесия в реакции образовалось 3,6 моль/л аммиака. Определим, сколько азота и водорода прореагировало при этом, учитывая коэффициенты в уравнении реакции. Т.к. аммиака образуется в два раза больше, чем прореагировало азота, то 3,6 моль аммиака образовалось из 1,8 моль  $\text{N}_2$ . Водорода реагирует в 1,5 раза больше, чем образуется аммиака, значит прореагировало  $3,6 \cdot 3/2 = 5,4$  моль  $\text{H}_2$ .

Определим исходные концентрации азота и водорода, просуммировав равновесные концентрации и количество вступившего в реакцию вещества. Исходная концентрация  $\text{N}_2$   $2,5 + 1,8 = 4,3$  моль/л. Исходная концентрация  $\text{H}_2$   $1,8 + 5,4 = 7,2$  моль/л.

**Ответ:**  $K = 0,89$ ;  $C(\text{N}_2) = 4,3$  моль/л;  $C(\text{H}_2) = 7,2$  моль/л.

**Пример 5.** Вычислить константу равновесия для гомогенной реакции  $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , если исходные концентрации  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{O}_2$  равны 1,5 и 1,6 моль/л соответственно, а равновесная концентрация  $\text{H}_2\text{O}$  0,9 моль/л.

**Решение.**

Запишем выражение для константы равновесия данной реакции:

$$K = [\text{SO}_2]^2[\text{H}_2\text{O}]^2/[\text{H}_2\text{S}]^2[\text{O}_2]^3$$

Расчет равновесных концентраций проводится по уравнению реакции. Обозначим исходные концентрации веществ как  $C_0$  и внесем данные в таблицу (см. ниже). Исходная концентрация  $\text{H}_2\text{S}$  1,5 моль/л, исходная концентрация  $\text{O}_2$  1,6 моль/л. Продуктов реакции в начальный момент не было, поэтому их исходные концентрации равны 0.

Количество прореагировавших веществ к моменту установления равновесия обозначим  $\Delta C$ . Для удобства обозначим количества прореагировавших веществ, как  $x$ , умноженный на коэффициент в уравнении реакции. Т.е., к моменту установления равновесия прореагировало  $\text{H}_2\text{S}$ :  $2x$  моль/л,  $\text{O}_2$ :  $3x$  моль/л, образовалось  $\text{SO}_2$ :  $2x$  моль/л, образовалось  $\text{H}_2\text{O}$ :  $2x$  моль/л.

Равновесная концентрация исходных веществ равна разности исходной концентрации и концентрации прореагировавших исходных

веществ.  $C_{\text{равн.исх}} = C_{\text{исх}} - \Delta C$ , поэтому равновесная концентрация  $\text{H}_2\text{S}$  (1,5-2x) моль/л, равновесная концентрация  $\text{O}_2$  (1,6-3x) моль/л. Равновесная концентрация продуктов реакции равна количеству образовавшихся продуктов реакции.  $C_{\text{равн.прод}} = \Delta C$ , т.е.  $C_{\text{равн}}(\text{SO}_2) = C_{\text{равн}}(\text{O}_2) = 2x$  моль/л.

$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$					
$C_{\text{о}},$ моль/л	1,5	1,6	0	0	Начальное состояние
$\Delta C,$ моль/л	2x	3x	2x	2x	Прореагировало (образовалось)
$C_{\text{равн.}}$ , моль/л	1,5-2x	1,6-3x	2x=0,9	2x=0,9	Равновесное состояние

По условию задачи равновесная концентрация  $\text{H}_2\text{O}$  0,9 моль/л. В то же время она равна 2x.  $2x = 0,9$ , откуда  $x = 0,45$  моль/л. К моменту равновесия прореагировало  $\text{H}_2\text{S}$ :  $2x = 0,9$  моль/л, прореагировало  $\text{O}_2$ :  $3x = 3 \cdot 0,45 = 1,35$  моль/л и образовалось  $\text{SO}_2$ :  $2x = 0,9$  моль/л. Определим, каковы концентрации веществ в момент равновесия.  $[\text{H}_2\text{S}] = 1,5 - 2x = 1,5 - 0,9 = 0,6$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 1,6 - 1,35 = 0,25$  моль/л;  $[\text{SO}_2] = 0,9$  моль/л.

Подставим полученные значения в выражение для константы равновесия:

$$K = 0,9^2 \cdot 0,9^2 / (0,6^2 \cdot 0,25^3) = 116$$

**Ответ:**  $K = 116$ .

**Пример 6.** Константа равновесия реакции  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$  при 500 К равна 1. Исходные концентрации  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$  равны соответственно (моль/л): 1,5; 1; 0,5 и 0,8. Определите равновесные концентрации всех веществ.

**Решение.**

Запишем уравнение реакции, исходные концентрации веществ, изменение их количества в уравнении реакции и выражения для равновесных концентраций. При этом необходимо учесть стехиометрию реакции и тот факт, что концентрации исходных веществ уменьшаются, а концентрации продуктов увеличиваются.

CO + H <sub>2</sub> O ↔ CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub>					
C <sub>о</sub> , моль/л	1,5	1	0,5	0,8	Начальное состояние
ΔC, моль/л	x	x	x	x	Прореагировало (образовалось)
C <sub>равн.</sub> , моль/л	1,5-x	1-x	0,5+x	0,8+x	Равновесное состояние

Запишем константу равновесия и решим полученное уравнение.

$$K = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

$$1 = \frac{(0,5+x)(0,8+x)}{(1,5-x)(1-x)}$$

$$0,4 + 0,8x + 0,5x + x^2 = 1,5 - x - 1,5x + x^2$$

$$3,7x = 1,1$$

$$x = 0,3$$

Найдем равновесные концентрации веществ:

$$[CO] = 1,5 - 0,3 = 1,2 \text{ моль/л}$$

$$[H_2O] = 1 - 0,3 = 0,7 \text{ моль/л}$$

$$[CO_2] = 0,5 + 0,3 = 0,8 \text{ моль/л}$$

$$[H_2] = 0,8 + 0,3 = 1,1 \text{ моль/л}$$

**Пример 7.** Рассчитайте константу равновесия реакции  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$  при 800 К, используя термодинамические величины и определите, возможна ли реакция при данной температуре.

**Решение.** Использует формулу связи энергии Гиббса и константы равновесия:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Изменение энергии Гиббса рассчитаем по формуле:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

$$\Delta_r H^\circ = \sum \nu_j \Delta_f H^\circ_j - \sum \nu_i \Delta_f H^\circ_i = 2\Delta_f H^\circ(SO_3) - 2\Delta_f H^\circ(SO_2) = 2 \cdot (-395,2) - 2 \cdot (-296,9) = -196,6 \text{ кДж}$$

$$\Delta_r S^\circ = \sum \nu_j S_j^\circ - \sum \nu_i S_i^\circ = 2S^\circ(\text{SO}_3) - 2S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{O}_2) = 2 \cdot 256,2 - 2 \cdot 248,1 - 205 = -188,8 \text{ Дж/К.}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -196,6 - 800 \cdot (-0,1888) = -45,56 \text{ кДж.}$$

$$\ln K = -\Delta G^\circ / RT = 45,56 \cdot 10^3 / 8,314 \cdot 800 = 6,85$$

$$K = 943,8$$

**Ответ:**  $K = 943,8$ ; т.к.  $\Delta G < 0$ , реакция возможна.

### *Задания для самостоятельной работы*

- Составьте выражения констант равновесия для следующих процессов:  
 $\text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_5(\text{г})$   
 $3\text{Fe}(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + 4\text{H}_2(\text{г})$   
 $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{I}(\text{г}) + \text{HI}(\text{г})$
- Указать направление смещения равновесия в системе:  
 $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH}(\text{р-р})$ ;  $\Delta H < 0$   
 при повышении температуры
- Как следует изменить давление в реакциях, чтобы равновесие сместилось вправо?  
 $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$   
 $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$
- Определите направление смещения равновесия данных реакций: а) при повышении давления; б) при понижении температуры; в) при уменьшении концентрации водорода.  
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl} + Q$   
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + Q$   
 $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2 - Q$
- Равновесие в системе:  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}$  установилось при следующих концентрациях, моль/л:  $\text{H}_2$  0,025;  $\text{I}_2$  0,005;  $\text{HI}$  0,09. Определить исходные концентрации иода и водорода в системе.  
 $C_{\text{исх}}(\text{H}_2) = 0,07$  моль/л,  $C_{\text{исх}}(\text{I}_2) = 0,05$  моль/л.

6. Вычислить константу равновесия реакции:  
 $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ ,  
 если начальные концентрации веществ в моль/л составили:  $\text{CO}$  0,01;  $\text{H}_2\text{O}$  0,02, а равновесная концентрация  $\text{CO}_2$  0,005.  
 Ответ:  $K_{\text{равн}} = 0,33$
7. При некоторой температуре равновесие в системе:  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$  установилось при следующих концентрациях:  $[\text{NO}_2] = 0,006$  моль/л;  $[\text{NO}] = 0,024$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,012$  моль/л. Найти константу равновесия и исходную концентрацию  $\text{NO}_2$ .  
 Ответ:  $K_{\text{равн}} = 5,21$ ;  $C_{\text{исх}}(\text{NO}) = 0,03$  моль/л.
8. В начале реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  концентрации всех веществ были следующими:  $C(\text{H}_2) = 2$  моль/л,  $C(\text{N}_2) = 1,0$  моль/л,  $C(\text{NH}_3) = 0,4$  моль/л. Рассчитайте константу равновесия, если в равновесной смеси содержание  $\text{NH}_3$  составило 1,6 моль/л.  
 Ответ:  $K_{\text{равн}} = 800$ .
9. На основе термодинамических данных определите константу равновесия реакции  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$  при 473 К.  
 Ответ:  $K_{\text{равн}} = 5,67 \cdot 10^{-14}$ .

### *Дополнительные задачи.*

- Наиболее перспективным методом снижения выбросов оксидов азота в выхлопных газах автомобилей является их каталитическое взаимодействие с  $\text{CO}$ , присутствующего в этих газах. Определить константу равновесия реакции  $2\text{NO} + 2\text{CO} = \text{N}_2 + 2\text{CO}_2$  при температуре выхлопа (1200К).
- В процессе приготовления кислотоупорных и жаростойких бетонов используется кремнефтористый натрий  $\text{Na}_2\text{SiF}_6$ , который на первой стадии процесса подвергается взаимодействию с водой (гидролиз) по уравнению:  
 $\text{Na}_2\text{SiF}_6 + 5\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{NaOH} + 6\text{HF} + \text{H}_2\text{SiO}_3$   
 Изменением концентраций каких из веществ и в какую сторону (в большую или меньшую) можно повысить степень выхода продуктов в указанной реакции? [5]

3. Одним из компонентов фотохимического смога является озон. В летние дни (при  $T > 300 \text{ K}$ ) в отсутствие ветра и при интенсивной солнечной радиации озон генерируется в нижних слоях атмосферы. Чему равна константа равновесия реакции превращения кислорода в озон, если равновесная концентрация кислорода  $1,5 \text{ моль/л}$ , а озона –  $0,1 \text{ моль/л}$ ? [8]
4. Сточные воды некоторых производств содержат уксусную кислоту. Насколько полно проведена нейтрализация кислых сточных вод с помощью карбоната кальция, взятого в избытке, если концентрация уксусной кислоты в стоках  $0,1 \text{ моль/л}$ ? Константа равновесия реакции равна 8. ПДК уксусной кислоты в сточных водах  $0,025 \text{ моль/л}$ . [3]

### **Пример контрольной работы по теме «Химическое равновесие»**

1. Как изменится равновесие в следующих реакциях:
  - 1)  $\text{Cl}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{COCl}_2$ ;  $\Delta H > 0$
  - 2)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ ;  $\Delta H < 0$
 при: а) понижении температуры; б) повышении давления
2. При некоторой температуре равновесие в системе:  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$  установилось при следующих концентрациях:  $[\text{NO}_2] = 0,006 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{NO}] = 0,024 \text{ моль/л}$ ,  $[\text{O}_2] = 0,012 \text{ моль/л}$ . Найти константу равновесия и исходную концентрацию  $\text{NO}_2$ .
3. Указать смещение равновесия в системе:
 
$$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{раств.}) \leftrightarrow \text{H}^+(\text{раств.}) + \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{раств.})$$
 при увеличении концентрации ионов  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .
4. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции
 
$$2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$$
 если исходная концентрация  $\text{HI}$  составляет  $0,6 \text{ моль/л}$ , а константа равновесия  $K = 0,12$ .

## Пример тестового контроля по теме «Химическое равновесие»

- Выберите гетерогенную реакцию:
  - $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г});$
  - $\text{Fe}(\text{тв}) + \text{HCl}(\text{р-р}) = \text{FeCl}_2(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г});$
  - $\text{CH}_4(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г});$
  - $\text{CuCl}_2(\text{р-р}) + \text{K}_2\text{S}(\text{р-р}) = \text{CuS}(\text{тв}) + 2\text{KCl}(\text{р-р}).$
- Какое воздействие на систему  $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}), (\Delta\text{H} > 0)$  приведет к смещению равновесия вправо:
  - увеличение концентрации  $\text{Cl}_2$ ;
  - понижение температуры;
  - увеличение концентрации  $\text{HCl}$ ;
  - введение катализатора.
- Уравнение константы равновесия гетерогенной реакции  $\text{FeCO}_3(\text{тв}) \leftrightarrow \text{FeO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$  имеет вид:
  - $K = \frac{1}{[\text{CO}_2]}$
  - $K = \frac{[\text{FeCO}_3]}{[\text{FeO}][\text{CO}_2]}$
  - $K = [\text{CO}_2]$
  - $K = \frac{[\text{FeO}][\text{CO}_2]}{[\text{FeCO}_3]}$
- В какую сторону сместится равновесия реакции  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г}); \Delta\text{H} = -192 \text{ кДж}$  при:
  - увеличении давления; 1) вправо
  - понижении температуры; 2) влево
  - уменьшении концентрации кислорода 3) не сместится
- В системе  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{CO}_2(\text{г}) + Q$  на смещение химического равновесия вправо не влияет
  - увеличение концентрации  $\text{CO}$
  - уменьшение температуры
  - увеличение давления
  - уменьшение концентрации  $\text{CO}_2$

## Список литературы

1. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа. 2006. 557 с.
2. Мchedлидзе М.Т., Иванова М.А. Общая химия. Ч. 1. М.: МИИТ. 2014. 38 с.
3. Фадеев Г.Н., Быстрицкая Е.В., Степанов М.Б., Матакова С.А.. Задачи и тесты для самоподготовки по химии. М.: БИНОМ. 2008. 310 с.
4. Семенова И.В., Хорошилов А.В., Флорианович Г.М. Коррозия и защита от коррозии. М.: ФИЗМАТЛИТ. 2006. 376 с.
5. Федоров А.Е. Химия силикатных строительных материалов. Учебное пособие. М.: МИИТ. 1996. 65 с.
6. Веттегрень В.И., Башкарев А.Я., Данчуков К.Г., Морозов Г.И. Кинетика коррозии стали в воде. Письма в ЖТФ. 2003. Т. 29. Вып. 2. с. 50-54.
7. Тарасова Н.П., Кузнецов В.А. и др. Задачи и упражнения по химии окружающей среды. Уч. Пособие. М.: Мир. 2002. 365 с.
8. Химия окружающей среды. Под ред. Дж. О. М. Бокриса. М.: Химия. 1982. С. 671.

**Названия солей важнейших кислот**

Название кислот	Формула	Названия соответствующих нормальных солей
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитраты
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитриты
Борная (ортоборная)	$\text{H}_2\text{BO}_3$	Бораты (ортобораты)
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромиды
Иодоводородная	$\text{HI}$	Иодиды
Кремневая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганаты
Метафосфорная	$\text{HPO}_3$	Метафосфаты
Мышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Арсенаты
Мышьяковистая	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Арсениты
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфаты (фосфаты)
Двуфосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфиты
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонаты
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	Фосфиты
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	Фториды
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	Хлориды
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Перхлораты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлораты
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Гипохлориты
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хроматы
Циановодородная (синильная)	$\text{HCN}$	Цианиды

### Термодинамические величины некоторых веществ при 298 К

Вещество	$\Delta_f H^0$ , кДж/моль	$\Delta_f G^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/(моль·К)
Ag(к)	0,00	0,00	42,69
AgBr(к)	- 99,16	- 94,9	107,1
AgCl(к)	- 127,07	- 109,7	96,11
AgI(к)	- 64,2	- 66,3	144,2
Ag <sub>2</sub> O(к)	- 30,56	- 10,82	121,81
AgO(к)	- 44,6	- 40,8	57,78
Al(к)	0,00	0,00	28,32
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к, корунд)	- 1676	- 1580	50,94
Au(к)	0,00	0,00	47,65
AuCl <sub>3</sub> (к)	- 118,4	- 48,53	146,4
Ba(к)	0,00	0,00	66,94
BaO(к)	- 557,9	- 528,4	70,29
BaCO <sub>3</sub> (к)	- 1202	- 1139	112,1
BaSO <sub>4</sub> (к)	- 1352	- 1465	131,8
Be(к)	0,00	0,00	9,54
BeO(к)	- 598,7	- 581,6	14,1
BeCO <sub>3</sub> (к)	- 983,6	- 944,7	199,4
Bi(к)	0,00	0,00	56,9
BiCl <sub>3</sub> (к)	- 379,1	- 318,9	189,5
Br <sub>2</sub> (ж)	0,00	0,00	152,3
Br <sub>2</sub> (г)	30,92	3,14	245,35
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
COCl <sub>2</sub> (г)	- 219,5	- 205,3	283,6
CS <sub>2</sub> (ж)	88,7	64,4	151,0

Вещество	$\Delta_f H^0$ , кДж/моль	$\Delta_f G^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/(моль·К)
$CCl_4(г)$	- 106,7	- 63,95	309,7
$CH_4(г)$	- 74,85	- 50,79	186,19
$C_2H_2(г)$	226,75	209,2	200,8
$C_2H_4(г)$	52,28	68,11	219,4
$C_2H_6(г)$	- 84,68	- 32,89	229,5
$C_3H_6(г)$	20,42	62,7	226,9
$C_3H_8(г)$	- 104,0	- 23,49	269,9
$C_4H_8(г)$	- 0,13	71,5	307,4
$C_4H_{10}(г)$	- 124,7	- 17,15	310,0
$C_6H_6(г)$	82,93	129,7	269,2
$C_6H_6(ж)$	49	124,5	172,8
$CH_3OH(ж)$	- 238,6	- 166,23	126,8
$CH_3OH(г)$	- 201,2	- 161,9	239,7
$C_2H_5OH(г)$	- 235,3	- 167,4	278,0
$C_2H_5OH(ж)$	- 277,7	- 174,76	160,7
$Ca(к)$	0,00	0,00	41,42
$CaCO_3(к)$	- 1207,1	- 1128,76	92,88
$CaCl_2(к)$	- 785,8	- 750,2	113,8
$CaO(к)$	- 635,5	- 605,2	39,7
$Ca(OH)_2(к)$	- 986,2	- 898,5	83,4
$CaSO_4(к)$	- 1424	- 1318,3	106,7
$CaSO_3 \cdot 2H_2O(к)$	- 1762,3	- 1565,2	184,1
$Cd(к)$	0,00	0,00	51,76
$CdO(к)$	- 256,1	- 225,0	54,8
$Cd(OH)_2(к)$	- 553,2	- 470,2	95,4
$Cl_2(г)$	0,00	0,00	222,96
$Cr(к)$	0,00	0,00	23,76
$Cr_2O_3(к)$	- 1141	- 1058	81,1

Вещество	$\Delta_f H^0$ , кДж/моль	$\Delta_f G^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/(моль·К)
$\text{CrO}_3(\kappa)$	- 594,5	- 505,8	72,0
$\text{CuCl}(\kappa)$	- 133,6	- 116,0	91,2
$\text{CuCl}_2(\kappa)$	- 172,4	- 131,4	118,8
$\text{CuO}(\kappa)$	- 165	- 127,0	42,64
$\text{CuS}(\kappa)$	- 48,5	- 48,9	66,5
$\text{F}_2(\Gamma)$	0,00	0,00	202,9
$\text{Fe}(\kappa)$	0,00	0,00	27,15
$\text{FeCO}_3(\kappa)$	- 747,7	- 673,9	92,88
$\text{FeCl}_2(\kappa)$	- 341,0	- 301,7	120,1
$\text{FeCl}_3(\kappa)$	- 390,8	- 328,7	154,4
$\text{FeO}(\kappa)$	- 263,8	- 244,3	58,79
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\kappa)$	- 822,16	- 740,98	89,96
$\text{Fe}_3\text{O}_4(\kappa)$	- 1117,7	- 1014,2	146,4
$\text{FeS}(\kappa)$	- 95,1	- 97,6	67,4
$\text{H}(\Gamma)$	217,94	203,26	114,6
$\text{H}_2(\Gamma)$	0,00	0,00	130,58
$\text{HBr}(\Gamma)$	- 35,98	- 53,5	198,5
$\text{HCl}(\Gamma)$	- 92,3	- 95,27	186,69
$\text{HCl}(\rho)$	- 166,9	- 131,2	56,5
$\text{HF}(\Gamma)$	- 268,61	- 270,7	173,51
$\text{HI}(\Gamma)$	25,94	1,3	206,3
$\text{HNO}_3(\text{ж})$	- 174,3	- 80,3	156,6
$\text{H}_2\text{O}(\Gamma)$	- 241,82	- 228,61	188,7
$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	- 285,84	- 237,2	70,08
$\text{H}_2\text{O}(\kappa)$	- 291,85	- 235,5	44,1
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$	- 187,8	- 120,4	109,6
$\text{H}_2\text{S}(\Gamma)$	- 20,17	- 33,01	205,6
$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж})$	- 811,3	- 690,3	156,9

Вещество	$\Delta_f H^0$ , кДж/моль	$\Delta_f G^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/(моль·К)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (ж)	- 1271,9	- 1147,25	200,8
Hg(ж)	0,00	0,00	77,4
HgO(к)	- 90,8	- 58,3	70,3
HgCl <sub>2</sub> (к)	- 230,1	- 185,8	144,35
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (к)	- 264,85	- 210,7	185,8
I <sub>2</sub> (к)	0,00	0,00	116,73
I <sub>2</sub> (г)	62,24	19,4	260,58
KCl(к)	- 435,9	- 408,3	82,7
K <sub>2</sub> O(к)	- 361,5	- 333,5	94,0
KOH(к)	- 425,8	- 380,2	59,41
LiOH(к)	- 487,8	- 443,9	42,7
Li <sub>2</sub> O(к)	- 598,7	- 562,1	37,9
Mg(к)	0,00	0,00	32,55
MgCl <sub>2</sub> (к)	- 641,6	- 592,1	89,6
MgO(к)	- 601,24	- 569,4	26,94
Mg(OH) <sub>2</sub> (к)	- 924,7	- 833,8	63,14
Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	- 789,6	- 588,4	164,0
MgCO <sub>3</sub> (к)	- 1112,9	- 1029,3	65,69
MgSO <sub>4</sub> (к)	- 1278,2	-1173,6	91,63
Mn(к)	0,00	0,00	31,76
MnO <sub>2</sub> (к)	- 519,4	- 464,8	53,14
MnSO <sub>4</sub> (к)	- 1063,7	- 956,0	112,1
Mo(к)	0,00	0,00	28,6
MoO <sub>3</sub> (к)	- 754,5	- 677,6	78,2
N <sub>2</sub>	0,00	0,00	191,5
NH <sub>3</sub> (г)	- 46,19	- 16,66	192,5
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (ж)	50,4	149,2	121,3
NH <sub>4</sub> OH(р)	- 361,2	- 254,2	165,4

Вещество	$\Delta_f H^0$ , кДж/моль	$\Delta_f G^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/(моль·К)
$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$	- 314,4	- 203,0	94,6
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{к})$	- 1179,3	- 900,3	220,3
$\text{NO}(\text{г})$	90,37	86,71	210,62
$\text{NO}_2(\text{г})$	33,5	51,8	240,45
$\text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$	9,66	98,28	304,3
$\text{Na}(\text{к})$	0,00	0,00	51,0
$\text{NaCl}(\text{к})$	- 410,9	- 384,0	72,33
$\text{Na}_2\text{O}(\text{к})$	- 415,9	- 376,6	72,8
$\text{NaOH}(\text{к})$	- 427,8	- 381,1	64,18
$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{к})$	- 1384,6	- 1266,8	149,4
$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к})$	- 1130,9	- 1047,7	136,0
$\text{NaNO}_3(\text{р})$	- 446,2	- 372,4	207,0
$\text{Ni}(\text{к})$	0,00	0,00	29,86
$\text{NiO}(\text{к})$	- 239,7	- 211,7	38,0
$\text{O}_2(\text{г})$	0,00	0,00	205,04
$\text{O}_3(\text{г})$	142,3	163,4	238,8
$\text{O}(\text{г})$	247,5	230,1	161,0
$\text{P}(\text{к, белый})$	0,00	0,00	41,1
$\text{P}(\text{к, красный})$	- 18,4	- 13,8	22,8
$\text{PCl}_3(\text{г})$	- 306,5	- 286,3	311,7
$\text{PCl}_5(\text{г})$	- 592,0	- 545,2	324,6
$\text{Pb}(\text{к})$	0,00	0,00	64,9
$\text{PbO}(\text{к})$	- 217,9	- 188,5	69,45
$\text{PbSO}_4(\text{к})$	- 918,1	- 811,2	147,28
$\text{PbO}_2(\text{к})$	- 276,6	- 219,0	76,44
$\text{PbS}(\text{к})$	- 94,28	- 92,68	91,20
$\text{S}(\text{к, ромб.})$	0,00	0,00	31,88
$\text{SO}_2(\text{г})$	- 296,9	- 300,4	248,1

Вещество	$\Delta_f H^0$ , кДж/моль	$\Delta_f G^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/(моль·К)
SO <sub>3</sub> (г)	- 395,2	- 370,4	256,23
Si(к)	0,00	0,00	18,7
SiO <sub>2</sub> (α-кварц)	- 859,4	- 805,2	41,84
SiCl <sub>4</sub> (г)	- 609,6	- 569,9	331,4
SiH <sub>4</sub> (г)	- 61,9	- 39,3	203,8
Sn (к, белый)	0,00	0,00	51,55
SnO <sub>2</sub> (к)	- 580,7	- 418,4	52,3
Ta(к)	0,00	0,00	41,4
Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	- 2045,1	- 1922,5	143,1
Ti(к)	0,00	0,00	30,6
TiCl <sub>4</sub> (г)	- 758,9	- 714,0	353,1
TiCl <sub>4</sub> (ж)	- 800,0	- 724,0	252,7
TiO <sub>2</sub> (к, рутил)	- 941,0	- 881,6	50,2
W(к)	0,00	0,00	33,5
WO <sub>3</sub> (к)	- 840,3	- 763,4	83,3
Zn(к)	0,00	0,00	41,59
ZnO(к)	- 349,0	- 318,2	43,5
ZnCl <sub>2</sub> (к)	- 415,9	- 369,2	108,4
ZnS(к)	- 201,0	- 239,8	57,7
ZnSO <sub>4</sub> (к)	- 978,2	- 870,2	124,6
Zr(к)	0,00	0,00	38,4
ZrO <sub>2</sub> (к)	- 1762,3	- 1565,2	184,1

## СОДЕРЖАНИЕ

Номенклатура, свойства и получение неорганических веществ.....	3
Химическая термодинамика.....	11
Химическая кинетика.....	23
Химическое равновесие.....	33
Список литературы.....	42
Приложение .....	43

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ИЗДАНИЕ  
МЧЕДЛИДЗЕ Манана Тамазиевна  
ИВАНОВА Мария Абасовна  
АНУФРИЕВА Светлана Михайловна

**ОБЩАЯ ХИМИЯ**  
**часть 1**

Практикум

---

Подписано в печать	Формат 60x84/16	Тираж 300 экз.
Усл.-печ. л. - заказ		Изд. № 189-14

---