

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

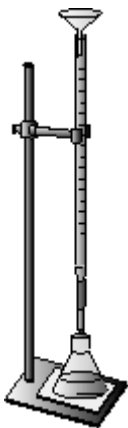
Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Л.А. Яковишин

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 3

Учебно-методическое пособие



Севастополь
СевГУ
2021

УДК 546(076.5)

ББК 24.1

Я472

Рецензент:

Е.Н. Корж – канд. хим. наук, доцент
кафедры «Химия и химические технологии» СевГУ

Яковишин Л.А.

Я472 Практикум по химии : учебно-методическое пособие.
Часть 3 / Л.А. Яковишин ; «Севастопольский
государственный университет», Институт ядерной
энергии и промышленности. – Севастополь: Изд-во
СевГУ, 2021. – 57 с. – Текст : электронный.

Целью учебно-методического пособия является оказание помощи обучающимся при выполнении лабораторных работ и самостоятельном изучении тем «Определение энтальпии реакции нейтрализации» и «Химическая кинетика и равновесие».

УДК 546(076.5)

ББК 24.1

Учебно-методическое пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 9 от 18 июня 2020 г.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия для студентов технических специальностей.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ	5
1.1. Энергетика химических реакций	5
1.2. Примеры решения типовых задач по энергетике химических реакций	10
1.3. Химическая кинетика	13
1.4. Химическое равновесие	21
1.5. Примеры решения типовых задач по химической кинетике и равновесию	27
2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ»	32
3. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ ПО ТЕМЕ «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ»	37
4. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ» ...	39
5. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ»	48
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	51
ПРИЛОЖЕНИЕ А	52

ВВЕДЕНИЕ

Данное учебно-методическое пособие предназначено для систематизации и обобщения знаний при подготовке к выполнению лабораторных работ «Определение энтальпии реакции нейтрализации» и «Химическая кинетика и равновесие». В пособии содержатся материалы по энергетике химических реакций, указаны факторы, влияющие на скорость химических реакций. Кроме того, рассмотрено понятие о химическом равновесии и факторах его смещения. Приведены типовые задачи, вопросы для подготовки к выполнению лабораторных работ. В приложении имеются справочные данные, необходимые для решения типовых задач и вычислений по лабораторным работам.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

1.1. Энергетика химических реакций

Термодинамика – наука, изучающая переходы энергии из одной формы в другую и из одной части системы в другую.

Термодинамическая система – это вещество или их смесь, взятые в ограниченном объеме.

Химическая термодинамика – это раздел термодинамики, изучающий переходы энергии в химических реакциях и из одной фазы в другую.

Фаза – совокупность частей системы, одинаковых по составу, физическим и химическим свойствам и ограниченных друг от друга поверхностями раздела.

Энтальпия (H) – это теплосодержание системы. Энтальпия равна количеству теплоты, взятому с противоположным знаком:

$$\Delta H = - Q .$$

Для *экзотермических процессов* (идут с выделением тепла) $Q > 0$, а $\Delta H < 0$. Для *эндотермических реакций* (протекают с поглощением тепла), наоборот, $Q < 0$, а $\Delta H > 0$.

Энтальпия связана с внутренней энергией соотношением:

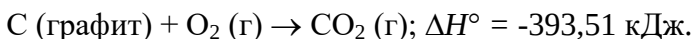
$$H = U + P \cdot V,$$

где U – внутренняя энергия;

P – давление;

V – объем.

Термохимия – наука о тепловых эффектах химических процессов. *Тепловой эффект реакции* – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе ее протекания. Уравнения реакций с указанием агрегатного состояния всех веществ (и, если необходимо, аллотропных форм веществ) и теплового эффекта (в виде Q или ΔH) называют *термохимическими уравнениями*:



Энергетический профиль (энергетическая диаграмма, энергетический рельеф) химической реакции – это зависимость энергии (ΔH , Q) от пути (координаты, хода) реакции (рисунк 1.1). Путь реакции характеризует продвижение системы от реагирующих веществ (реагентов) к продуктам реакции.

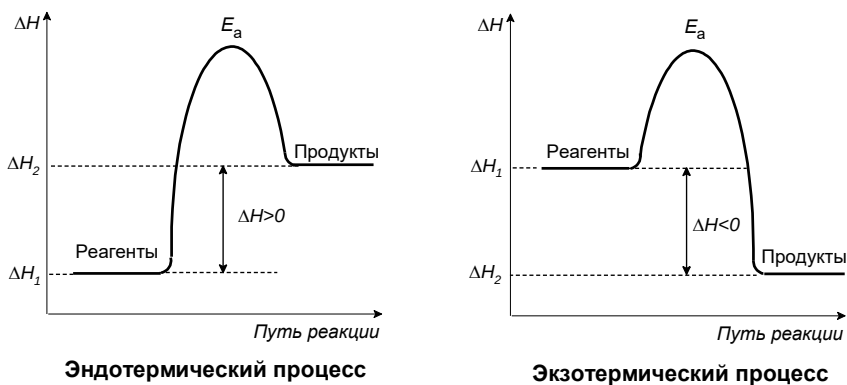


Рисунок 1.1 – Энергетический профиль реакции

Основным законом термохимии является *закон Г.И. Гесса* (рисунк 1.2).

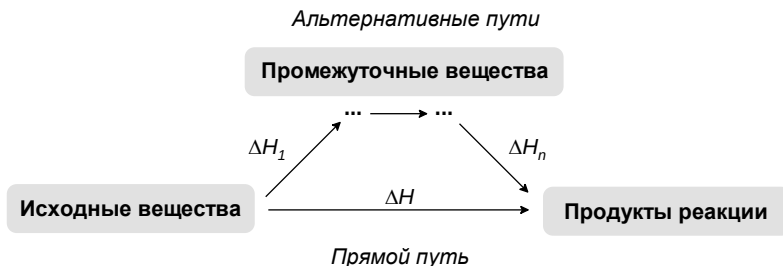


Рисунок 1.2 – Схема, иллюстрирующая закон Г.И. Гесса

Закон Г.И. Гесса (1840 г.) – *тепловой эффект химической реакции зависит от начального и конечного состояния системы и не зависит от ее пути:*

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n .$$

Таким образом, энтальпия является функцией состояния.

Следствия из закона Г.И. Гесса:

1. *Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм стандартных энтальпий образования продуктов и реагентов с обязательным учетом стехиометрических коэффициентов при веществах в уравнении реакции:*

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} = \sum n \cdot \Delta H_{\text{обр.}}^{\circ} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta H_{\text{обр.}}^{\circ} (\text{реагенты}),$$

где $\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ}$ – тепловой эффект химической реакции, кДж ($^{\circ}$ – символ стандартного состояния: 25 °С и $P = 101325 \text{ Па}$);

$\Delta H_{\text{обр.}}^{\circ}$ – стандартная энтальпия образования вещества (при 25 °С и $P = 101325 \text{ Па}$), кДж/моль;

n и m – стехиометрические коэффициенты при веществах в уравнении реакции.

Стандартная энтальпия образования вещества ($\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ или ΔH°_f) – это тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества в стандартных условиях из соответствующих простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой аллотропной форме. Значения $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ для некоторых веществ приведены в *таблице А.5* приложения.

2. Закон Лавуазье – Лапласа (1780–1784) – *тепловой эффект прямой реакции равен тепловому эффекту обратной реакции, но с противоположным знаком.*

Энтропия (S) – мера беспорядка (хаоса) в системе. Чем больше беспорядка в системе, тем больше S . Она связана с термодинамической вероятностью (**формула Л. Больцмана**):

$$S = k \cdot \ln W,$$

где k – *постоянная Л. Больцмана* ($k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К);
 W – термодинамическая вероятность.

Энтропия, как и энтальпия, является функцией состояния, поэтому:

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты}),$$

где $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$ – изменение энтропии в ходе химической реакции, Дж/К;

$S^\circ_{\text{обр.}}$ – стандартная энтропия образования вещества (при 25 °С и $P = 101325$ Па), Дж/(моль·К);

n и m – стехиометрические коэффициенты при веществах в уравнении реакции.

Стандартная энтропия образования вещества ($S^{\circ}_{\text{обр.}}$ или S°_f) – это энтропия образования 1 моль вещества в стандартных условиях из соответствующих простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой аллотропной форме. Значения $S^{\circ}_{\text{обр.}}$ для некоторых веществ приведены в *таблице А.5 приложения*.

Свободная энергия Гиббса (G) – изобарно-изотермический потенциал, характеризующий способность к самопроизвольному протеканию процесса. Свободная энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^{\circ}_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta G^{\circ}_{\text{обр.}} (\text{реагенты}),$$

где $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}}$ – изменение свободной энергии Гиббса в ходе химической реакции, кДж;

$\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}$ – стандартная свободная энергия Гиббса образования вещества (при 25 °С и $P = 101325 \text{ Па}$), кДж/моль;

n и m – стехиометрические коэффициенты при веществах в уравнении реакции.

Стандартная свободная энергия Гиббса образования вещества ($\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}$ или ΔG°_f) – это изменение свободной энергии Гиббса для реакции образования 1 моль вещества в стандартных условиях из соответствующих простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой аллотропной форме. Значения $\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}$ для некоторых веществ приведены в *таблице А.5 приложения*.

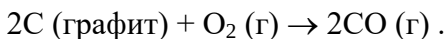
Изменение свободной энергии Гиббса может быть также найдено по формуле, называемой *уравнением Гиббса*:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S .$$

Если $\Delta G > 0$, то реакция не может самопроизвольно протекать, если $\Delta G < 0$, то реакция может самопроизвольно протекать, а если $\Delta G = 0$, то система находится в равновесии.

1.2. Примеры решения типовых задач по энергетике химических реакций

Пример 1. Для реакции, приведенной ниже, рассчитайте $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$, $\Delta G^\circ_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$ (для расчета используйте таблицу А.5 приложения):



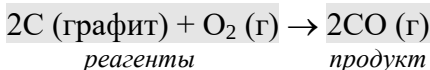
Решение. Т.к. энтальпия, энтропия и свободная энергия Гиббса являются функциями состояния, то для расчетов воспользуемся соответствующими формулами и значениями стандартных термодинамических функций из таблицы А.5 приложения:

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ кДж/моль	$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ кДж/моль	$S^\circ_{\text{обр.}}$ Дж/(моль·К)
С (графит)	0	0	5,74
O ₂ (г)	0	0	205,04
CO (г)	-110,52	-137,14	197,54



$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = [2 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [2 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{(\text{графит})}) + 1 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_{2(\text{г})})]$$

$$= [2 \cdot (-110,52)] - [2 \cdot 0 + 1 \cdot 0] = -221,04 \text{ кДж.}$$

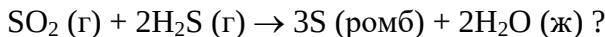
$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = [2 \cdot S^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [2 \cdot S^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{(\text{графит})}) + 1 \cdot S^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_{2(\text{г})})] =$$

$$= [2 \cdot 197,54] - [2 \cdot 5,74 + 1 \cdot 205,04] = 178,56 \text{ Дж/К.}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = [2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{(\text{графит})}) + 1 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_{2(\text{г})})]$$

$$= [2 \cdot (-137,14)] - [2 \cdot 0 + 1 \cdot 0] = -274,28 \text{ кДж.}$$

Пример 2. Возможно ли протекание реакции в стандартных условиях:

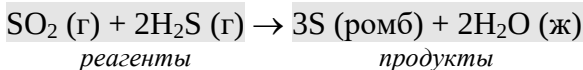


Решение. Для ответа на этот вопрос необходимо рассчитать изменение свободной энергии Гиббса в ходе данной реакции. Если $\Delta G^\circ > 0$, то реакция не может самопроизвольно протекать, если $\Delta G^\circ < 0$, то реакция может самопроизвольно протекать, а если $\Delta G^\circ = 0$, то система находится в равновесии.

Т.к. свободная энергия Гиббса является функцией состояния, то для расчета воспользуемся формулой и значениями стандартных свободных энергий Гиббса образования веществ из *таблицы А.5* приложения:

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

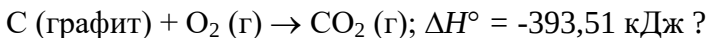
Вещество	$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}, \text{ кДж/моль}$
SO ₂ (г)	-300,2
H ₂ S (г)	-33,8
S (ромб, α)	0
H ₂ O (ж)	-237,5



$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = [3 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{S}_{(\text{ромб})}) + 2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})})] - [1 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{SO}_{2(\text{г})}) + 2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})})] = [3 \cdot 0 + 2 \cdot (-237,5)] - [1 \cdot (-300,2) + 2 \cdot (-33,8)] = -107,2 \text{ кДж.}$$

Т.к. $\Delta G^\circ < 0$, то реакция может самопроизвольно протекать в стандартных условиях.

Пример 3. Сколько теплоты выделится при сгорании 120 г графита, если термохимическое уравнение реакции его горения имеет следующий вид:



Решение. Согласно термохимическому уравнению при сгорании 1 моль графита (коэффициент перед углеродом равен 1) выделяется 393,51 кДж теплоты.

$\nu(\text{C}) = m(\text{C}) / M(\text{C}) = 120 \text{ г} / 12 \text{ г/моль} = 10 \text{ моль}$, поэтому при сгорании 10 моль графита выделится в 10 раз больше теплоты, т.е. 3935,1 кДж.

1.3. Химическая кинетика

Химическая кинетика – это раздел химии, изучающий механизмы протекания и скорости химических реакций.

Скорость химической реакции – это число элементарных актов химического взаимодействия за единицу времени в единице реакционного пространства. Выделяют *гомогенные реакции*, протекающие в объеме одной фазы (в однородной среде), и *гетерогенные реакции*, протекающие в неоднородной среде, т.е. на поверхности раздела фаз.

Скорость – это изменение какого-либо параметра в единицу времени. Таким параметром для скорости химической реакции является изменение количеств веществ, вступивших в реакцию или образовавшихся в ее ходе.

Средняя скорость гомогенной реакции – это изменение количества вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате ее протекания, за единицу времени в единице объема реакционного пространства:

$$v_{\text{ср}}^{\text{гом}} = \pm \frac{v_2 - v_1}{V \cdot (\tau_2 - \tau_1)} = \pm \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta \tau} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau},$$

где $v_{\text{ср}}^{\text{гом}}$ – средняя скорость гомогенной реакции, моль/(л·с);

v_1 и v_2 – начальное и конечное количества вещества (соответственно), моль;

τ_1 и τ_2 – начальное и конечное время (соответственно), с;

V – объем, л;

Δv – изменение количества вещества, моль;

$\Delta \tau$ – изменение времени, с;

Δc – изменение концентрации, моль/л.

В ходе химической реакции количество вещества (концентрация) у реагентов уменьшается, а у продуктов реакции, наоборот, увеличивается (*рисунк 1.3*), поэтому в

формуле знак «+» относят к продуктам реакции, а знак «-» – к реагентам. График зависимости концентрации от времени может быть линейным или нелинейным.

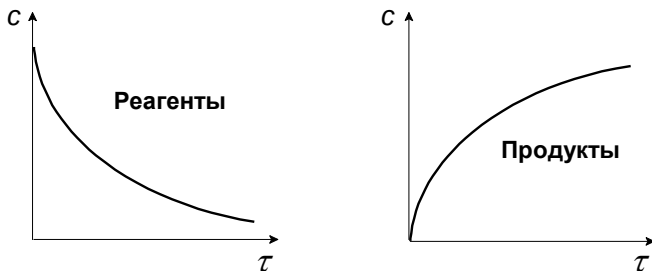


Рисунок 1.3 – Изменение концентраций реагентов и продуктов в ходе химической реакции

Средняя скорость гетерогенной реакции – это изменение количество вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в ее результате, за единицу времени на единице площади поверхности раздела фаз:

$$v_{\text{ср}}^{\text{гетер}} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau},$$

где $v_{\text{ср}}^{\text{гетер}}$ – средняя скорость гетерогенной реакции, моль/(м²·с);

S – площадь поверхности, м².

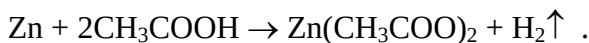
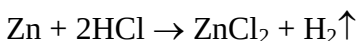
Истинная (мгновенная) скорость реакции определяется первой производной концентрации по времени:

$$v_{\text{ист}}^{\text{гом}} = \pm \lim_{\Delta \tau \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta \tau} = \pm \frac{dc}{d\tau}$$

На скорость химической реакции влияет ряд факторов:

- 1) природа реагентов;
- 2) концентрация;
- 3) давление (для газов);
- 4) площадь поверхности соприкосновения веществ (для гетерогенных систем);
- 5) температура;
- 6) энергия активации;
- 7) наличие катализатора.

Влияние природы реагентов. Например, скорость реакции цинка с соляной кислотой больше, т.к. соляная кислота более сильная, чем уксусная кислота:



Влияние концентрации. Зависимость скорости реакции от концентрации определяется **законом действующих (действия) масс** (К. Гульдберг и П. Вааге, 1867 г.): *скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам при этих веществах.*

$a\text{A} (\text{г}) + b\text{B} (\text{г}) \rightarrow d\text{D} (\text{г})$ – гомогенный процесс

$$\nu = k \cdot c_{\text{A}}^a \cdot c_{\text{B}}^b ,$$

где k – константа скорости реакции;

c_{A} и c_{B} – молярные концентрации реагентов, моль/л;

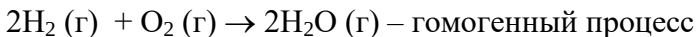
a и b – стехиометрические коэффициенты при веществах А и В.

Константа скорости – это величина, равная скорости химической реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ:

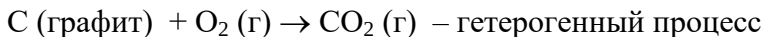
$$c_A = c_B = 1, \quad \text{тогда} \quad \nu = k .$$

Константа скорости зависит от природы реагентов и температуры, но не зависит от их концентрации. Закон действующих масс справедлив для одностадийных гомогенных реакций при постоянной температуре.

Следует учитывать, что в выражении закона действующих масс указываются концентрации только газов или веществ, находящихся в растворах. Для гетерогенных реакций в выражение скорости не включаются концентрации веществ, составляющих самостоятельную конденсированную фазу (индивидуальные твердые или жидкие вещества):



$$\nu = k \cdot c_{\text{H}_2}^2 \cdot c_{\text{O}_2}$$



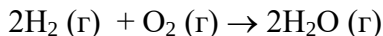
$$\nu = k \cdot c_{\text{O}_2} .$$

Влияние давления (для газов). При повышении давления газов во столько же раз увеличивается их молярная концентрация, поэтому скорость реакции возрастает:

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T \qquad P = c \cdot R \cdot T .$$

Закон действующих масс может быть записан через

парциальные давления соответствующих газов:



$$\nu = k \cdot P_{\text{H}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2} \quad .$$

Влияние площади поверхности соприкосновения веществ (для гетерогенных систем). Чем больше площадь поверхности соприкосновения веществ, тем больше скорость реакции.

Влияние температуры. Зависимость скорости реакции от температуры количественно выражается *правилом Вант-Гоффа* (1884 г.): *при увеличении температуры на каждые 10 единиц скорость реакции возрастает в 2–4 раза:*

$$\nu_{t_2} = \nu_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad ,$$

где ν_{t_2} – скорость реакции при конечной температуре t_2 ;

ν_{t_1} – скорость реакции при начальной температуре t_1 ;

γ – температурный коэффициент.

или через константы скоростей:

$$k_{t_2} = k_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad .$$

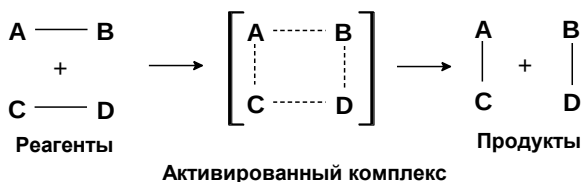
Температурный коэффициент показывает, во сколько раз различаются скорости реакций при конечной и начальной температурах, если значения этих температур отличаются на 10 (*физический смысл*):

$$t_2 - t_1 = 10, \text{ тогда}$$

$$\gamma = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}.$$

Значения температурного коэффициента составляют от 2 до 4. Правило Вант-Гоффа является эмпирическим. Применяется в ограниченном интервале температур (обычно 0–100 °С). Более точную зависимость скорости реакции от температуры отражает *уравнение Аррениуса* (см. далее).

Влияние энергии активации. *Энергия активации* – это энергия, необходимая для перевода 1 моль вещества в активное состояние или состояние *активированного комплекса*. *Активированный комплекс (переходное или промежуточное состояние)* – это модель состояния вещества, когда в нем старые химические связи еще полностью не разорвались, а новые – не образовались:



На энергетическом профиле реакции образованию активированного комплекса отвечает энергетический максимум – энергия активации E_a (*рисунки 1.4*).

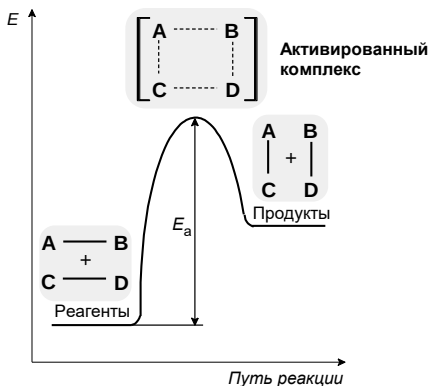


Рисунок 1.4 – Энергия активации на энергетическом профиле реакции

При увеличении энергии активации скорость химической реакции уменьшается. Эту зависимость отражает *уравнение Аррениуса* (1889 г.). Оно также выражает более точную зависимость скорости реакции от температуры, чем правило Вант-Гоффа:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}},$$

где k – константа скорости реакции;

A – предэкспоненциальный множитель (частотный фактор), связанный с вероятностью и числом столкновений активных частиц, а также со стерическими условиями (определенной ориентацией молекул в пространстве при их взаимодействии);

e – основание натурального логарифма, $e \approx 2,7$;

E_a – энергия активации, Дж/моль;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль · К);

T – абсолютная температура, К.

Влияние катализатора. *Катализатор* – это вещество, изменяющее скорость химической реакции, но остающееся в неизменном количестве после ее окончания. Катализатор вступает в реакцию с реагентами, но после ее окончания регенерируется в первоначальном количестве. Различают *положительные катализаторы* (их часто называют просто *катализаторами*), увеличивающие скорость реакции, и *отрицательные катализаторы (ингибиторы)*, уменьшающие скорость реакции. Изменение скорости реакции под воздействием катализатора называют *катализом*. Катализ бывает *гомогенным* (реагенты, продукты и катализатор имеют одно и тоже агрегатное состояние и образуют однородную систему; между ними отсутствуют поверхности раздела фаз) и *гетерогенным* (в системе есть поверхность раздела фаз).

Механизм действия положительного катализатора заключается в том, что он направляет реакцию по новому пути с меньшей энергией активации (*рисунок 1.5*).

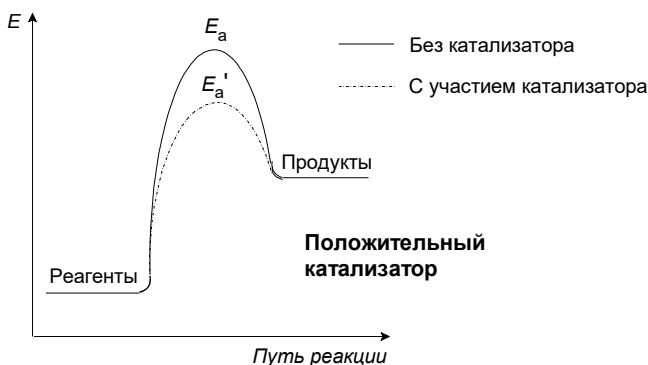


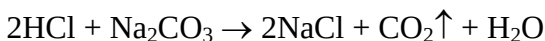
Рисунок 1.5 – Энергетический профиль реакции с участием положительного катализатора

1.4. Химическое равновесие

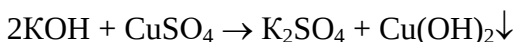
Химические реакции разделяют на обратимые и необратимые. Большинство реакций являются обратимыми.

Реакции в водных растворах электролитов практически необратимы, если некоторые ионы связываются друг с другом так, что вещества выделяются в ходе реакции в виде газа, осадка, комплексного или малодиссоциирующего соединения:

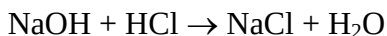
– в ходе реакции образуется газ:



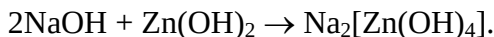
– в ходе химической реакции образуется осадок:



– в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество (вода, CH_3COOH и др.):



– в ходе реакции образуется комплексное соединение:



Обратимые реакции идут одновременно в двух противоположных направлениях. Состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется *химическим равновесием* (см. рисунок 1.6):

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} .$$

Химическое равновесие является *динамическим*, т.е. в таком состоянии процессы не прекращаются, а одновременно протекают как прямая, так и обратная реакция. Т.к. скорости их равны, то молярные концентрации веществ остаются постоянными (при условии сохранения постоянных внешних условий).

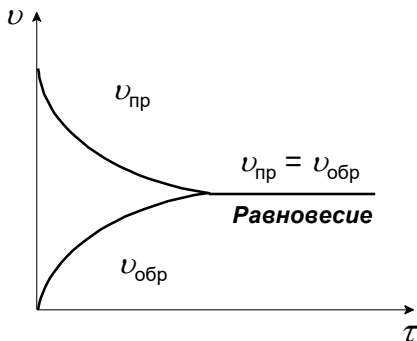
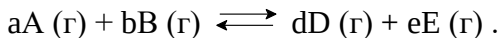


Рисунок 1.6 – Изменение скоростей прямой ($v_{пр}$) и обратной ($v_{обр}$) реакций при приближении к состоянию химического равновесия

Концентрации веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, являются *равновесными*. Иногда равновесные концентрации обозначают формулами веществ, заключенными в квадратные скобки. Рассмотрим гомогенную систему в состоянии равновесия:



Равновесная концентрация вещества А обозначается как «[A]», равновесная концентрация вещества В – как «[B]» и т.д. Тогда:

$$v_{пр} = k_{пр} \cdot [A]^a \cdot [B]^b \qquad v_{обр} = k_{обр} \cdot [D]^d \cdot [E]^e$$

$$k_{\text{пр}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{\text{обр}} \cdot [D]^d \cdot [E]^e$$

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b} = K$$

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций называется *константой равновесия* (K). Таким образом, *константа равновесия* – это величина, равная отношению произведений равновесных концентраций продуктов и реагентов, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам при этих веществах:

$$K = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Эта формула также выражает закон действующих (действия) масс. Константу равновесия также можно записать через молярные доли веществ или парциальные давления газов.

Физический смысл константы равновесия: она показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции при данной температуре и единичных концентрациях всех веществ. Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от катализатора, давления и концентрации, т.к. изменение концентрации (давления) одного из реагентов вызовет изменение концентраций (давлений) и других реагентов. Катализатор изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции, поэтому влияет на быстроту достижения химического равновесия, но не на величину его константы.

Величина константы равновесия позволяет судить о полноте протекания реакции. Чем она больше, тем больше

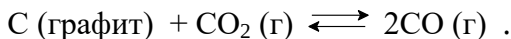
образуется продуктов реакции. Если $K > 1$, то выход продуктов прямой реакции преобладает, а если $K < 1$, то выход продуктов прямой реакции мал, преобладают исходные вещества. Для необратимых реакций $K \rightarrow \infty$. Если практически отсутствует прямая реакция, то $K \rightarrow 0$.

В выражении константы равновесия указываются концентрации только газов или веществ, находящихся в растворах. Для гетерогенных реакций в выражение константы равновесия не включаются концентрации веществ, составляющих самостоятельную конденсированную фазу (индивидуальные твердые или жидкие вещества), например:



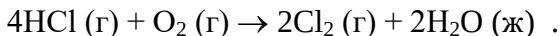
Реакция протекает в растворе (гомогенной системе), поэтому в выражение константы равновесия включаются концентрации всех веществ:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} .$$



Графит – твердое вещество, поэтому для данной гетерогенной реакции:

$$K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} .$$



Вода образует самостоятельную жидкую фазу, поэтому:

$$K = \frac{[\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} .$$

Свободная энергия Гиббса и константа равновесия связаны следующим выражением:

$$\Delta G^\circ = - R \cdot T \cdot \ln K,$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль · К);

T – абсолютная температура, К.

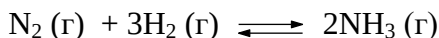
При наступлении химического равновесия $\Delta G^\circ = 0$ и $K = 1$. Если $\Delta G^\circ < 0$, то $K > 1$ (выход продуктов реакции преобладает), а если $\Delta G^\circ > 0$, то $K < 1$ (преобладают исходные вещества).

Химическое равновесие является подвижным, т.е. его можно смещать в ту или иную сторону. Направление смещения равновесия можно определить *по принципу Ле Шателье* (1884 г.): *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывать какое-либо внешнее воздействие (изменять концентрацию, температуру или давление), то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.*

Условия смещения химического равновесия:

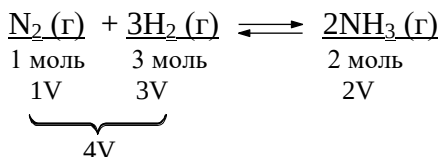
1) Изменение концентрации. *При увеличении концентрации вещества равновесие смещается в сторону его расходования:*

Например, для реакции:



при увеличении концентрации азота равновесие сместится в сторону его расходования, т.е. в сторону прямой реакции (вправо $\rightleftharpoons$).

2) Изменение давления (для газов). При увеличении давления равновесие смещается в сторону реакции, сопровождающейся уменьшением объема.



Реакция сопровождается уменьшением объема, т.к. суммарно реагируют 4 единицы объема газов, а образуются только 2 единицы объема. Поэтому, при повышении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо $\rightleftharpoons$).

3) Изменение температуры. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

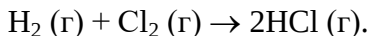


Прямая реакция экзотермична ($\Delta H^\circ < 0$), т.е. идет с выделением тепла. Соответственно, обратная реакция идет с поглощением такого же количества тепла ($\Delta H^\circ > 0$), т.е. является эндотермической. Поэтому увеличение температуры смещает равновесие в сторону обратной реакции (влево $\rightleftharpoons$).

Катализатор не смещает химическое равновесие, поскольку он в равной степени изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции. Катализатор лишь изменяет момент достижения химического равновесия в системе.

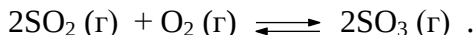
1.5. Примеры решения типовых задач по химической кинетике и равновесию

Пример 1. Напишите выражение скорости для реакции



Решение. Реакция гомогенная, поэтому $v = k \cdot c_{\text{H}_2} \cdot c_{\text{Cl}_2}$.

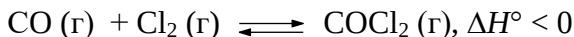
Пример 2. Напишите выражение константы равновесия для следующей реакции:



Решение. Система гомогенная (все реагенты и продукт реакции являются газами), поэтому в выражение константы равновесия включаются концентрации всех веществ:

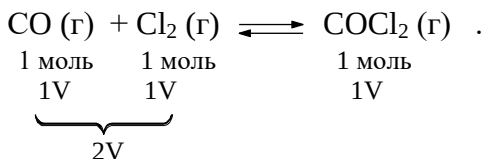
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} .$$

Пример 3. В какую сторону сместится равновесие в системе



- а) при повышении давления;
- б) при повышении температуры;
- в) при добавлении катализатора;
- г) при уменьшении концентрации COCl_2 ?

Решение. а) Для решения воспользуемся принципом Ле Шателье. При повышении давления равновесие сместится в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением объема. Прямая реакция сопровождается уменьшением объема, поэтому равновесие сместится вправо $\rightleftharpoons$:

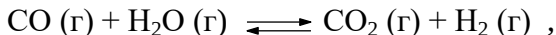


б) При повышении температуры равновесие сместится в сторону эндотермической реакции, т.е. в данном случае в сторону обратной реакции (влево $\leftarrow$).

в) При добавлении катализатора равновесие не смещается ($\rightleftharpoons$).

г) При уменьшении концентрации COCl_2 равновесие смещается в сторону его образования, т.е. в сторону прямой реакции (вправо $\rightarrow$).

Пример 4. Рассчитайте константу равновесия для реакции

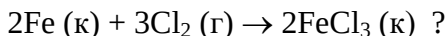


если равновесные концентрации веществ равны: $[\text{CO}] = 0,8$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,16$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,16$ моль/л и $[\text{H}_2] = 0,32$ моль/л.

Решение. Система гомогенная (все реагенты и продукты реакции являются газами), поэтому в выражение константы равновесия включаются концентрации всех этих веществ:

$$K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0,16 \cdot 0,32}{0,8 \cdot 0,16} = 0,4 .$$

Пример 5. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации хлора в 2 раза



Решение. Реакция гетерогенная, поэтому в выражение скорости реакции включается концентрация только газа (хлора):

$$\nu = k \cdot c_{\text{Cl}_2}^3$$

При увеличении концентрации хлора в 2 раза получаем:

$$\nu_1 = k \cdot (2 \cdot c_{\text{Cl}_2})^3$$

Тогда скорость реакции увеличится в 8 раз:

$$\frac{\nu_1}{\nu} = \frac{k \cdot (2 \cdot c_{\text{Cl}_2})^3}{k \cdot c_{\text{Cl}_2}^3} = 2^3 = 8 .$$

Пример 6. При повышении температуры на 10 °С скорость реакции увеличивается в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры от 40 до 60 °С?

Решение. Т.к. при повышении температуры на 10°С скорость реакции увеличивается в 2 раза, то, следовательно, температурный коэффициент (γ) этой реакции равен 2 (см. физический смысл γ). Используем правило Вант-Гоффа. Тогда

$$\nu_{t_2} = \nu_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\nu_{60^\circ} = \nu_{40^\circ} \cdot 2^{\frac{60 - 40}{10}}$$

$$\frac{v_{60^\circ}}{v_{40^\circ}} = 2^{\frac{60-40}{10}} = 2^2 = 4 .$$

Таким образом, скорость реакции увеличится в 4 раза.

Пример 7. Рассчитайте равновесную концентрацию H_2 в системе



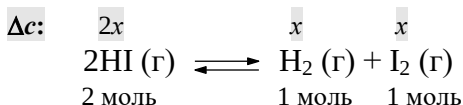
если исходная концентрация HI равна 0,01 моль/л, а константа равновесия составляет 0,02.

Решение. Система гомогенная, потому в выражение константы равновесия K включаем концентрации всех веществ:

$$K = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} .$$

Исходные концентрации веществ, их изменение в ходе процесса (Δc), а также равновесные концентрации представим в виде таблицы:

Концентрация	HI	H_2	I_2
$c_{\text{исходная}}$	0,01	0	0
Δc	$2x$	x	x
$c_{\text{равновесная}}$	$0,01 - 2x$	x	x



В начальный момент времени продукты еще не образовались, поэтому исходные концентрации H_2 и I_2 равны 0 моль/л. Допустим, что в ходе процесса образовалось x

моль/л H_2 , тогда и I_2 тоже образовалось x моль/л, т.к. соотношение между ними по уравнению реакции 1:1. При этом HI израсходовалось $2x$ (соотношение по уравнению 2:1:1). Подставляем значения в выражение K :

$$K = \frac{x \cdot x}{(0,01 - 2x)^2} = 0,02 .$$

Получаем $x = 0,0011$. Тогда $[\text{H}_2] = 0,0011$ моль/л.

2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ»

2.1. Цель работы

Экспериментально определить энтальпию реакции нейтрализации и сравнить ее с теоретическим значением.

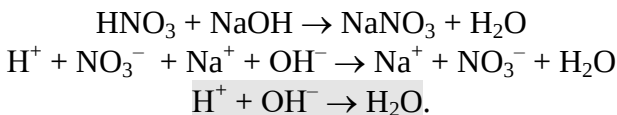
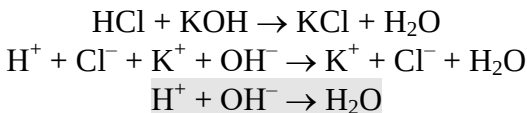
2.2. Оборудование и материалы

1 моль-экв/л (1 н.) растворы кислот (HCl, HNO₃) и щелочей (KOH, NaOH), сосуд Дьюара (термос), пробка, термометр, мерные цилиндры на 100 мл.

2.3. Ход работы

Энтальпия реакции взаимодействия 1 моль эквивалента сильной кислоты с 1 моль эквивалента сильного основания (щелочи), взятых в разбавленных растворах, называется *энтальпией реакции нейтрализации*.

Рассмотрим взаимодействие разных сильных кислот и разных сильных оснований. Для реакций нейтрализации составим полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



Таким образом, реакция взаимодействия любой сильной кислоты со щелочью сводится к образованию воды:



Поэтому при нейтрализации любой сильной кислоты сильным основанием наблюдается постоянный тепловой эффект. В разбавленных растворах при 298 К энтальпия реакции нейтрализации равна -57,22 кДж/моль.

Мерным цилиндром отмеряют 100 мл раствора щелочи и, соблюдая осторожность, переливают его в сосуд Дьюара (термос). Сосуд Дьюара плотно закрывают пробкой с термометром и измеряют начальную температуру t_1 (см. рисунок 2.1).

Затем другим цилиндром отмеряют 100 мл кислоты и осторожно выливают ее в сосуд Дьюара со щелочью, который закрывают пробкой с термометром. Для равномерного смешивания растворов совершают круговые движения термосом, придерживая при этом пробку с термометром. Наблюдают за показаниями термометра. Из-за протекания экзотермической реакции нейтрализации температура в сосуде Дьюара повышается, а потом из-за теплопотерь начнет падать. Отмечают максимальное значение температуры t_2 .

Расчет энтальпии реакции нейтрализации $\Delta H_{\text{нейтр}}$ (в кДж/моль) проводят по формуле:

$$\Delta H_{\text{нейтр}} = - \frac{4,18 \cdot m_{\text{смеси}} \cdot \Delta t}{V_{\text{щ}} \cdot c_{\text{э щ}}},$$

где 4,18 кДж/(кг·К) – удельная теплоемкость воды, используемая вместо теплоемкости реакционной смеси, т.к. для эксперимента взяты достаточно разбавленные растворы;

Δt – изменение температуры (его находят по разности показаний термометра: $\Delta t = t_2 - t_1$);

$c_{\text{э щ}}$ – молярная концентрация эквивалента (нормальность) щелочи, моль-экв/л;

$m_{\text{смеси}}$ – масса реакционной смеси, г. Она определяется по формуле:

$$m_{\text{смеси}} = m_{\text{щ}} + m_{\text{к}} .$$

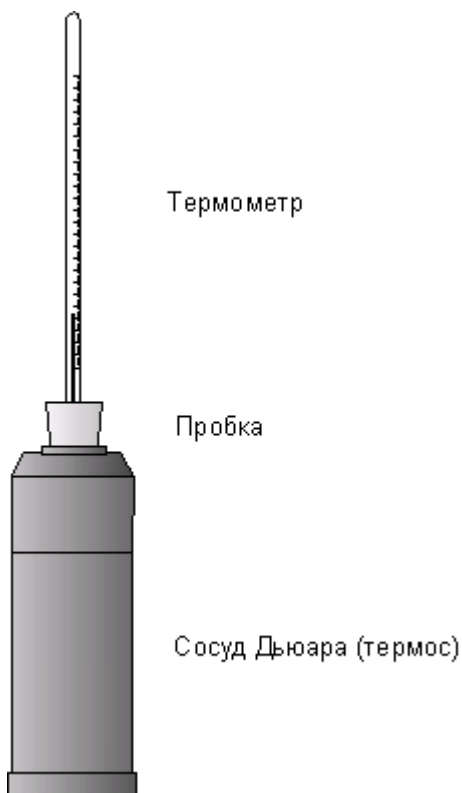


Рисунок 2.1 – Прибор для определения энтальпии реакции нейтрализации

Массы растворов щелочи $m_{\text{щ}}$ и кислоты $m_{\text{к}}$ (в г) находятся по формулам:

$$m_{\text{щ}} = \rho_{\text{щ}} \cdot V_{\text{щ}} \quad \text{и} \quad m_{\text{к}} = \rho_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}}$$

где $\rho_{\text{щ}}$ – плотность водного раствора щелочи при данной концентрации, г/мл;

$\rho_{\text{к}}$ – плотность раствора кислоты при данной концентрации, г/мл;

$V_{\text{щ}}$ – объем раствора щелочи, мл;

$V_{\text{к}}$ – объем раствора кислоты, мл.

Значение $\rho_{\text{щ}}$ и $\rho_{\text{к}}$ находят в *таблице А.4* приложения.

Записывают уравнение проведенной реакции. Результаты эксперимента оформляют в виде *таблицы 2.1*.

Таблица 2.1 – Результаты эксперимента для расчета энтальпии реакции нейтрализации

Щелочь			Кислота			Масса смеси $m_{\text{смеси}}$, Г	Температура		
$c_{\text{э щ}}$	$V_{\text{щ}}$, мл	$m_{\text{щ}}$, г	$c_{\text{э к}}$	$V_{\text{к}}$, мл	$m_{\text{к}}$, г		t_1	t_2	Δt
1	100		1	100					

Вычисляют относительную погрешность опыта по формуле:

$$\Pi = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{эсп}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%,$$

где $\Delta H_{\text{теор}} = - 57,22$ кДж/моль – табличное значение энтальпии нейтрализации.

В выводе по работе приводят экспериментально найденное значение энтальпии реакции нейтрализации с указанием погрешности и возможные причины ее появления.

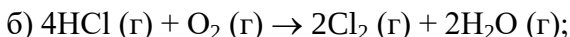
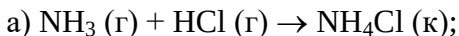
3. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ ПО ТЕМЕ «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ»

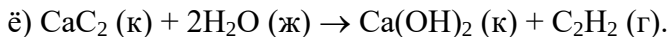
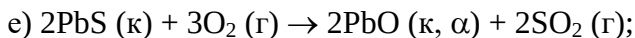
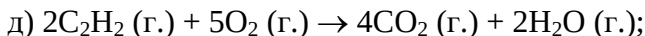
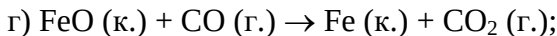
3.1. Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятие о термодинамике, химической термодинамике, системе и фазе.
2. Классификация систем (открытые, закрытые, изолированные, гомогенные, гетерогенные).
3. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия.
4. Энергетический профиль реакции.
5. Закон Гесса. Энергетические эффекты фазовых переходов. Термохимические расчеты.
6. Энтропия. Второй и третий законы термодинамики. Расчет изменения энтропии химических реакций и фазовых переходов.
7. Свободная энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Направленность химических процессов.

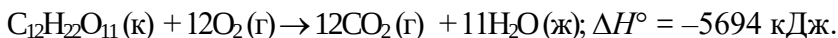
3.2. Типовые задачи и упражнения

1. Для реакций, приведенных ниже, рассчитайте ΔH° , ΔG° и ΔS° (для расчета используйте *таблицу А.5 приложения*):

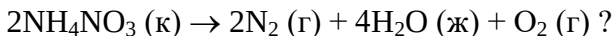




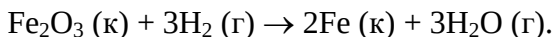
2. Рассчитайте стандартную теплоту образования сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, если термохимическое уравнение реакции ее горения имеет следующий вид:



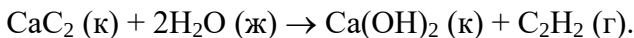
3. Возможно ли протекание реакции в стандартных условиях:



4. Рассчитайте, при какой температуре станет возможным протекание реакции:



5. При взаимодействии 6,4 г CaC_2 с водой выделяется 12,52 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования Ca(OH)_2 (к), если уравнение реакции имеет следующий вид:



4. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ»

4.1. Цель работы

Рассмотреть факторы, влияющие на скорость химической реакции. Изучить условия смещения химического равновесия.

4.2. Оборудование и материалы

0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 2 М раствор H_2SO_4 , концентрированные растворы FeCl_3 и NH_4SCN , система FeCl_3 – NH_4SCN , кристаллический NH_4Cl , дистиллированная вода, пробирки, пробки для пробирок, штатив для пробирок, мерные пробирки, секундомер, шпатель, пипетки, термометр.

4.3. Ход работы

Опыт 1. Влияние концентрации на скорость реакции

Влияние концентрации на скорость химической реакции рассматривают на примере взаимодействия тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой. Реакция сопровождается образованием коллоидного раствора серы, в результате чего наблюдается помутнение:



Опыт состоит из трех частей. Соответствующими мерными пробирками отмеряют необходимые объемы растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Объемы растворов указаны в *таблице 4.1* и на *рисунках 4.1* и *4.2*. Растворы из мерных пробирок переносят в обычную пробирку. При этом раствор серной кислоты наливают последним! Затем пробирку

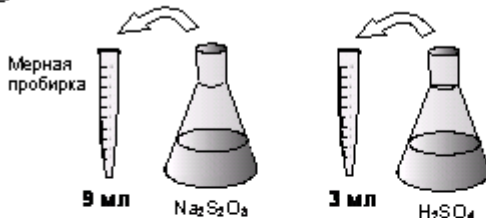
закрывают пробкой и осторожно встряхивают для перемешивания веществ. Засекают время от момента смешивания растворов до появления слабой мути. Наблюдают *опалесценцию* – рассеяние света коллоидным раствором серы.

Таблица 4.1 – Результаты эксперимента по влиянию концентрации на скорость реакции

Часть опыта	Объем, мл			Время помутнения τ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau} \cdot 100$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4		
1	9	0	3		
2	6	3	3		
3	3	6	3		

Первая часть опыта

- 1 Подготовка необходимых объемов растворов веществ



- 2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения

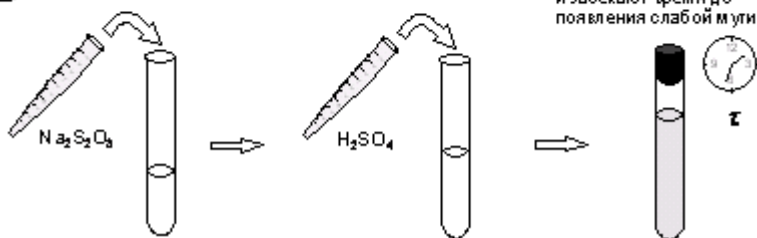
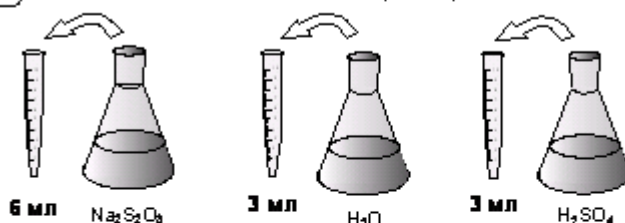


Рисунок 4.1 – Схема проведения 1 части опыта

Вторая часть опыта

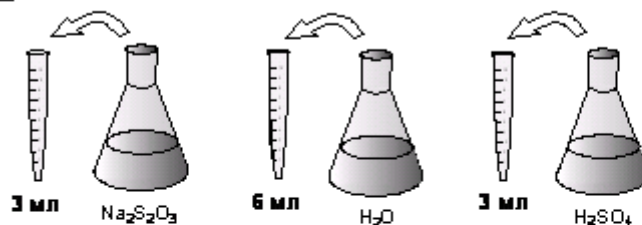
- 1 Подготовка необходимых объемов растворов веществ



- 2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения

**Третья часть опыта**

- 1 Подготовка необходимых объемов растворов веществ



- 2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения

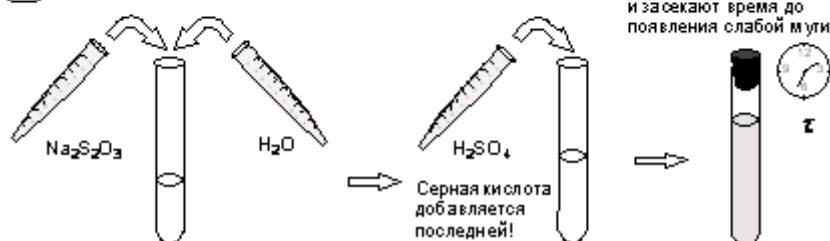


Рисунок 4.2 – Схема проведения 2 и 3 частей опыта

Результаты эксперимента оформляют в виде *таблицы* 4.1. Рассчитывают относительную скорость реакции ν , выраженную в с^{-1} .

Строят график зависимости скорости реакции ν от объема раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, который пропорционален его концентрации (см. *рисунок 4.3*).

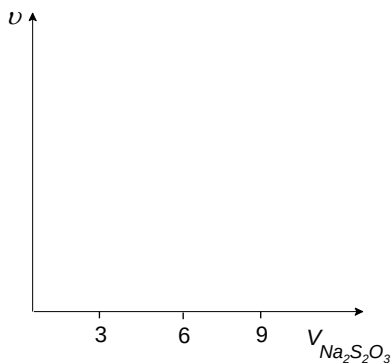


Рисунок 4.3 – Построение графика зависимости скорости реакции от объема раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Делают вывод о влиянии концентрации на скорость химической реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции

Влияние температуры на скорость химической реакции рассматривают на примере взаимодействия тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой H_2SO_4 . Эксперимент проводят при трех значениях температуры (комнатной $t_{\text{комн}}$, $t_{\text{комн}} + 10^\circ\text{C}$ и $t_{\text{комн}} + 20^\circ\text{C}$). Для опыта используют одинаковые объемы растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 , например, по 5 мл. В три обычных пробирки наливают по 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (см.

рисунок 4.4). В три других пробирки – по 5 мл раствора H_2SO_4 . Затем первую пару пробирок $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – H_2SO_4 сливают при комнатной температуре, закрывают пробкой, осторожно встряхивают пробирку для перемешивания веществ и засекают время от момента смешивания растворов до появления опалесценции (см. *рисунок 4.5*).

Далее новую пару пробирок с растворами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 помещают в стакан с нагретой водой, температура которой на 10°C больше комнатной (см. *рисунок 4.5*). Смешивают нагретые растворы и засекают время до появления опалесценции. Аналогично проводят опыт и с растворами, температура которых на 20°C больше комнатной (см. *рисунок 4.5*).

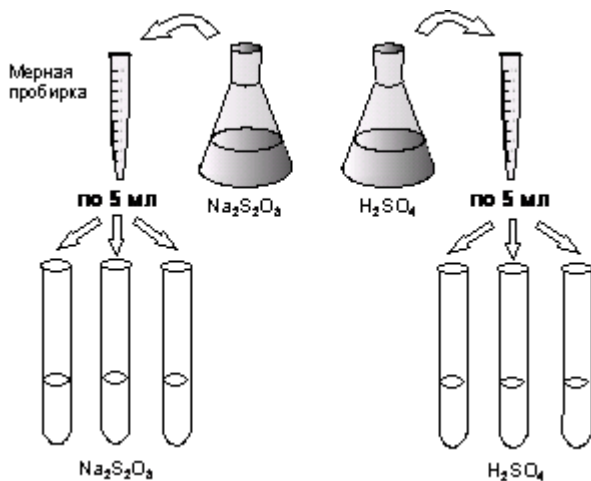


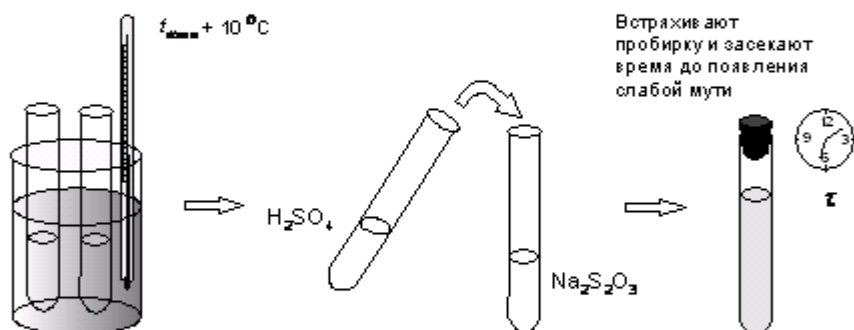
Рисунок 4.4 – Приготовление необходимых объемов растворов веществ для проведения опыта

Результаты эксперимента оформляют в виде *таблицы 4.2*. Строят график зависимости скорости реакции ν от температуры t (см. *рисунок 4.6*).

1 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения при комнатной температуре



2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения при комнатной температуре + 10 °С



3 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения при комнатной температуре + 20 °С

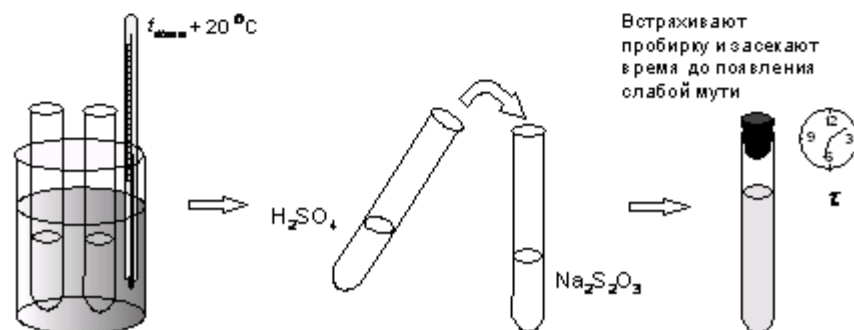


Рисунок 4.5 – Проведение опыта 2

Таблица 4.2 – Результаты эксперимента по влиянию температуры на скорость реакции

Часть опыта	Объем, мл		$t, ^\circ\text{C}$	Время помутнения $\tau, \text{с}$	Скорость реакции $\nu = \frac{1}{\tau} \cdot 100$	Во сколько раз изменяется скорость реакции на каждые 10°C
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4				
1	5	5				$\frac{\nu_2}{\nu_1} =$ $\frac{\nu_3}{\nu_2} =$
2	5	5				
3	5	5				

Чему равен температурный коэффициент γ скорости проведенной реакции? Делают вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

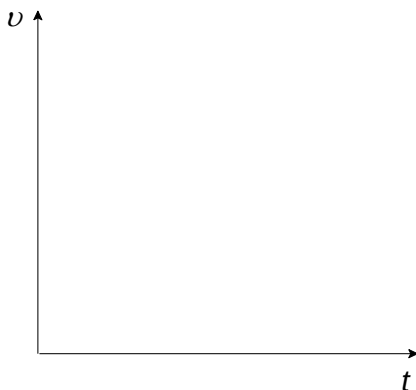
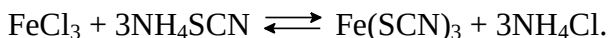


Рисунок 4.6 – Построение графика зависимости скорости реакции от температуры

Опыт 3. Смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия рассматривают на примере системы, включающей хлорид железа(III) FeCl_3 и роданид (тиоцианат) аммония NH_4SCN :



Образующийся в ходе реакции роданид (тиоцианат) железа(III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ имеет красную окраску. По ее интенсивности судят о концентрации $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ в системе и определяют направление смещения химического равновесия.

Рассматривают влияние концентрации на смещение химического равновесия в указанной выше системе. Для этого в четыре пробирки наливают по 1 мл исследуемой смеси FeCl_3 и NH_4SCN (см. *рисунок 4.7*). Одну пробирку оставляют в качестве контрольной для сравнения с изменениями, которые будут наблюдаться в трех других пробирках при смещении равновесия.

Во вторую пробирку приливают 1–2 капли концентрированного раствора FeCl_3 , в третью – 1–2 капли концентрированного раствора NH_4SCN , а в четвертую насыпают немного кристаллического NH_4Cl (см. *рисунок 4.7*). Пробирки слегка встряхивают для перемешивания веществ. Сравнивают изменение окраски в пробирках с окраской жидкости в контрольной пробирке.

Результаты опыта оформляют в виде *таблицы 4.3*. Направление смещения равновесия указывают стрелкой большей длины, например, « $\rightleftharpoons$ » или « $\rightleftharpoons$ ».

Записывают выражение константы равновесия в изученной системе. Делают вывод о влиянии концентрации веществ на смещение химического равновесия согласно принципу Ле Шателье.

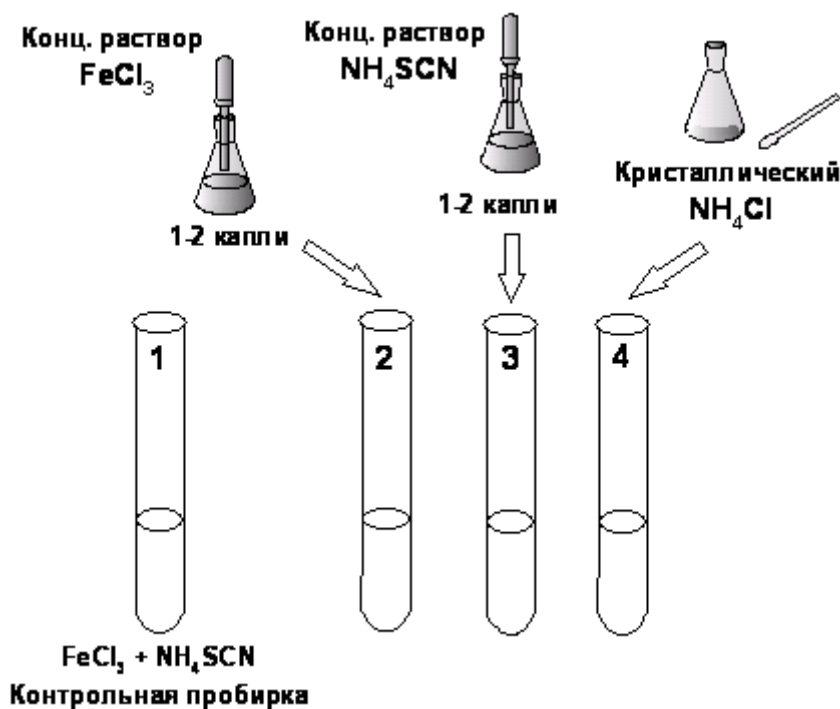


Рисунок 4.7 – Проведение опыта по смещению химического равновесия

Таблица 4.3 – Влияние концентрации на смещение химического равновесия

№ пробирки	Добавленное вещество	Окраска раствора	Смещение равновесия
1 (контрольная)	—		$\rightleftharpoons$
2	FeCl_3		
3	NH_4SCN		
4	NH_4Cl		

5. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ»

5.1. Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятия «химическая кинетика», «скорость химических реакций», «средняя скорость реакции», «мгновенная скорость реакции».

2. Зависимость скорости реакции от природы веществ и их концентрации. Закон действующих (действия) масс. Константа скорости реакций.

3. Зависимость скорости реакций от температуры, давления и площади поверхности.

4. Энергия активации. Активированный комплекс.

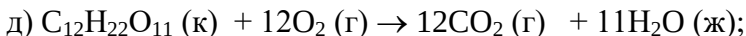
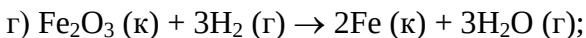
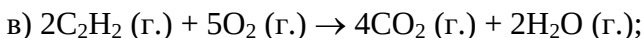
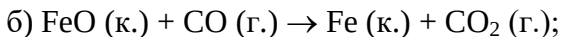
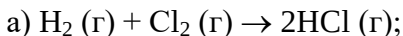
5. Катализатор. Ингибитор. Катализ.

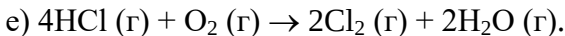
6. Обратимые и необратимые химические процессы.

7. Химическое равновесие. Константа равновесия. Основные факторы смещения равновесия. Принцип Ле Шателье.

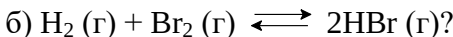
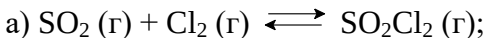
5.2. Типовые задачи и упражнения

1. Напишите выражение скорости для реакции:

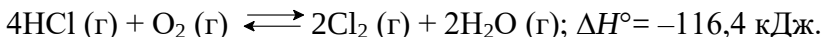




2. Как повлияет увеличение давления на равновесие реакций в системах:



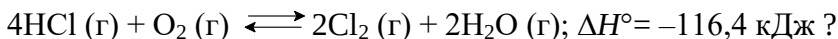
3. Что нужно предпринять для смещения равновесия реакции в сторону образования воды?



Выберите правильные ответы: 1. Добавить катализатор. 2. Повысить давление. 3. Понизить давление. 4. Уменьшить концентрацию O_2 .

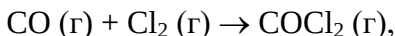
4. Скорость реакции при 0°C равна 2 моль/(л·с). Вычислите скорость этой реакции при 30°C , если температурный коэффициент реакции равен 3.

5. Что нужно предпринять для смещения равновесия реакции в сторону образования хлора Cl_2 :



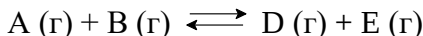
Выберите правильные ответы: 1. Добавить катализатор. 2. Повысить давление. 3. Понизить давление. 4. Уменьшить концентрацию O_2 .

6. Во сколько раз увеличится скорость реакции:



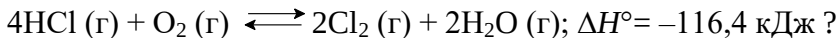
если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

7. После смешивания газов А и В в системе:



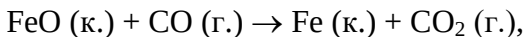
устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B] = 0,5$ моль/л и $[E] = 0,1$ моль/л. Константа равновесия реакции равна 0,02. Найти исходные концентрации веществ А и В.

8. Что нужно предпринять для смещения равновесия реакции в сторону образования воды:



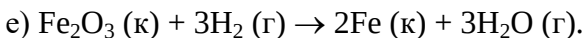
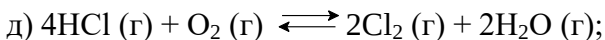
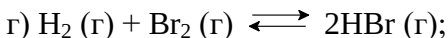
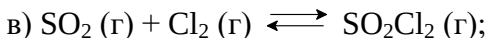
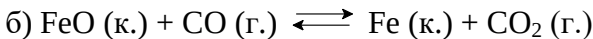
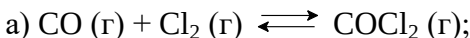
Выберите правильные ответы: 1. Добавить катализатор. 2. Увеличить концентрацию O_2 . 3. Понизить давление. 4. Уменьшить концентрацию O_2 .

9. Во сколько раз увеличится скорость реакции:



если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

10. Напишите выражение константы равновесия для следующих реакций:



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2010. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; Под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 2-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.
5. Неорганическая химия: В 3 т. Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004. – 240 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица А.1 – Оформление титульного листа и структура отчета по лабораторной работе

Лабораторная работа № ____ «Название лабораторной работы»	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <th style="width: 30%; padding: 5px;">Дата</th> <th style="width: 70%; padding: 5px;">Выполнена</th> </tr> <tr> <td style="text-align: center; padding: 10px;">01.01.01</td> <td style="text-align: center; padding: 10px;"> <i>Подпись преподавателя</i> </td> </tr> </table>	Дата	Выполнена	01.01.01	<i>Подпись преподавателя</i>
Дата	Выполнена				
01.01.01	<i>Подпись преподавателя</i>				

	№ опыта	Название опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций, рисунки, таблицы, формулы, вычисления	
	1	2	3	4	
	3 клетки ↔	8 клеток ↔	До разворота тетради ↔ <i>Разворот тетради</i>	Поле всей страницы ↔ <i>Разворот тетради</i>	

Таблица А.2 – Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева																	
I			II			III			IV			V			VI		
1	H	1	Li	3	Be	4	B	5	C	6	N	7	O	8	F	9	He
		1,00794			9,01218		бор	10,811		12,011		14,0067		15,9994		18,998403	
2			Na	11	Mg	12	Al	13	Si	14	P	15	S	16	Cl	17	Ar
			22,98977		24,305		алюминий	26,98154		28,0855		30,97376		32,066		35,453	
3	K	19	Ca	20	Sc	21	Ti	22	V	23	Cr	24	Mn	25	Fe	26	Co
		39,0983		40,078		44,95591		47,88		50,9415		51,9961		54,9380		55,847	
4			Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
		63,546		65,39		69,723		72,59		74,9216		78,96		79,904		83,80	
5	Rb	37	Sr	38	Y	39	Zr	40	Nb	41	Mo	42	Tc	43	Ru	44	Rh
		85,4678		87,62		88,9059		91,224		92,9064		95,94		101,07		102,9055	
6			Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
		107,8682		112,41		114,82		118,710		121,75		127,60		126,9045		131,29	
7	Cs	55	Ba	56	La*	57	Hf	72	Ta	73	W	74	Re	75	Os	76	Ir
		132,9054		137,33		138,9055		178,49		180,9479		183,85		186,207		190,2	
8			Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
		196,9665		200,59		204,383		207,2		208,9804		[209]		[210]		[222]	
9	Fr	87	Ra	88	Ac**	89	Rf	104	Db	105	Sg	106	Bh	107	Hs	108	Mt
		[223]		[226]		[227]		[261]		[262]		[263]		[264]		[265]	
10			Rg	112	Cn	113	Nh	114	Fl	115	Mc	116	Lv	117	Ts	118	Og
		[281]		[285]		[286]		[289]		[289]		[291]		[293]		[294]	
11																	
					</												

Таблица А.3 – Растворимость кислот, оснований и солей в воде

[illegible]

Таблица А.4 – Плотность растворов некоторых кислот и щелочей

Молярная концентрация эквивалента c_3, (моль-экв/л)	Плотность раствора ρ (г/мл)			
	HCl	HNO₃	KOH	NaOH
0,90	1,015	1,030	1,045	1,040
1,00	1,016	1,0325	1,0475	1,0425
1,10	1,018	1,035	1,050	1,045
1,25	1,020	1,040	1,060	1,050

Таблица А.5 – Значение термодинамических функций для некоторых веществ

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ кДж/моль	$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ кДж/моль	$S^\circ_{\text{обр.}}$ Дж/(моль·К)
1	2	3	4
С (алмаз)	1,828	2,833	2,368
С (графит)	0	0	5,74
C ₂ H ₂ (г)	226,75	166,91	200,8
СО (г)	-110,52	-137,14	197,54
СО ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,68
CS ₂ (ж)	88,7	64,4	151,0
CaC ₂ (к)	-62,7	-67,8	70,3
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	-896,76	83,4
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	-264,8	-244,3	60,75
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,1	-1014,2	146,2
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	-740,3	87,4
H ₂ (г)	0	0	130,52
H ₃ BO ₃ (к)	-1094	-968,8	88,74
HCl (г)	-92,3	-95,2	186,8
H ₂ O (г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ S (г)	-21	-33,8	205,7
Hg (ж)	0	0	75,90
HgCl ₂ (к)	-228,2	-180,9	140,02
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-265,1	-210,8	192,76
HNO ₃ (ж)	-174,1	-80,8	156,6
Pb (к)	0	0	64,81
PbS (к)	-100,4	-98,8	91,2
PbO (к, α)	-219,3	-189,1	66,1
PbO ₂ (к, β)	-276,6	-218,3	74,89

Продолжение таблицы А.5

1	2	3	4
O ₂ (г)	0	0	205,04
S (ромб, α)	0	0	31,9
SO ₂ (г)	-296,9	-300,2	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
SO ₃ (ж)	-439,0	-368,4	122
Mg (κ)	0	0	32,7
MgO (κ)	-601,5	-567	27,1
MgCO ₃ (κ)	-1096	-1012	65
Al (κ)	0	0	28,35
Al ₂ O ₃ (κ)	-1676	-1582	50,92
Al ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	-3442	-3101	239,2
N ₂ (г)	0	0	199,9
NH ₃ (г)	-46,19	-16,71	192,6
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
NH ₄ Cl (κ)	-315,39	-343,64	94,56
NH ₄ NO ₃ (κ)	-365,4	-183,8	151
NaBO ₂ (κ)	-976	-997,903	73,5
NaCl (κ)	-411,4	-384,0	72,1

Учебное издание

Яковишин Леонид Александрович

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 3

Учебно-методическое пособие

В авторской редакции

Изд. № 104/2021. Объем 3,75 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»