

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ  
ВОЛЖСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)  
ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО  
УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ВОЛГОГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**Е. А. Первалова**

# **ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

*Электронное учебное пособие*



Волжский  
2021

УДК 54(07)  
ББК 24я73  
П 27

Рецензенты:

заведующий лабораториями Регионального Научно-Технического центра  
SchlumbergerCompany, к.х.н., доцент  
*Паршин Г.Ю.*,  
доцент кафедры «Электроэнергетика и электротехника» филиала ФГБОУ  
ВО «НИУ «МЭИ» в г. Волжском, к.т.н.  
*Байдакова Н.В.*

Издается по решению редакционно-издательского совета  
Волгоградского государственного технического университета

Перевалова, Е.А.

Основные закономерности химических реакций [Электронный ресурс] : учебное пособие / Е.А. Перевалова ; Министерство науки и высшего образования Российской Федерации, ВПИ (филиал) ФГБОУ ВО ВолгГТУ. – Электрон.текстовые дан. (1 файл: 4,0 МБ). – Волжский, 2021. – Режим доступа: <http://lib.volpi.ru>. – Загл. с титул.экрана.

ISBN 978-5-9948-4057-3

Содержит теоретический материал по разделам «Основные понятия и законы химии», «Энергетика химических реакций» и «Основы химической кинетики. Химическое равновесие». Рассмотрены примеры решения типовых задач по рассмотренным темам, а также контрольные задания по каждой теме. В пособие включены три лабораторные работы. Дан перечень рекомендуемой литературы.

Предназначено для студентов химических и нехимических специальностей технических вузов.

Ил. 2, табл. 7, библиограф.: 10 назв.

ISBN978-5-9948-4057-3

© Волгоградский государственный  
технический университет, 2021  
© Волжский политехнический  
институт, 2021

## ВВЕДЕНИЕ

Химия является одной из важнейших естественных наук. Без знания химии и основных закономерностей химических реакций невозможно понимание процессов превращения веществ, а также совершенствование и создание новых технологий получения веществ. Знание законов химии и их правильное использование позволяет выбрать оптимальный путь процесса, исключить нежелательные побочные реакции, что является важным для промышленного производства. Знание закономерностей химических реакций позволяет решать энергетические, сырьевые и экологические проблемы, являющиеся актуальными в любом производстве, бизнесе и жизни.

Закономерности протекания химических реакций исследуются с давних пор и по настоящее время. Множество исследований, направленных на изучение протекания химических процессов, проводится в настоящее время, поэтому данная тема является очень актуальной.

В настоящем учебном пособии систематизированы сведения по основным закономерностям химических реакций. Для закрепления теоретического материала в пособие включены примеры решения типовых задач и задания, которые помогут глубже понять изучаемый материал. Приобретение полноценных знаний по закономерностям химических реакций невозможно без эксперимента, поэтому пособие также содержит описание трех лабораторных работ, посвященных количественным закономерностям, энергетике и кинетике химических процессов.

Данное пособие является необходимым дополнением к основной литературе по общей и неорганической химии, способствующее глубокому изучению дисциплины.

# 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

## 1.1. Основные понятия

*Химия – наука о строении и свойствах веществ, их превращениях и сопровождающих эти превращения явлениях.*

Перед современной химией стоят три основные задачи:

1. Исследование строение вещества, свойств молекул и материалов. Установление связи между строением и свойствами новых веществ. Построение на основе исследований теории реакционной способности, кинетики, механизма реакций и каталитических явлений.
2. Осуществление направленного синтеза новых веществ с заданными свойствами.
3. Анализ. Эта традиционная задача приобретает особое значение в связи с увеличением числа химических объектов и изучаемых свойств. А также с необходимостью определения и уменьшения воздействия человека на окружающую среду.

### *Место химии в системе естественных наук*

Русский химик Николай Николаевич Семенов – лауреат нобелевской премии, основатель химической физики, в речи на церемонии вручения нобелевской премии сказал, что химический процесс – это то, что отличает химию от физики, делая ее более сложной наукой. Это первая ступень восхождения от относительно простых физических объектов (протон, электрон, атом, молекула) к живой системе. Поскольку любая живая клетка – это самый сложный химический реактор. Т.е. химия – мостик от объектов физики к объектам биологии.

### *Основные понятия и законы химии*

*Атомы* – мельчайшие химические частицы, являющиеся пределом химического разложения любого вещества.

Атом состоит из ядра и электронов. Тип атома определяется составом его ядра. Ядро состоит из протонов и нейтронов, вместе называемых нуклонами.

<i>Частица</i>	<i>Масс, кг</i>	<i>Заряд, Кл</i>
Протон	$1,67265 \cdot 10^{-27}$	$+1,60219 \cdot 10^{-19}$
нейтрон	$1,67265 \cdot 10^{-27}$	0
электрон	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$-1,60219 \cdot 10^{-19}$

**Элемент** – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра (т.е. числом протонов).

Атомы элемента могут содержать различное число нейтронов в составе ядра и соответственно иметь различную массу. Такие атомы называются изотопами.

При химическом взаимодействии из атомов образуются молекулы.

**Молекула** – наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его основные химические свойства.

Молекулы бывают одноатомные (He), двухатомные (N<sub>2</sub> и др.), многоатомные (H<sub>2</sub>O и др.) и полимерные (содержат тысячи и более атомов). Если молекула состоит из атомов одного вида, то такое вещество называют простым, если из нескольких – вещество называют сложным. Вещество характеризуется определенным составом, строением, физическими и химическими свойствами. Химические свойства веществ характеризуют его способность участвовать в химических реакциях.

Массы атомов и молекул очень малы, поэтому в химии используют необщепринятые единицы веса (кг), а атомные единицы массы (а.е.м.).

*За атомную единицу массы принята 1/12 массы атома изотопа углерода <sup>12</sup><sub>6</sub>C.*

**Относительная атомная масса ( $A_r$ )** химического элемента показывает, во сколько раз средняя масса атома больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}_6\text{C}$ :

$$A_r = \frac{m_{\text{атома}}}{1/12m(^{12}_6\text{C})}$$

Большинство веществ представляют собой смесь изотопов. За относительную массу элемента принимают среднее значение относительной атомной массы природной смеси изотопов с учетом содержания их в земных условиях. Эти значения приведены в периодической таблице Менделеева.

**Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )** простого или сложного вещества показывает, во сколько раз средняя масса молекулы вещества больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}_6\text{C}$ :

$$M_r = \frac{m_{\text{молекулы}}}{1/12m(^{12}_6\text{C})}$$

$A_r$  и  $M_r$  – безразмерные величины.

**Количество вещества ( $\nu$ )** – это число структурных элементов (атомов, молекул, ионов и др.) в системе. Единицей измерения количества вещества является моль.

**Моль** – это количество вещества системы, которое содержит столько же структурных единиц, сколько содержится атомов в  $0,012$  кг углерода  $^{12}_6\text{C}$ .

Число структурных единиц в одном моле называется *постоянной Авогадро* ( $N_A$ ) и составляет  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$ .

**Молярная (мольная) масса ( $M$ )** – масса одного моля данного вещества. Единица измерения молярной массы г/моль. Молярная масса вещества численно равна его относительной молекулярной массе.

**Химический эквивалент (Э)** – это некая реальная или условная частица вещества, которая соответствует одному атому или иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

**Эквивалентная масса ( $M_{\text{Э}}$ )** – масса 1 моль эквивалентов элемента (вещества), т.е. молярная (мольная) масса эквивалента элемента (вещества).

Эквивалент и эквивалентную массу химического элемента или вещества можно рассчитать по формулам:

а) для элемента и простого вещества

$$\text{Э}_{\text{элемента}} = \frac{1}{W}; \quad M_{\text{Э}_{\text{элемента}}} = \frac{M_{\text{элемента}}}{W},$$

где  $W$  – валентность элемента;

б) для сложного вещества

$$\text{Э}_{\text{вещества}} = \frac{1}{k \cdot z}; \quad M_{\text{Э}_{\text{вещества}}} = \frac{M_{\text{вещества}}}{k \cdot z},$$

где  $k$  – число катионов (анионов) в молекуле;

$z$  – заряд катиона (аниона);

в) для окислительно-восстановительных реакций

$$\begin{aligned} \text{Э}_{\text{окислителя}} &= \frac{1}{n}; & M_{\text{Э(окислителя)}} &= \frac{M_{\text{окислителя}}}{n} \\ \text{Э}_{\text{восстановителя}} &= \frac{1}{n}; & M_{\text{Э(восстановителя)}} &= \frac{M_{\text{восстановителя}}}{n} \end{aligned}$$

где  $n$  – число электронов, отданных или принятых молекулой (атомом, ионом) в окислительно-восстановительных реакциях.

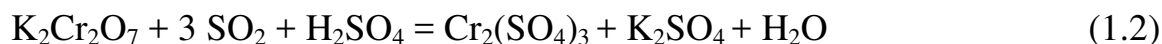
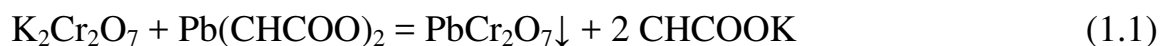
Например,  $\text{Э}_{\text{Al}} = \frac{1}{3}$ ,  $M_{\text{Э(Al)}} = \frac{27}{3} = 9$  г/моль;

$$\text{Э}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{1}{3}, \quad M_{\text{Э(H}_3\text{PO}_4)} = \frac{98}{1 \cdot 3} = 32,67 \text{ г/моль};$$

$$\text{Э}_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1}{6}, \quad M_{\text{Э(Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{160}{2 \cdot 3} = 26,67 \text{ г/моль}.$$

Эквиваленты элементов и их соединений могут быть переменными величинами, поэтому для правильного определения эквивалента вещества надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

Например, рассмотрим две реакции, в которых участвует дихромат калия:



Эквивалентные массы дихромата калия в этих реакциях различны. В обменной реакции (1.1)

$$M_{\text{э}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{294}{2} = 147 \text{ г/моль},$$

а в окислительно-восстановительной реакции (1.2)

$$M_{\text{э}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{294}{6} = 98 \text{ г/моль},$$

т.к. дихромат-ион приобретает 6 электронов.

## 1.2. Основные законы химии

### *Закон эквивалентов*

*Массы (объемы) взаимодействующих друг с другом или образующихся в результате реакции веществ, пропорциональны их эквивалентным массам (эквивалентным объемам):*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{э}1}}{M_{\text{э}2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{э}1}}{V_{\text{э}2}} .$$

Определим эквивалентные массы гидросульфата калия в следующих реакциях:



В реакции (2.3) моль  $\text{KHSO}_4$  взаимодействует с молем  $\text{BaCl}_2$ , а, в соответствии с законом эквивалентов, эквивалент  $\text{KHSO}_4$  с эквивалентом



BaCl<sub>2</sub>. Эквивалентная масса BaCl<sub>2</sub> равна половине его молярной массы, следовательно, эквивалентная масса KHSO<sub>4</sub> также равна половине его молярной массы:

$$M_{\text{э(KHSO}_4\text{)}} = \frac{M}{2} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г/моль.}$$

Аналогично получим, что в реакции (1.4)

$$M_{\text{э(KHSO}_4\text{)}} = M = 136 \text{ г/моль.}$$

**Закон сохранения массы и энергии** (М.В.Ломоносов, Н.П.Лебедев, А.Энштейн, 1760, 1905 гг.)

*В изолированной системе сумма масс и энергий постоянна.*

Эта формулировка учитывает, что между массой  $m$  и энергией  $E$  существует взаимосвязь согласно уравнению  $E = mc^2$ , где  $c$  – скорость света.

**Закон постоянства состава** (Дж.Пруст, 1799 г.)

*Каждое химическое соединение, независимо от способа его получения, имеет один и тот же количественный и качественный состав.*

Например, вода независимо от характера ее образования и от физических условий всегда содержит два химических элемента – водород и кислород в строго определенном массовом соотношении (на 1 массовую часть водорода приходится 8 массовых частей кислорода):  $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

**Закон кратных отношений** (Дж.Дальтон, 1803 г.)

*Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, приходящиеся на одно и то же массовое количество другого, относятся между собой как небольшие целые числа.*

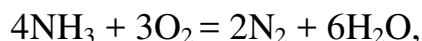
Например, на 1 г азота в разных его оксидах приходится 0,57; 1,14; 1,71; 2,28 и 2,85 г кислорода, что соответствует отношению 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Это отношение обусловлено числом атомов кислорода, которое приходится на каждые два атома азота в молекулах:  $N_2O$ ,  $2NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $N_2O_5$ ,  $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ .

**Закон объемных отношений** (Гей-Люссак, 1808 г.)

*Объемы вступающих в реакцию газов относятся между собой и к объемам газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.*

Например, если реакция протекает в газовой фазе



то  $V(NH_3) : V(O_2) : V(N_2) : V(H_2O) = 4 : 3 : 2 : 6$ .

**Закон Авогадро (1811 г):** *В равных объемах газов, взятых в одинаковых условиях (температура и давление), содержится одинаковое количество молекул.*

**Следствия из закона Авогадро:**

1. 1 моль идеального газа при одинаковых условиях занимает один и тоже объем.

Н.у. :  $t = 0^\circ C$  (273 К),  $P = 101325 \text{ Па} = 101,325 \text{ кПа} = 1 \text{ атм} = 760 \text{ ммртст}$

Молярный объем любого идеального газа  $22,4 \text{ л} = 22,4 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$

2. Плотности идеальных газов при одинаковых условиях прямо пропорциональны их молярным массам:

$$\rho = m/V = Mv/V$$

$\rho$  – плотность газа,  $m$  – масса газа,  $V$  – объем газа,  $M$  – молярная масса газа,  $v$  – число молей газа.

3. Отношение масс одинаковых объемов идеальных газов равно отношению их молекулярных масс:

$$m_A/m_B = M_A/M_B$$

$m_A$ ,  $m_B$  – массы газов А и В,  $M_A$ ,  $M_B$  – молярные массы газов А и В.

Относительная плотность одного газа по другому:

$$D_A(B) = \rho_A/\rho_B = M_A/M_B$$

Например, относительная плотность кислорода по водороду

$$D=M(O_2)/M(H_2)= 32/2=16$$

Среднюю молярную массу смеси не реагирующих газов можно вычислить по формуле:

$$M_{\text{cp}}= \varphi_1 M_1+ \varphi_2 M_2+ \dots \varphi_n M_n$$

$\varphi_{1\dots n}$  – объемная доля 1...n –газа.

$$\varphi_1 = V_1/V, \varphi_1+ \varphi_2+\dots=1$$

$M_{1\dots n}$ - молярная масса газа.

Измерение объемов газов обычно проводят при условиях отличных от нормальных. Для приведения газа к нормальным условиям пользуются **объединенным газовым законом** Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$pV/T = p_0V_0/T_0$$

$V$  – объем газа при давлении  $p$  и температуре  $T$ ,  $V_0$  – объем газа при нормальных условиях  $p_0= 101,325\text{кПа}$ ,  $T_0= 273,15\text{ К}$ .

Молярные массы газов можно вычислить, пользуясь **уравнением состояния идеального газа – уравнением Менделеева-Клапейрона**:

$$pV= mRT/M=vRT$$

$p$  – давление газа, Па,  $V$  – объем ,  $\text{м}^3$ ,  $m$  – масса вещества, г,  $M$  – молярная масса, г/моль,  $T$  – абсолютная температура,  $R$  – универсальная газовая постоянная  $8,314\text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$ .

Определенные этим способом молярные массы газов недостаточно точны, т.к. газовые законы строго справедливы лишь при невысоких давлениях. При обычных условиях различные газы смешиваются друг с другом в любых отношениях. При этом каждый газ, входящий в состав смеси, характеризуется своим *парциальным давлением*. Оно представляет собой давление, которое производило бы данное количество газа, если бы он занимал при этой температуре весь объем. Установленный Дальтоном закон **парциальных давлений** гласит: «Давление смеси газов, химически не

взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь».

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_j = (v_1 + v_2 + v_3 + \dots + v_j) \cdot (RT/V)$$

Парциальные давления пропорциональны мольной доле ( $\lambda = v_i/v$ ) соответствующего газа. Сумма мольных долей равно 1.

$$p = (\lambda_1 + \lambda_2 + \lambda_3 + \dots + \lambda_j) v (RT/V)$$

Все рассмотренные газовые законы – приближенные и строго соблюдаются лишь при невысоких давлениях, когда среднее расстояние между молекулами значительно больше их собственных размеров и взаимодействие молекул друг с другом практически отсутствует.

### 1.3. Задачи с решениями по теме «Основные законы и понятия химии»

**Задача 1.** Вычислите объем, занимаемый аммиаком массой 34 г при 27 °С и 104 кПа. Каково число молекул в данной массе газа?

**Решение.** Определяем мольное количество аммиака:

$$v(\text{NH}_3) = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{34\text{г}}{17\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}} = 2\text{моль}$$

Находим объем данного количества газа при нормальных условия:

$$V_0 = V_m \cdot v(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л.}$$

Пользуясь объединенным газовым законом, приводим объем аммиака к заданным условиям:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{pV}{T}, \quad V = \frac{Tp_0 V_0}{pT_0}; \quad V = \frac{300\text{К} \cdot 101,3\text{кПа} \cdot 44,8\text{л}}{104\text{кПа} \cdot 273\text{К}} = 47,9\text{л}$$

Число структурных частиц (n) в количестве вещества определяется как  $n = v(\text{NH}_3) \cdot N_A = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23}$ .

**Задача 2.** В гидриде двухвалентного металла содержится 4,76% водорода по массе. Определите эквивалентную и молярную массу металла. Найдите простейшую формулу гидрида.

**Решение.** Содержание металла в этом соединении  $100 - 4,76 = 95,24\%$ . Следовательно, при образовании 100 г гидрида 95,24 г металла соединяются с 4,76 г водорода. Используя закон эквивалентов, определяем эквивалентную массу металла:

$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M_{\text{э}}(Me)}{M_{\text{э}}(H_2)},$$

$$M_{\text{э}}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{\text{э}}(H_2)}{m(H_2)} = \frac{95,24 \cdot 1}{4,76} = 20,04 \text{ г/моль}$$

Вычисляем молярную массу металла, зная, что его валентность равна двум:

$$M(Me) = M_{\text{э}} \cdot W = 20,04 \cdot 2 = 40,08 \text{ г/моль}$$

По периодической системе Д.И. Менделеева находим, что искомым металлом является *Ca*.

Для определения простейшей формулы гидрида обозначим число атомов металла в молекуле соединения через  $x$ , а водорода – через  $y$ . Тогда формула примет вид  $Ca_xH_y$ . Число атомов элементов в простейшей формуле соединения определяется отношением количества вещества элементов, содержащихся в определенной массе вещества, например в 100г:

$$\begin{aligned} x : y &= \nu_{Ca} : \nu_H = \\ &= \frac{m_{Me}}{M_{Me}} : \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{95,24 \text{ г}}{40,08 \text{ г/моль}} : \frac{4,76 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 1 : 2. \end{aligned}$$

Такое отношение соответствует формуле  $CaH_2$ .

**Задача 3.** Смесь, состоящая из 0,864 кг водорода, 9,6 кг кислорода и  $x$  кг азота, занимает при  $p = 1,487 \cdot 10^5 \text{ Па}$  и  $T = 298,2 \text{ К}$  объем  $V = 15 \text{ м}^3$ . Определите парциальное давление газов.

**Решение.** Из уравнения состояния  $pV = \Sigma \nu RT$  определяем общее количество киломолей газа в смеси:

$$\sum \nu = \frac{pV}{RT} = \frac{1,487 \cdot 10^5 \cdot 15}{8,315 \cdot 10^3 \cdot 298,2} = 0,9 \text{ кмоль}$$

Число молей азота в смеси:

$$\nu(N_2) = \frac{x(N_2)}{M(N_2)} = \sum \nu - \nu(O_2) - \nu(H_2) = 0,9 - \frac{9,6}{32} - \frac{0,8064}{2,016} = 0,2 \text{ кмоль.}$$

По закону Дальтона  $p_i = p \cdot N_i$ , где  $p_i$  – парциальное давление газа,  $p$  – общее давление смеси,  $N_i$  объемная доля компонента:

$$p(N_2) = p \cdot N(N_2) = 1,487 \cdot 10^5 \cdot \frac{0,2}{0,9} = 0,3304 \cdot 10^5 \text{ Па;}$$

$$p(H_2) = 1,487 \cdot 10^5 \cdot \frac{0,4}{0,9} = 0,6608 \cdot 10^5 \text{ Па;}$$

$$p(O_2) = p - p(H_2) = (1,487 - 0,3304 - 0,6608) \cdot 10^5 = 0,4958 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

**Задача 4.** Вычислить массу 1 л газа при  $0^\circ\text{C}$  и давлении 101,3кПа, если плотность этого газа относительно воздуха равна 1,034.

**Решение.** Определяем молярную массу газа, исходя из его плотности относительно воздуха:

$$D_{X(\text{возд})} = \frac{M_X}{M_{\text{возд}}} \Rightarrow$$

$$M_X = D_{\text{возд}} \times M_{\text{возд}} = 1,034 \times 29 \text{ г / моль} \approx 30 \text{ г / моль}$$

Находим массу газа, используя уравнение Менделеева-

$$\text{Клайперона: } m = \frac{PVM}{RT} = \frac{101,3 \text{ кПа} \cdot 1 \text{ л} \cdot 30 \text{ г / моль}}{8,31 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{K)} \cdot 273 \text{ K}} = 1,34 \text{ г}$$

**Задача 5.** При  $0^\circ\text{C}$  смешаны 5 л метана ( $\text{CH}_4$ ), 10 л водорода и 25 л кислорода. Общее давление смеси равно 760 мм рт. ст. Вычислить парциальные давления компонентов газовой смеси.

**Решение.** Общий объем газовой смеси составляет 40 л. Вычисляем объемные доли компонентов смеси:

$$\varphi_{CH_4} = \frac{V_{CH_4}}{V_{\text{общ}}} = \frac{5}{40} = 0,125; \quad \varphi_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_{\text{общ}}} = \frac{10}{40} = 0,25; \quad \varphi_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{\text{общ}}} = \frac{25}{40} = 0,625;$$

Вычисляем парциальные давления компонентов смеси:

$$p_{CH_4} = \varphi_{CH_4} \cdot P_{\text{общ}} = 0,125 \cdot 760 \text{ мм.рт.ст.} = 95 \text{ мм.рт.ст.}$$

$$p_{H_2} = \varphi_{H_2} \cdot P_{\text{общ}} = 0,25 \cdot 760 \text{ мм.рт.ст.} = 190 \text{ мм.рт.ст.}$$

$$p_{O_2} = \varphi_{O_2} \cdot P_{\text{общ}} = 0,625 \cdot 760 \text{ мм.рт.ст.} = 475 \text{ мм.рт.ст.}$$

**Задача 5.** Рассчитайте эквивалентные массы соединений:  $KNO_3$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $P_2O_5$ .

**Решение.** Эквивалентная масса химического соединения рассчитывается

по формуле:  $M_{\text{э}} = \frac{M}{k \cdot z}$  где  $k$  – количество катионов или (анионов),  $z$  – заряд катионов или (анионов).

$$M_{\text{э}}(KNO_3) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{39 + 14 + 3 \cdot 16}{1 \cdot 1} = 101,1 \text{ г / моль}$$

$$M_{\text{э}}(Ca(OH)_2) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{40 + 2 \cdot (1 + 16)}{1 \cdot 2} = 37 \text{ г / моль}$$

$$M_{\text{э}}(P_2O_5) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{5 \cdot 16 + 2 \cdot 31}{5 \cdot 2} = 14,2 \text{ г / моль}$$

#### 1.4. Контрольные задания

##### Вариант 1

1. Вычислите массу 1 л газовой смеси, состоящей по объему из 40 % оксида углерода (II) и 60 % оксида углерода (IV), при температуре 27 °C и давлении 2 атм.

2. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты  $H_3PO_3$  израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу  $H_3PO_3$ , ее основность и напишите уравнение реакции нейтрализации.

### Вариант 2

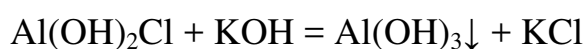
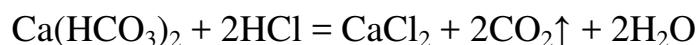
1. Рассчитайте массу и плотность по воздуху смеси газов, состоящей из 1 л азота и 1 л оксида углерода (II), измеренных при н.у.
2. Какова эквивалентная масса серы, если 4 г ее окисляются 2,8 л кислорода (н.у.)?

### Вариант 3

1. Сколько молекул кислорода содержится в 5 л сухого воздуха (н.у.), если содержание в нем кислорода по объему составляет 21%?
2. При взаимодействии 2,45 г серной кислоты и 0,8 г гидразина ( $N_2H_2$ ) образовалось 3,25 г соли. Вычислите эквивалентные массы образовавшейся соли и гидразина.

### Вариант 4

1. При н.у. 0,5 л некоторого газа имеет массу 0,3805 г, а масса 0,25 л кислорода при тех же условиях равна 0,3572 г. Рассчитайте молярную массу этого газа, исходя: а) из его плотности по кислороду; б) из молярного объема.
2. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу гидрокарбоната кальция и дигидроксохлорида алюминия в реакциях:



### Вариант 5

1. Найдите плотность газа по водороду, если масса 1,2 л этого газа при давлении 627 мм рт. ст. и 39 °C равна 1,39 г.
2. Вещество содержит 39% серы, эквивалентная масса которой 16 г/моль и мышьяк. Вычислите эквивалентную массу и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества.

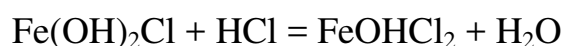
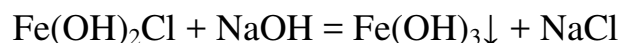


### Вариант 6

1. Газовая смесь состоит из 25 % (об.) водорода и 75 % (об.) азота. Как относятся между собой парциальные давления, создаваемые каждым из газов?
2. Из 2,7 г оксида некоторого металла можно получить 6,3 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу металла.

### Вариант 7

1. Где содержится больше молекул: в 1 м<sup>3</sup> кислорода или 1 м<sup>3</sup> азота при 23 °С и 98,7 кПа?
2. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу дигидроксохлорида железа в реакциях:



### Вариант 8

1. При реакции 0,927 г некоторого азотсодержащего вещества образовалось 126 мл азота (при 27 °С и 98,64 кПа). Вычислите процентное содержание азота в веществе.
2. Эквивалентная масса металла 56,2 г/моль. Вычислите процентное содержание металла в его оксиде.

### Вариант 9

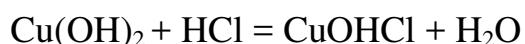
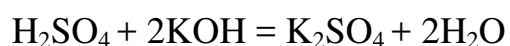
1. Какой объем (н.у.) займут следующие массы газов: а) 0,85 г F<sub>2</sub>; б) 17 г AsH<sub>3</sub>?
2. Для полного восстановления 1,59 г оксида металла до металла потребовалось 478 мл водорода (при 7 °С и 97,3 кПа). Вычислите эквивалентную массу металла.

### Вариант 10

1. Смесь газов, содержащаяся в газонаполненных лампах, состоит на 86 % из аргона и 14 % из азота. Определите парциальное давление каждого из газов, если общее давление в лампе равно 40 кПа.
2. Взято 15,6 г некоторого основания. Масса гидроксид-ионов (ОН<sup>-</sup>), вступивших в реакцию, равна 10,2 г. Вычислите эквивалентную массу основания.

### Вариант 11

1. Рассчитайте среднюю молярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38 % фосгена (COCl<sub>2</sub>) и 62 % хлора.
2. Определите эквивалент и эквивалентную массу H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и Cu(OH)<sub>2</sub> в реакциях:



### Вариант 12

1. Молекула некоторого вещества имеет массу, равную  $1,2 \cdot 10^{-25}$  кг. Определите молярную массу вещества.
2. Сколько молей и сколько эквивалентов содержится: а) в 1,19 г CaCO<sub>3</sub>; б) в 170 г AgNO<sub>3</sub>?

### Вариант 13

1. Вычислите объемные доли неона и аргона в смеси, если их парциальные давления составляют соответственно 203,4 и 24,6 кПа.
2. 0,943 г металла вытеснили из соляной кислоты 348 мл водорода (при 20 °С и 100 кПа). Вычислите эквивалентную массу металла.

#### Вариант 14

1. При взаимодействии аммиака с хлором образуются хлороводород и азот. В каких объемных соотношениях взаимодействуют аммиак и хлор и каково отношение объемов образующихся газов?
2. При взаимодействии с кислотой 0,376 г алюминия вытеснили 0,468 л водорода (н.у.). Определите эквивалентный объем водорода.

#### Вариант 15

1. В баллоне находится газ при температуре 27 °С. Какая часть газа останется, если при открытом вентиле баллона повысить температуру на 100 °С?
2. Определите валентность золота в соединении состава: 64,9 % Au и 35,1% Cl.

#### Вариант 16

1. Из 5 г хлората калия ( $KClO_3$ ), получено 0,7 л кислорода, измеренного при 20°С и давлении 111900 Па. Сколько процентов примесей содержал  $KClO_3$ ?
2. Сколько литров водорода (н.у.) выделилось при растворении в кислоте 0,45 г металла, эквивалентная масса которого равна 20 г/ моль?

#### Вариант 17

1. Сколько молей содержится в 1 м<sup>3</sup> любого газа при н.у.? Сколько молекул находится в этом объеме?
2. Вычислите эквивалентный объем и эквивалентную массу газообразного оксида углерода (IV).

#### Вариант 18

1. Какой из приведенных ниже газов, массой 1,5 г, занимает при н.у. объем 1,12 л: а)  $CH_4$ ; б)  $C_2H_6$ ; в)  $C_3H_8$ ?

2. В какой массе NaOH содержится столько эквивалентов, сколько в 140 г КОН?

#### Вариант 19

1. Рассчитайте количество вещества и число молекул  $\text{CaCO}_3$ , входящих в 1 кг известняка, содержащего 10 % примесей.
2. Эквивалентная масса металла в его хлориде равна 27,45 г/моль. Определите массовую долю металла в этом хлориде.

#### Вариант 20

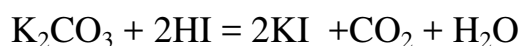
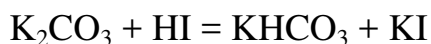
1. Определите плотность по водороду газовой смеси, состоящей по объему из 20 % водорода, 40 % азота и 40 % метана.
2. Сульфид двухвалентного металла массой 2,435 г образует при окислении оксид металла массой 2,035 г. Определите молярную и эквивалентную массы этого металла.

#### Вариант 21

1. Диоксид марганца при прокаливании образует  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  и кислород. Какой объем кислорода (при 32 °С и 111,4 кПа) выделится из 0,5 кг  $\text{MnO}_2$ ?
2. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,173 г галогена. Определите эквивалентную массу этого галогена.

#### Вариант 22

1. Сколько молей  $\text{CO}_2$  образуется при сгорании  $4 \cdot 10^{-6}$  кг углерода?
2. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу карбоната калия в следующих реакциях:



## 2. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

### 2.1. Основные понятия химической термодинамики

*Химическая термодинамика – наука об условиях протекания и изучении макроскопических химических систем (газообразные, жидкие и твердые вещества, растворы) и процессов, сопровождающихся изменением энергии в форме теплообмена и совершения работы различного вида.*

Химическая термодинамика рассматривает приложение термодинамических законов и принципов к химическим процессам. Она исследует энергетические ресурсы систем и характеризует энергетику химических процессов, т.е. позволяет рассчитать тепловые балансы реакций и тепловые эффекты образования различных веществ, позволяет определить направление химических процессов и учесть влияние тех или иных факторов на термодинамическую вероятность (возможность) их протекания.

Рассмотрим основные понятия химической термодинамики.

**Термодинамическая система** – это ограниченная часть пространства, заполненная веществом или смесью веществ.

Система называется **изолированной**, если для неё отсутствует массо- и теплообмен с окружающей средой. **Неизолированная система** взаимодействует со средой посредством обмена теплотой и работой.

Различают гомогенные и гетерогенные системы. **Гомогенной** называется система, состоящая из одной фазы, **гетерогенной** – система, состоящая из нескольких фаз.

**Фазой** называется часть системы, отделённая от других её частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком. Например, в гетерогенной системе вода – лёд имеются две фазы – жидкая вода и кристаллы льда.

Состояние системы определяется совокупностью всех её физических и химических свойств. Изменение любого из этих свойств означает изменение состояния системы. Эти свойства называются **термодинамическими параметрами состояния**. К их числу относят температуру (Т), давление (Р), концентрацию (С) или число молей (n).

Состояние системы аналитически представляют в виде **уравнения состояния**, связывающего между собой параметры системы. Всякое изменение, происходящее в системе и связанное с изменением хотя бы одного из термодинамических параметров состояния, называется **термодинамическим процессом**. Процесс, при котором термодинамическая система, претерпев ряд изменений, возвращается в исходное состояние, называется **круговым процессом** или **циклом**.

Процессы, протекающие в природе, могут быть самопроизвольными и несамопроизвольными (вынужденными). **Самопроизвольные** процессы протекают без воздействия извне (например, теплопередача). **Несамопроизвольные** процессы протекают под воздействием извне (например, разделение газов).

Самопроизвольные процессы могут быть обратимыми и необратимыми. **Обратимые** процессы допускают возможность возвращения системы в первоначальное состояние без изменения в самой системе и в окружающей среде. **Необратимые** процессы – это такие, протекание которых вызывает изменение в системе или в окружающей среде.

Все термодинамические параметры состояния подразделяются на две группы:

- зависящие от пути перехода системы из начального состояния в конечное (например, работа);
- не зависящие от пути процесса (например, температура).

Параметры состояния, изменение которых не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояния системы, называются **функцией состояния** системы. Среди термодинамических функций выделяют так называемые характеристические функции. **Характеристическими** называются такие функции состояния, при помощи которых (или их производных) в явной форме могут быть выражены термодинамические свойства системы. Наиболее широко в термодинамике используют четыре характеристические функции: внутренняя энергия  $U$ , энтальпия  $H$ , энергия Гиббса  $G$  и энтропия  $S$ .

Химическое превращение связано с качественным скачком – исчезают одни вещества и образуются другие. Происходящая при этом перестройка электронных структур атомов, ионов и молекул сопровождается выделением или поглощением тепла, света, т.е. превращением химической энергии в другой вид энергии. Реакции с выделением тепла называются **экзотермическими**, а с поглощением тепла – **эндотермическими**. Теплота реакции является, таким образом, мерой свойств системы, знание которых может иметь большое значение при определении условий протекания тех или иных химических реакций.

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии. Теплота ( $Q$ ), поглощенная системой, идет на изменение ее внутренней энергии ( $\Delta U$ ) и на совершение работы ( $A$ ) :

$$Q = \Delta U + A$$

### ***Внутренняя энергия***

Каждое тело, независимо от его агрегатного состояния, обладает запасом внутренней энергии.

Внутренняя энергия – это полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве и без кинетической энергии системы как целого.

Абсолютные значения внутренней энергии неизвестны, т.к. нельзя привести систему в состояние, лишенное энергии. Изменение внутренней энергии как функции состояния определяется конечным и начальным состояниями системы :

$$\Delta U = U_2 - U_1 ,$$

где  $U_1$  и  $U_2$  – внутренняя энергия системы в начальном и конечном состоянии;

$\Delta U$  – изменение внутренней энергии.

Если в результате протекания реакции система поглотила количество теплоты  $Q$  и совершила работу  $A$ , то изменение внутренней энергии определится уравнением:

$$\Delta U = Q - A$$

Это уравнение выражает закон сохранения энергии или **I закон термодинамики**: в любом процессе приращение внутренней энергии равно количеству сообщённой ей тепловой энергии за вычетом количества работы, совершённой системой.

Внутренняя энергия зависит как от природы и количества вещества, так и от условий его существования. При одинаковых условиях количество внутренней энергии прямо пропорционально количеству вещества.

### **Энтальпия**

Теплота и работа функциями состояния не являются, т.к. они являются формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях  $A$  – это работа против внешнего давления ( $p$ ), т.е.

$$A = p \Delta V ,$$

где  $\Delta V = V_2 - V_1$  – изменение объема системы.



Так как большинство химических реакций проводят при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ( $p = \text{const}$ ,  $T = \text{const}$ ) теплота  $Q_p$  будет равна :

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V;$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Функцию  $(U+pV)$  обозначают символом  $H$  и называют энтальпией системы. Отсюда  $\Delta H=Q_p$ , т.е. изменение энтальпии характеризует тепловой эффект химической реакции в изобарно–изотермическом процессе.

Следует отметить, что исторически независимо от термодинамики развивалась и термохимия. Поэтому в рамках этих двух наук была принята различная система знаков одних и тех же величин. Объектами термодинамики являются энергетические изменения внутри системы, в то время как термохимия изучает изменение энергии во внешней среде. Поэтому с точки зрения термодинамики выделение энергии – это отрицательный тепловой эффект, а поглощение – положительный, т.к. в первом случае энтальпия и внутренняя энергия системы уменьшаются и значения  $\Delta H$  и  $\Delta U$  отрицательны, а во втором – возрастают ( $\Delta H > 0$  и  $\Delta U > 0$ ). С позиций термохимии, наоборот, выделение энергии – положительный тепловой эффект, а ее поглощение – отрицательный, поскольку в этом случае оценка производится со стороны внешней среды.

Итак, исходя из термодинамических представлений:

для экзотермических процессов  $\Delta H < 0$  и  $\Delta U < 0$ ;

для эндотермических процессов  $\Delta H > 0$  и  $\Delta U > 0$ .

Для сравнения тепловых эффектов различных реакций расчеты относят к 1 молю вещества и стандартным условиям :  $p = 1,013 \cdot 10^5$  Па ,  $T = 298$  К. Тепловой эффект в стандартных условиях обозначают  $\Delta H^0$  и выражают в кДж/моль.

**Энтальпией (теплотой) образования** данного вещества называется тепловой эффект реакции образования 1 моля этого вещества из простых веществ, взятых в устойчивом состоянии.

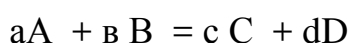
Теплоты образования сложных веществ в стандартных условиях приведены в справочниках. Теплоты образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях, принимаются равными нулю.

Уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта называют **термохимическими уравнениями**. В них указывается также агрегатное или аллотропное состояние вещества. Например,



В основе термохимических расчетов лежит **закон Гесса**: тепловой эффект химической реакции определяется только природой и состоянием реагирующих веществ и продуктов реакции, но не зависит от промежуточных стадий, т.е. от способа перехода к конечному состоянию.

Отсюда следует, что тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ с их стехиометрическими коэффициентами. Например, для реакции общего вида



$$\Delta H^0 = [ c \Delta H^0(C) + d \Delta H^0(D) ] - [ a \Delta H^0(A) + b \Delta H^0(B) ]$$

В настоящее время известны теплоты образования более 4000 веществ. Это позволяет, используя закон Гесса, теоретически рассчитать тепловые эффекты различных процессов, таких, например, которые нельзя осуществить на практике либо из-за нестойкости веществ, либо из-за невозможности получить их в чистом виде, либо вследствие очень больших или очень малых скоростей протекания реакций.

## Энтропия

Большинство происходящих процессов вызывает изменение не только энергетических ресурсов системы, но и приводит к изменению упорядоченности расположения частиц относительно друг друга. Молекулам, атомам, ионам присуще стремление к беспорядочному движению – рассеяться, распределиться, смешаться. Иными словами, любая система стремится из состояния с большим порядком в состояние с большим беспорядком.

Количественной мерой неупорядоченности (беспорядка) систем является **энтропия**. Чем больше беспорядок, тем больше энтропия и наоборот. Энтропию обозначают символом  $S$ , а в стандартных условиях как  $S^0$  и выражают в Дж/моль·К.

Энтропия является функцией состояния, поэтому для нее справедлив закон Гесса :

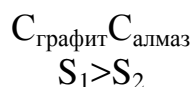
$$\Delta S = \Sigma S (\text{продуктов реакции}) - \Sigma S (\text{исходных веществ})$$

Энтропия является критерием направленности самопроизвольных процессов в изолированных системах, т.к. в изолированных системах процесс может протекать самопроизвольно только в направлении увеличения энтропии ( $\Delta S > 0$ ).

Чем сложнее молекула вещества, тем больше различных видов движения для неё возможны, т.е. тем больше её термодинамическая вероятность, а значит, и больше энтропия. Например:



Чем больше твёрдость вещества, тем меньше его энтропия, т.к. упорядоченность твёрдого тела значительно выше. Например:



Энтропия возрастает у веществ, устойчивость которых уменьшается. Например, в ряду  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{BiH}_3$  прочность соединений падает слева направо, а энтропия увеличивается.

### **Энергия Гиббса**

Системам свойственно стремление к переходу в наиболее вероятное состояние, т.е. к снижению потенциальной энергии (энтальпийный фактор  $\Delta H$ ) и к увеличению беспорядка (энтропийный фактор). Энтропийный фактор проявляется тем сильнее, чем выше температура. Поэтому количественно его оценивают произведением  $T \cdot \Delta S$  и называют **связанной энергией** (связанная энергия в работу не переходит).

Движущая сила химической реакции (химическое сродство) определяется изменением **свободной энергии системы**, т.е. той части ее общего теплосодержания, которая может быть использована для совершения работы. Ее называют **энергией Гиббса** или изобарно-изотермическим потенциалом ( $G$ ).

Энергия Гиббса является сложной функцией, зависящей от энтальпийного и энтропийного факторов:

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

Энергия Гиббса – важнейшая характеристика процесса, протекающего в условиях постоянства давления и температуры. Знак изменения  $\Delta G$  является критерием направленности процесса: самопроизвольно протекают процессы, в которых  $\Delta G < 0$ ; при  $\Delta G > 0$  реакция термодинамически невозможна, а при  $\Delta G = 0$  система находится в состоянии равновесия.

В зависимости от знака  $\Delta H$  и  $\Delta S$  могут осуществляться несколько типов химических реакций.

1.  $\Delta H < 0$ ;  $\Delta S > 0$

Экзотермический процесс, сопровождающийся увеличением энтропии, термодинамически вероятен, он протекает самопроизвольно, т.к. в этом случае при любой температуре  $\Delta G < 0$ .

$$2. \Delta H > 0; \Delta S < 0$$

Эндотермический процесс, сопровождающийся уменьшением энтропии, самопроизвольно неосуществим, энергетически не выгоден, т.к. в этом случае при любой температуре  $\Delta G > 0$ .

3. Если же  $\Delta H < 0, \Delta S < 0$  или  $\Delta H > 0, \Delta S > 0$ , то осуществимость процесса определяется конкуренцией энтальпийного и энтропийного факторов и температурой. При этом различают низкотемпературные и высокотемпературные процессы.

### ***Низкотемпературные процессы***

Если процессы происходят при низких температурах, близких к абсолютному нулю, тогда  $T \cdot \Delta S = 0$ . Следовательно, изменение энергии Гиббса будет полностью определяться величиной и знаком  $\Delta H$ , т.к. в этом случае  $\Delta G = \Delta H$ , и процесс будет возможен только при  $\Delta H < 0$ , т.е. только экзотермический.

При обычных условиях (комнатная температура) величина  $T \cdot \Delta S$  невелика и  $\Delta G$  зависит в основном от  $\Delta H$ . Поэтому  $\Delta G < 0$  только при  $\Delta H < 0$ .

Итак, при низкотемпературных процессах и при обычной температуре самопроизвольно проходят только экзотермические процессы, эндотермические процессы в этих условиях возможны только вынужденные.

## **Высокотемпературные процессы**

Здесь резко возрастает роль энтропийного фактора, и на  $\Delta G$  большое влияние оказывает составляющая  $T \cdot \Delta S$ , т.к. значение  $T$  велико. В этом случае возможны два варианта:  $\Delta S > 0$  и  $\Delta S < 0$ .

1. При  $\Delta S > 0$  с увеличением температуры величина  $T \cdot \Delta S$  становится всё более отрицательной, следовательно, с повышением  $T$  процесс становится всё более вероятным ( $\Delta G < 0$ ).

2. При  $\Delta S < 0$  с повышением температуры величина  $T \cdot \Delta S$  становится всё более положительной, следовательно, с повышением  $T$  вероятность процесса уменьшается. При очень высоких температурах величина  $T \cdot \Delta S$  становится много больше  $\Delta H$ , и в этих условиях величину и знак  $\Delta G$  определяет составляющая  $T \cdot \Delta S$ .

Другими словами, при очень высоких температурах энтропийный фактор перекрывает энтальпийный. Причём, в данном случае даже если  $\Delta H > 0$  (эндотермический процесс) и  $\Delta S > 0$ , то процесс будет термодинамически вероятен, поскольку  $T \cdot \Delta S \gg \Delta H$  и отсюда  $\Delta G < 0$ .

Таким образом, при высоких температурах возможно самопроизвольное протекание и эндотермических реакций, когда  $\Delta H > 0$  и  $\Delta S > 0$ .

Энергия Гиббса является также функцией состояния. Изменение энергии Гиббса, как и изменение энтропии и энтальпии, не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояния системы. Поэтому  $\Delta G = \sum \Delta G$  (продуктов реакции) -  $\sum \Delta G$  (исходных веществ).

Величина  $\Delta G$  используется для установления направления окислительно-восстановительных процессов, расчета работы гальванических элементов, энергетической выгодности образования комплексных ионов по сравнению с обычными, а также для определения константы равновесия ( $K_p$ ):

$$\Delta G = - RT \ln K_p$$

## 2.2. Задачи с решениями по теме «Энергетика химических реакций»

**Задача 1.** Определите возможность самопроизвольного протекания химической реакции:  $NO + \frac{1}{2} O_2 = NO_2$ .

**Решение.** Возможность самопроизвольного протекания химической реакции определяется по величине свободной энергии Гиббса:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ .

Тепловой эффект и полную энергию химической реакции находим по следствию из закона Гесса:  $\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{298}^0(NO_2) - \Delta H_{298}^0(NO) - \frac{1}{2} \Delta H_{298}^0(O_2)$ .

По таблице в *Приложении* находим:

$$\Delta H_{298}^0(NO_2) = 38,5 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H_{298}^0(NO) = 90,3 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^0(O_2) = 0 \text{ кДж/моль};$$

$$\text{тогда } \Delta H_{298(\text{реакции})}^0 = 38,5 - 90,3 - \frac{1}{2} \cdot 0 = -51,8 \text{ кДж.}$$

Изменение энтропии реакции:

$$\Delta S_{298}^0 = S_{298}^0(NO_2) - S_{298}^0(NO) - \frac{1}{2} S_{298}^0(O_2);$$

$$S_{298}^0(NO_2) = 240,2 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \quad S_{298}^0(NO) = 210,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

$$\Delta S_{298}^0 = 240,2 - 210,5 - \frac{1}{2} \cdot 205,0 = -72,8 \text{ Дж/К} = -72,8 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К.}$$

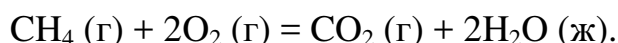
Находим энергию Гиббса:  $\Delta G_{298}^0 = -51,8 + 298 \cdot 72,8 \cdot 10^{-3} = -30,11 \text{ кДж}$ ,  $\Delta G_{298}^0 < 0$  – следовательно, реакция в стандартных условиях протекает в прямом направлении.

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{298}^0(CO_2) + 2 \Delta H_{298}^0(H_2O \text{ ж}) - \Delta H_{298}^0(CH_4) - 2 \Delta H_{298}^0(O_2);$$

$$\Delta H_{298}^0 = -393,5 + 2(-285,8) - (-75,0) - 2 \cdot 0 = -890,1 \text{ кДж.}$$

**Задача 2.** Определите, сколько теплоты выделится при сгорании 12 л метана (условия нормальные).

**Решение.** Записываем уравнение реакции горения метана:



Используя следствие из закона Гесса и справочные данные *Приложения*, находим тепловой эффект данной химической реакции:

$$\Delta H^0_{298}(\text{CH}_4) = -75,0 \text{ кДж/моль}; \Delta H^0_{298}(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O ж}) = -285,8 \text{ кДж/моль}; \Delta H^0_{298}(\text{O}_2) = 0; \text{ тогда}$$

Далее, учитывая, что реакция протекает при нормальных условиях, определяем количество выделившейся теплоты при сгорании 12 л  $\text{CH}_4$ :

$$22,4 \text{ л } \text{CH}_4 - (-890,1 \text{ кДж})$$

$$12,0 \text{ л } \text{CH}_4 - \Delta H; \quad \Delta H = \frac{12 \cdot (-890,1)}{22,4} = -4776,8 \text{ кДж.}$$

**Задача 3.** *Рассчитайте тепловой эффект ( $\Delta H^0_{298}$ ) химической реакции  $\text{Na}_2\text{O}(т) + \text{H}_2\text{O}(ж) \rightarrow 2\text{NaOH}(т)$  по значениям стандартных энтальпий образования веществ (см. таблицу в Приложении). Укажите тип реакции (экзо- или эндотермическая).*

**Решение.** По данным таблицы Приложения стандартные энтальпии образования  $\text{Na}_2\text{O}(т)$ ,  $\text{H}_2\text{O}(ж)$  и  $\text{NaOH}(т)$  при 298К равны соответственно – 416, –286 и –427,8 кДж/моль. Используя следствие из закона Гесса, рассчитываем  $\Delta H^0_{298}$  химической реакции:

$$\Delta H^0_{298} = 2 \Delta H^0(\text{NaOH},т) - [\Delta H^0(\text{Na}_2\text{O},т) + \Delta H^0(\text{H}_2\text{O},ж)] = 2 \cdot (-427,8) - [-416 + (-286)] = -153,6 \text{ кДж.}$$

Ответ: –153,6 кДж., реакция экзотермическая.

**Задача 4.** *Рассчитайте величину изменения энтропии ( $\Delta S^0_{298}$ ) для процесса  $\text{Na}_2\text{O}(т) + \text{H}_2\text{O}(ж) \rightarrow 2\text{NaOH}(т)$ , используя значения стандартных энтропий веществ (см. Приложение).*

**Решение.** Используя справочные данные:  $S^0(\text{NaOH},т) = 64,16 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$ ,  $S^0(\text{Na}_2\text{O},т) = 75,5 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$ ,  $S^0(\text{H}_2\text{O},ж) = 70 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$ , рассчитываем  $\Delta S^0_{298}$ :

$$\Delta S^0_{298} = 2 \cdot S^0(\text{NaOH}) - [S^0(\text{Na}_2\text{O}) + S^0(\text{H}_2\text{O})] = 2 \cdot 64,16 - (75,5 + 70) = -17,18 \text{ Дж/К.}$$

Ответ: –17,18 Дж/К.

**Задача 5.** *Рассчитайте изменение энергии Гиббса ( $\Delta G^0_{298}$ ) для процесса  $\text{Na}_2\text{O}(т) + \text{H}_2\text{O}(ж) \rightarrow 2\text{NaOH}(т)$  по значениям стандартных энергий*



*Гиббса образования веществ. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях и 298K?*

**Решение.** При стандартных условиях и  $T=298\text{K}$   $\Delta G^{\circ}_{298}$  можно рассчитать как разность суммарной энергии Гиббса образования продуктов реакции и суммарной энергии Гиббса образования исходных веществ.

Необходимые справочные данные:  $\Delta G^{\circ}(\text{NaOH}, T) = -381,1$  кДж/моль,  $\Delta G^{\circ}(\text{Na}_2\text{O}) = -378$  кДж/моль,  $\Delta G^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -237$  кДж/моль.  
 $\Delta G^{\circ}_{298} = 2 \cdot \Delta G^{\circ}(\text{NaOH}) - [\Delta G^{\circ}(\text{Na}_2\text{O}) + \Delta G^{\circ}(\text{H}_2\text{O})] = 2 \cdot (-381,1) - [-378 + (-237)] = -147,2$  кДж.

Значение  $\Delta G^{\circ}_{298}$  отрицательно, поэтому самопроизвольное протекание реакции возможно.

Ответ:  $-147,2$  кДж; возможно.

**Задача 6.** *Определите, возможно ли при 95°C самопроизвольное протекание процесса  $\text{Na}_2\text{O}(т) + \text{H}_2\text{O}(ж) \rightarrow 2\text{NaOH}(т)$ . Ответ обоснуйте, рассчитав величину изменения энергии Гиббса при данной температуре.*

**Решение.** Переведем температуру в шкалу Кельвина:  $T = 273 + 95 = 368\text{K}$ . Для расчета  $\Delta G^{\circ}_{368}$  воспользуемся уравнением:  $\Delta G^{\circ}_{368} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$ .

Воспользуемся изменениями энтальпии и энтропии, рассчитанными для данного процесса в предыдущих задачах. При этом величину изменения энтропии необходимо перевести из Дж/К в кДж/К, поскольку значения  $\Delta H$  и  $\Delta G$  обычно измеряют в кДж.

$$-17,18 \text{ Дж/К} = -0,01718 \text{ кДж/К}$$

$$\Delta G^{\circ}_{368} = -153,6 - 368 \cdot (-0,01718) = -147,3 \text{ кДж.}$$

Таким образом,  $\Delta G^{\circ}_{368} < 0$ , поэтому самопроизвольное протекание данного процесса при 95°C возможно.

### 2.3. Контрольные задания

(При решении задач пользуйтесь Приложением)

#### Вариант 1

1. При сгорании 1 л ацетилена выделяется 58,0 Дж теплоты. Можно ли, исходя из этих данных, вычислить стандартную энтальпию сгорания ацетилена ?
2. При каком соотношении  $\Delta H$  и  $T \cdot \Delta S$  система находится в равновесии ?

#### Вариант 2

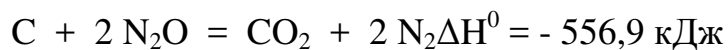
1. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления одного моля оксида железа (III) металлическим алюминием.
2. Не производя вычислений, определите знак изменения энтропии следующих процессов:
  - а)  $\text{CO}_2(\text{к}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г})$ ;
  - б)  $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$ ;
  - в)  $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ ;
  - г)  $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ .

#### Вариант 3

1. Определите изменение энтальпии реакции  $\Delta H^0$  реакции  $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ , если при взаимодействии 140 г оксида кальция выделяется 393,5 кДж теплоты.
2. Почему при растворении в воде хлорида калия энтропия увеличивается ( $\Delta S > 0$ ), а при растворении газообразного  $\text{CO}_2$  – уменьшается ( $\Delta S < 0$ )?

#### Вариант 4

1. Что является признаком равновесия системы : а)  $\Delta H^0 = 0$  ; б)  $\Delta G^0 < 0$  ; в)  $P = \text{const}$  ; г)  $\Delta G^0 = 0$  ?
2. Определите теплоту образования оксида азота (I), исходя из уравнений

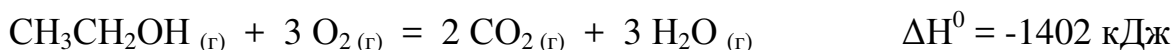
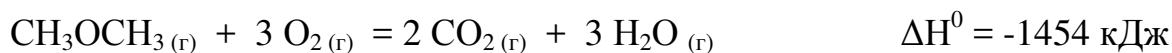


### Вариант 5

1. В каких случаях возможно самопроизвольное протекание химической реакции при стандартных условиях, если  $\Delta H^0 \gg T \Delta S^0$ : а)  $\Delta H^0 > 0$ ,  $\Delta S^0 < 0$ ; б)  $\Delta H^0 > 0$ ,  $\Delta S^0 < 0$ ; в)  $\Delta H^0 < 0$ ,  $\Delta S^0 > 0$ ; г)  $\Delta H^0 < 0$ ,  $\Delta S^0 < 0$ . 2. Чем отличаются термохимическая и термодинамическая системы знаков для тепловых эффектов процессов и почему?

### Вариант 6

1. Вычислите изменение энтальпии  $\Delta H^0$  в процессе превращения диметилового эфира в этиловый спирт  $\text{CH}_3\text{OCH}_3_{(г)} = \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(г)}$ , если



Какое вещество – эфир или спирт – более устойчиво ?

2. Определите константу равновесия реакции  $2\text{NO}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(ж)}$ , протекающей в стандартных условиях.

### Вариант 7

1. Может ли в стандартных условиях самопроизвольно протекать в прямом направлении реакция  $\text{PtCl}_{2(к)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{PtCl}_{4(к)}$ ? Как скажется повышение температуры на протекание этой реакции?
2. Определите температуру термического разложения  $\text{MgSO}_4$ , если константа равновесия равна 1 (зависимостью  $\Delta H^0$ ,  $\Delta S^0$  от температуры пренебречь).

### Вариант 8

1. Исходя из теплот образования воды и водяного пара, определите теплоту испарения воды.

2. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции  $\text{CuO}_{(к)} + \text{C}_{(гр)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(к)} + \text{CO}_{(г)}$

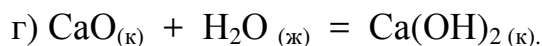
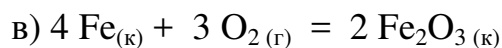
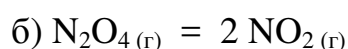
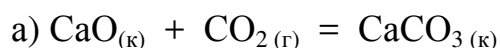
### Вариант 9

1. Определите температуру, при которой константа равновесия реакции



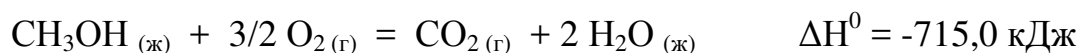
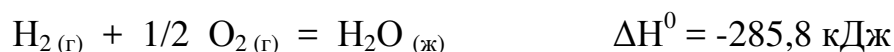
равна 1 (зависимостью  $\Delta H^0$ ,  $\Delta S^0$  от температуры пренебречь).

2. Определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:



### Вариант 10

1. Вычислите стандартную энтальпию образования жидкого метилового спирта, исходя из следующих данных :



2. Может ли протекать химическая реакция самопроизвольно, если изменение энтальпии в результате протекания реакции положительно, а изменение энтропии – отрицательно ?

### Вариант 11

1. Теплота образования октана  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  199,28 кДж/моль. Определите теплоту сгорания 1 кг октана (образующуюся при сгорании воду считать жидкой).
2. Какую информацию о веществе можно получить, используя значение энергии Гиббса?

### Вариант 12

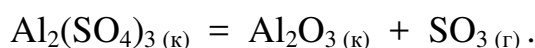
1. Рассчитайте термодинамические характеристики процесса термического разложения карбоната кальция.
2. Почему в формуле для вычисления  $\Delta G$  перед энтропийным членом стоит знак минус? Почему энтропийный фактор выражается произведением энтропии на температуру?

### Вариант 13

1. Какая масса гидроксида натрия была взята, если при его нейтрализации хлороводородом по реакции  $\text{NaOH}_{(к)} + \text{HCl}_{(г)} = \text{NaCl}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$  выделилось 352,9 кДж теплоты ?
2. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции  $2\text{SO}_2_{(г)} + \text{O}_2_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3_{(г)}$ .

### Вариант 14

1. Определите, будет ли реакция экзо- или эндотермической



Ответ подтвердите расчетом.

2. Вычислите температуру реакции термического разложения сульфата меди (II), для которой константа равновесия равна 1.

### Вариант 15

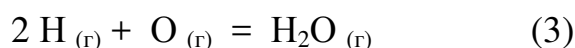
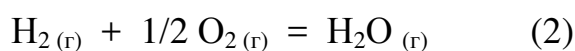
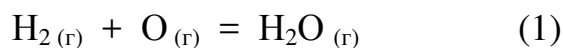
1. Какой из оксидов  $\text{Na}_2\text{O}$  или  $\text{MgO}$  обладает наибольшим сродством к воде? Ответ подтвердите расчетом  $\Delta G^0$  реакций.
2. Определите возможность протекания реакции  $2\text{C}_{(гп)} + \text{H}_2_{(г)} = \text{C}_2\text{H}_2_{(г)}$ , рассчитав  $\Delta S$  этого процесса.

### Вариант 16

1. Определите теплоту сгорания алмаза, если стандартная теплота сгорания графита равна  $-393,51$  кДж, а теплота фазового перехода  $C_{(\text{графит})} \rightarrow C_{(\text{алмаз})}$  равна  $1,88$  кДж.
2. Зависит ли значение  $\Delta H^0$  реакции от наличия в системе катализатора? Ответ обоснуйте.

### Вариант 17

1. Определите знаки  $\Delta H^0$ ,  $\Delta S^0$  и  $\Delta G^0$  для реакции  $AB_{(к)} + B_{2(г)} = AB_{3(к)}$ , протекающей при  $298$  К в прямом направлении. Будет ли  $\Delta G^0$  возрастать или убывать с ростом температуры?
2. Для следующих реакций



укажите правильное соотношение стандартных изменений энтальпии :

- а)  $\Delta H^0_2 < \Delta H^0_1 < \Delta H^0_3$  ; б)  $\Delta H^0_2 > \Delta H^0_1 > \Delta H^0_3$  .

### Вариант 18

1. В каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах: а)  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S > 0$ ; б)  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S < 0$ ; в)  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$ ?  
Ответ обоснуйте.
2. Какой из оксидов – SiO или MgO – обладает наибольшим химическим сродством к серному ангидриду? Ответ подтвердите расчетом  $\Delta G^0$  реакций.

### Вариант 19

1. Сколько теплоты выделится при сгорании  $20$  кг ацетилена в стандартных условиях .

2. Если  $\Delta H < 0$  и  $\Delta S < 0$ , то в каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно:  $\Delta H > T \Delta S$ ;  $\Delta H < T \Delta S$ ? Ответ обоснуйте.

### Вариант 20

1. Теплоты растворения  $\text{SrCl}_2$  и  $\text{SrCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  составляют соответственно – 47,7 и 31,0 кДж/моль. Вычислите теплоту гидратации  $\text{SrCl}_2$ .
2. При каком соотношении  $\Delta H$  и  $T \Delta S$  протекает эндотермическая реакция?

### Вариант 21

1. Исходя из теплот реакций окисления  $\text{As}_2\text{O}_3$  кислородом и озоном



определите теплоту образования озона из молекулярного кислорода.

2. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любых температурах: а)  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$ ; б)  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S < 0$ ; в)  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S < 0$ ?

Ответ обоснуйте.

## 3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### 3.1. Основные понятия химической кинетики

Химическая термодинамика формулирует критерии самопроизвольного протекания реакций. Но это не означает, что если реакция термодинамически возможна, то она осуществляется мгновенно. Изучением скоростей протекания реакций и их механизмов занимается *химическая кинетика*. Химическая кинетика исследует протекание реакции во времени.

Основными задачами химической кинетики является:

1. *Выявление механизма химических реакций* – установление элементарных стадий процесса и последовательность их протекания (качественные изменения).

2. *Количественное описание химических реакций* – установление строгих соотношений, которые позволяют рассчитывать изменение количества исходных реагентов и продуктов по мере протекания реакций.

Во второй половине XIX в. накопление экспериментальных данных привело к созданию теорий, касающихся скорости и протекания механизмов химических реакций. Представления об этих процессах получили особое развитие в работах Якоба Вант-Гоффа, Сванте Аррениуса и Вильгельма Фридриха Оствальда.

*Скорость химической реакции* – число элементарных актов взаимодействия, происходящих в единицу времени в единице объема для гомогенных реакций или на единице поверхности раздела фаз – для гетерогенных.

В зависимости от области протекания химические реакции подразделяют на гомогенные (реагирующие вещества находятся в одной фазе) и гетерогенные (реагирующие вещества находятся в разных фазах, разделенных поверхностью раздела фаз).

*Гомогенные реакции* протекают во всем объеме реакционной массы. Их скорость описывается уравнением:

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{\Delta \nu}{\Delta \tau} \quad [\text{моль/л} \cdot \text{сек}]$$

*Гетерогенные реакции* протекают на границе раздела фаз:

$$v = \frac{1}{S} \cdot \frac{\Delta \nu}{\Delta \tau} \quad [\text{моль/см}^2 \cdot \text{сек}]$$

О скорости реакций судят по изменению концентрации реагентов ( $\Delta C$ ) или продуктов за определенный промежуток времени ( $\Delta t$ ). *Средняя скорость реакции:*



$$v = \pm \frac{C_{\text{кон}} - C_{\text{нач}}}{\tau_{\text{кон}} - \tau_{\text{нач}}} = \frac{|\Delta C|}{\Delta \tau};$$

*Истинная (мгновенная) скорость реакции:*

$$v = \pm \frac{dC}{d\tau}, \text{ при } \Delta\tau \rightarrow 0$$

где  $v$  – скорость реакции,  $V$  – реакционный объем,  $S$  – поверхность раздела фаз,  $\Delta v$  – изменение количества вещества,  $\Delta\tau$  – промежуток времени,  $\Delta c$  – изменение концентрации.

### ***Молекулярность и механизм реакций***

Понятие «молекулярность реакции» применимо только к простым реакциям и характеризует число частиц, участвующих в элементарном взаимодействии. Различают моно-, би- и тримолекулярные реакции в которых участвуют одна, две или три частицы:

*мономолекулярные реакция:*  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{NO} + \text{O}_2$

*бимолекулярная реакция:*  $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

*тримолекулярная реакция:*  $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$

Вероятность столкновения трех частиц очень мала. Реакции, в которых элементарный процесс связан со столкновением более трех частиц не известен.

По механизму химические процессы делятся на 3 основных типа: простые реакции между молекулами; радикальные, в том числе цепные реакции (протекающие через промежуточное образование свободных радикалов и атомов); ионные (идущие при участии ионов).

## **3.2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции**

(относится к гомогенным реакциям).

### ***Природа реагирующих веществ***

Влияет природа химической связи в молекулах реагентов и ее прочность.

### ***Концентрация реагирующих веществ***

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции выражается **законом действующих масс** (П.М. Гульдберг и П. Вааге 1864-1867гг): *при постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях, численно равных коэффициентам в уравнении реакции.*

Для реакции  $aA + bB = cC + dD$

скорость описывается уравнением:

$$v = kC_A^a C_B^b;$$

$C_A, C_B$  – концентрации веществ А и В, моль/л. Если реагенты газообразные, то вместо молярных концентраций в расчетах могут быть использованы величины парциальных давлений.

$a, b$  – коэффициенты называемые порядком реакции, порядок реакции определяется экспериментально (для простых реакций совпадают с коэффициентами в уравнении реакции и молекулярностью реакции); чаще всего встречаются реакции 1, 2 и 3 порядка.

$k$  – коэффициент пропорциональности – **константа скорости** химической реакции.

Физический смысл константы скорости – константа скорости химической реакции численно равна скорости реакции при концентрации веществ 1 моль/л. Константа скорости не зависит от концентрации, зависит от температуры и природы химического вещества.

При гетерогенных реакциях концентрация твердого вещества на поверхности не изменяется, поэтому концентрации твердых реагентов в выражение закона действующих масс не включается.

Выражение зависимости скорости реакции от концентрации называется **кинетическим уравнением**.

## Влияние температуры

**Правило Вант-Гоффа:** с увеличением температуры на  $10^{\circ}\text{C}$  скорость реакции возрастает в 2-4 раза

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} ;$$

где  $v_2$  – скорость при  $T_2$ ;  $v_1$  – скорость при  $T_1$ ;  $\gamma$  – температурный коэффициент:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{v_{T+10}}{v_T} = 2 \div 4$$

Эта закономерность характерна для небольшого интервала температур.

## Уравнение Аррениуса. Энергия активации

Более точно температурную зависимость скорости реакции описывает *уравнение Аррениуса*. Аррениус установил, что при увеличении температуры растет число активных молекул, т.е. молекул, обладающих избытком энергии по сравнению со средней энергией молекул. Активные частицы при столкновении друг с другом образуют промежуточную структуру (активированный комплекс), которая распадается с образованием продуктов реакции:



В теории активации влияние температуры на скорость химической реакции описывается уравнением для константы скорости (уравнение Аррениуса):

$$k = A e^{\frac{-E_A}{RT}}$$

$k$  – константа скорости;  $A$  – частотный множитель независящий от концентрации и температуры;  $E_A$  – энергия активации;  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $T$  – температура, К.

*Энергия активации* – энергия необходимая для осуществления химического превращения и является разницей между энергией реагирующих веществ и энергией активированного комплекса.  $E_A$  не зависит от температуры и является характеристикой каждой реакции. Это основной барьер на пути протекания термодинамически осуществимых реакций.

### ***Понятие о катализе и катализаторах***

*Катализ* – явление изменения скорости реакции в присутствии некоторых веществ–катализаторов.

*Вещества, способные изменять скорость реакции и не входящие в стехиометрическое уравнение, называют катализаторами.*

Эти вещества участвуют в отдельных элементарных стадиях процесса, образуя реакционноспособные промежуточные соединения. На следующих стадиях они выделяются в неизменном состоянии. Отрицательный катализ (процесс, идущий со снижением скорости реакции) называют *ингибированием*, вещества – *ингибиторами*.

Механизм действия катализаторов связан с тем, что промежуточные процессы протекают с меньшей энергией активации (рис.1). Каталитическая реакция идет в две стадии, причем каждая стадия имеет энергию активации ниже, чем та же реакция в отсутствии катализатора.

Например, реакция  $A + B \rightarrow AB$  протекает через две стадии:

- 1) образование активированного комплекса  $A + K \rightarrow AK$ ;
- 2) разрушение активированного комплекса с выделением свободного катализатора  $AK + B \rightarrow AB + K$ .

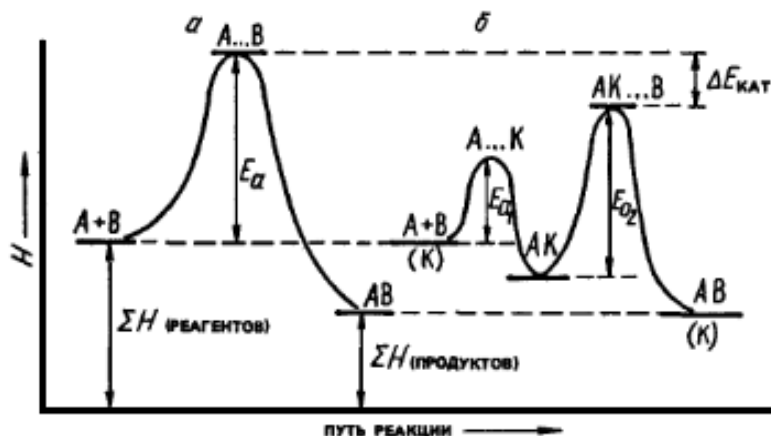


Рис.1. Энергия активации некаталитической реакции и реакции в присутствии катализатора.  $\Delta E_{кат}$  – выигрыш в энергии активации в присутствии катализатора

В зависимости от фазы, в которой находится катализатор, катализ разделяют на гомогенный и гетерогенный.

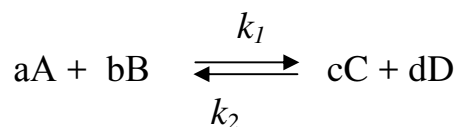
**Гомогенный катализ** – катализатор и все реагирующие вещества находятся в одной фазе. Чаще всего применим для реакций в растворах.

Гетерогенный катализ – катализатор как правило твердое вещество. Реакция протекает на поверхности катализатора.

Катализ играет огромное значение в химической промышленности: получение полимеров, серной кислоты, аммиака, синтетического каучука. Огромное значение катализ играет в биологии. Биологические катализаторы – это ферменты. Теория биологического катализа на много сложнее, чем химический катализ.

### ***Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие***

Химически необратимые реакции протекают практически до конца. Исходные вещества расходуются полностью. Химически обратимые реакции протекают одновременно как в прямом, так и в обратном направлении:



Состояние системы, в котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется состоянием **химического равновесия**.

Равновесие является динамическим: т.е. установление химического равновесия не означает прекращение химических реакций.

Состояние химического равновесия количественно характеризуется **константой равновесия**. По закону действующих масс скорость прямой и обратной реакций описывается уравнениями:

$$v_1 = k_1 C_A^a C_B^b; v_2 = k_2 C_C^c C_D^d$$

В момент равновесия:

$$v_1 = v_2 \text{ или } k_1 C_A^a C_B^b = k_2 C_C^c C_D^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_C^c C_D^d}{C_A^a C_B^b} = K_C$$

Уравнение представляет собой математическое выражение закона действующих масс для состояния химического равновесия.

**Константа равновесия  $K_C$**  равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.

Для реакций, протекающих в газовой фазе, константу равновесия выражают через парциальные давления веществ:

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

При протекании гетерогенных реакций в выражении константы равновесия входят только концентрации газообразных и жидких веществ.

Величина константы равновесия характеризует глубину протекания процесса: если  $K \gg 1$ , то в реакционной массе преимущественно содержатся продукты реакции, если  $K < 1$ , то исходные вещества.

***Принцип Ле-Шателье-Брауна (принцип смещения химического равновесия)***

При изменении условий (температура, давление, концентрации), при которых система находится в состоянии химического равновесия, происходит нарушение равновесия, выражающееся в изменении скоростей прямой и обратной реакций. Через некоторое время в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее новым условиям и характеризуемое новыми скоростями реакции. Процесс перехода от одного равновесного состояния к другому называется ***сдвигом*** или ***смещением равновесия***.

Общим принципом смещения положения равновесия в системе является ***принцип Ле-Шателье-Брауна***:

*если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону реакции, компенсирующей это воздействие.*

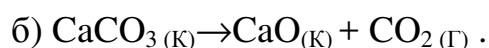
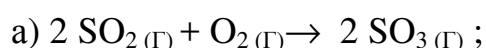
Воздействие на систему	Направление смещения положения равновесия
<b><i>Температура</i></b> - повышение - понижение	В сторону эндотермической реакции ( $\Delta H > 0$ ) В сторону экзотермической реакции ( $\Delta H < 0$ )
<b><i>Давление</i></b> - повышение - понижение	В сторону уменьшения числа молей газообразных веществ в системе В сторону увеличения числа молей газообразных веществ в системе
<b><i>Концентрация веществ в системе</i></b> - повышение концентрации исходных веществ	В сторону прямой реакции

- понижение концентрации исходных веществ	В сторону обратной реакции
- повышение концентрации продуктов реакции	В сторону обратной реакции
- понижение концентрации продуктов реакции	В сторону прямой реакции

### 3.3. Задачи с решениями по теме «Основы химической кинетики.

#### Химическое равновесие»

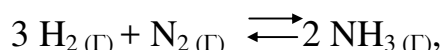
**Пример 1.** Написать выражения закона действующих масс для реакций:



**Решение:** а)  $\nu = k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$ .

б) Поскольку карбонат кальция – твердое вещество, концентрация которого практически не изменяется в ходе реакции, искомое выражение будет иметь вид:  $\nu = k$ , то есть в данном случае скорость реакции при определенной температуре постоянна.

**Пример 2.** Как изменится скорость реакции:



если а) уменьшить объем реакционного сосуда в 3 раза, б) уменьшить давление в 2 раза.

**Решение:** а) До изменения объема скорость реакции выражалась уравнением:  $\nu_1 = k [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]$ .

Вследствие уменьшения объема концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет в 3 раза. Следовательно, теперь:

$$\nu_2 = k (3 [\text{H}_2])^3 \cdot (3 [\text{N}_2]) = 81 k [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2].$$

Находим отношение скоростей:



$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{81k[H_2]^3 \cdot [N_2]}{k[H_2]^3 \cdot [N_2]} = 81.$$

Скорость данной реакции при уменьшении объема реакционной смеси в 3 раза увеличилась в 27 раз.

б) До изменения давления скорость реакции выражалась уравнением:  $v^I = k [H_2]^3 \cdot [N_2]$ .

При уменьшении давления в 2 раза концентрация газообразных веществ также уменьшится в 2 раза. Следовательно:

$$v^{II} = k \left( \frac{[H_2]}{2} \right)^3 \cdot \left( \frac{[N_2]}{2} \right) = \frac{1}{16} k [H_2]^3 \cdot [N_2].$$

Находим отношение скоростей:

$$\frac{v^I}{v^{II}} = \frac{1}{16} \frac{k [H_2]^3 \cdot [N_2]}{k [H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{1}{16}.$$

Скорость данной химической реакции при уменьшении давления в 2 раза уменьшится в 16 раз.

**Пример 3.** Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,6. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 15 до 50 °С?

**Решение.** Поскольку  $\Delta t = t_2 - t_1 = 50 - 15 = 35^\circ\text{C}$ , то, обозначив скорость реакции при 15 °С и 50 °С соответственно через  $v_1$  и  $v_2$ , можем записать:

$$\frac{v_2}{v_1} = 2,6^{35/10} = 2,6^{3,5} = 28.$$

В 28 раз возрастет скорость реакции.

**Пример 4.** Реакция при температуре 50 °С протекает за 2 минуты 15 секунд. За сколько времени закончится эта реакция при температуре

а) 70 °С; б) 20 °С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

**Решение.** а) При увеличении температуры с 50 до 70 °С скорость реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа возрастает:

$$\frac{v_{t+10}}{v_t} = \gamma^{\Delta t/10} = 3^{\frac{70-50}{10}} = 3^2 = 9,$$

то есть скорость реакции увеличивается в 9 раз.

В соответствии с определением скорость реакции обратно пропорциональна времени реакции, следовательно:

$$\frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{\tau(t)}{\tau(t+10)} \Rightarrow \tau_{(t+10)} = \tau_{(t)} \frac{v_{(t)}}{v_{(t+10)}} = 135 \text{ с} \frac{1}{9} = 15 \text{ с};$$

б) При уменьшении температуры с 50 до 20 °С скорость реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа уменьшается:

$$\frac{v_{(t+10)}}{v_{(t)}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 3^{\frac{20-50}{10}} = 3^{-3} = \frac{1}{27},$$

то есть скорость реакции уменьшилась в 27 раз.

$$\tau_{(t+10)} = \tau_{(t)} \frac{v_{(t)}}{v_{(t+10)}} = 135 \cdot 27 = 3645 \text{ с} = 60 \text{ мин } 45 \text{ с}.$$

**Пример 5.** Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 66,6 кДж/моль, а с катализатором - 40,5 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25 °С ?

**Решение.** Используя уравнение Аррениуса, находим:

$$\frac{k^1}{k} = \frac{e^{-Ea^1/RT}}{e^{-Ea/RT}} = e^{(Ea-Ea^1)/RT},$$

где  $Ea^1$  – энергия активации реакции с катализатором;

$Ea$  – энергия активации без катализатора

$$\lg \frac{k^1}{k} = \frac{Ea - Ea^1}{2,3RT} = \frac{(66,6 - 40,5) \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = 4,6,$$

$$v = \frac{k^1}{k} = 10^{4,6} = 40000.$$

Таким образом, снижение энергии активации на 26,1 кДж привело к увеличению скорости реакции в 40 тысяч раз.

**Пример 6.** В системе  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$  равновесные концентрации равны:  $[\text{NO}] = 0,05$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,12$  моль/л,  $[\text{NO}_2] = 0,3$  моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ  $[\text{NO}]$  и  $[\text{O}_2]$ .

**Решение.** Константа равновесия данной реакции выражается уравнением:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}.$$

Подставляя данные задачи в него, получаем:

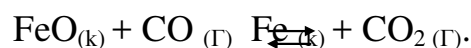
$$K = \frac{0,3^2}{0,12 \cdot (0,05)^2} = 300.$$

Для нахождения исходных концентраций  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  учтем, что согласно уравнению реакции из 1 моля  $\text{O}_2$  и двух молей  $\text{NO}$  образуется 2 моля  $\text{NO}_2$ .

$$[\text{NO}]_0 = 0,05 + 0,3 = 0,35 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{O}_2]_0 = 0,12 + 0,3/2 = 0,28 \text{ моль/л.}$$

**Пример 7.** Константа равновесия системы при некоторой температуре равна 0,5:



Найти равновесные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации этих веществ составляли  $[\text{CO}]_0 = 0,05$  моль/л,  $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$  моль/л.

**Решение.** Поскольку  $\text{FeO}$  и  $\text{Fe}$  – твердые вещества, их концентрации остаются постоянными и не входят в выражение константы равновесия:

$$K = \frac{[CO_2]}{[CO]}.$$

Выразим равновесные концентрации веществ через исходные и уменьшение концентрации СО к моменту наступления равновесия.

Пусть  $x$  – это уменьшение концентрации СО. Тогда равновесная концентрация  $[CO] = [CO]_0 - x = (0,05 - x)$  моль/л. Из уравнения реакции видно, что из одного моля СО образуется 1 моль  $CO_2$ . Следовательно, равновесная концентрация  $[CO_2] = [CO_2]_0 + x = (0,01 + x)$  моль/л.

Для вычисления  $x$  подставим числовые значения равновесных концентраций в выражение константы равновесия:

$$K = \frac{[CO_2]}{[CO]} = \frac{0,01 + x}{0,05 - x} = 0,5.$$

$$x = 0,01 \text{ моль/л}$$

$$[CO_2] = [CO_2]_0 + x = 0,01 + 0,01 = 0,02 \text{ моль/л.}$$

$$[CO] = [CO]_0 - x = 0,05 - 0,01 = 0,04 \text{ моль/л.}$$

**Пример 8.** В закрытом сосуде смешано 6 молей СО и 3 моля  $O_2$ . Реакция протекает при постоянной температуре. К моменту наступления равновесия в реакцию вступает 70 % первоначального количества  $O_2$ . Определить давление газовой смеси при равновесии, если исходное давление составляло 280 кПа.

**Решение.**  $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$ ,  $\Delta H < 0$  (экзотермическая)

Согласно условию задачи, в реакцию вступило 70 %, то есть 2,1 моля  $O_2$ , а осталось неизрасходованным 0,9 моль  $O_2$ . По уравнению реакции на каждые моль  $O_2$  расходуется 2 моля СО, причем образуется 2 моля  $CO_2$ . Следовательно, на 2,1 моля  $O_2$  в реакцию вступило 4,2 моля СО и образовалось 4,2 моля  $CO_2$ , осталось неизрасходованным  $6 - 4,2 = 1,8$  моль СО.

До протекания реакции общее число молей составляло  $6 + 3 = 9$  моль, а после достижения равновесия  $0,9 + 1,8 + 4,2 = 6,9$  моль.

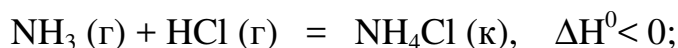
В закрытом сосуде при постоянной температуре давление газовой смеси пропорционально общему количеству составляющих ее газов. Следовательно, давление  $P$  при равновесии определится:

$$\frac{9}{6,9} = \frac{280}{P} \Rightarrow P = \frac{280 \cdot 6,9}{9} = 215 \text{ кПа.}$$

### 3.4. Контрольные задания

#### Вариант 1

1. Во сколько раз изменится скорость приведённой гомогенной (газовой) реакции:  $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2$  при увеличении давления в 3 раза?
2. В какую сторону сместится равновесие системы:

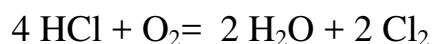


если: а) увеличить температуру?

б) уменьшить концентрацию аммиака?

#### Вариант 2

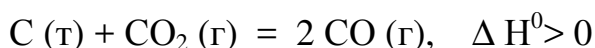
1. Напишите выражение для константы равновесия и скорости прямой реакции для гомогенной (газовой) системы:



2. В каком направлении произойдёт смещение равновесия указанной системы, если: а) уменьшить давление?  
б) увеличить концентрацию кислорода?

#### Вариант 3

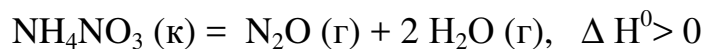
1. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции при увеличении концентрации реагирующих веществ в 2 раза?



2. Как изменится равновесие вышеприведённой системы, если:  
а) понизить температуру? б) понизить давление?

#### Вариант 4

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции, если объём приведённой системы уменьшить в 4 раза?

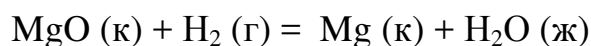


2. В каком направлении произойдёт смещение равновесия указанной системы, если: а) увеличить концентрацию оксида азота (I)  $\text{N}_2\text{O}$ ?

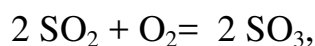
б) понизить температуру?

#### Вариант 5

1. Напишите выражения для константы равновесия и скорости обратной реакции гетерогенной системы:



2. В каком направлении пройдёт смещение равновесия гомогенной (газовой) системы:

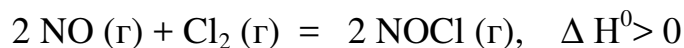


если: а) увеличить давление?

б) уменьшить концентрацию оксида серы (VI)  $\text{SO}_3$ ?

#### Вариант 6

1. Во сколько раз увеличится скорость приведённой прямой химической реакции, если увеличить давление в системе в 3 раза?



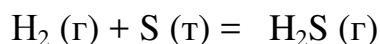
2. В каком направлении произойдёт смещение равновесия в вышеуказанной системе, если:

а) увеличить температуру?

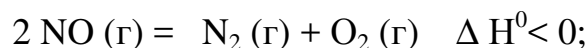
б) уменьшить давление?

### Вариант 7

1. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если увеличить объём приведённой системы в 2 раза?



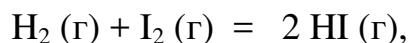
2. В каком направлении произойдёт смещение равновесия системы:



- если: а) понизить температуру?  
б) понизить давление?

### Вариант 8

1. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на  $30^\circ\text{C}$ , если  $\gamma = 2$ ?
2. В каком направлении произойдёт смещение равновесия в системе:



- если: а) увеличить концентрацию водорода?  
б) увеличить давление?

### Вариант 9

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций:

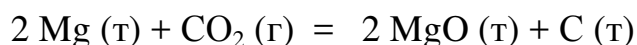


если давление увеличить в 3 раза?

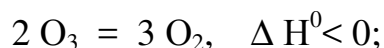
2. В какую сторону сместится равновесие в вышеуказанной системе, если:  
а) увеличить её объём?  
б) уменьшить концентрации  $\text{CO}_2$ ?

### Вариант 10

1. Напишите выражения для констант равновесия и скорости прямой реакции:



2. В какую сторону сместится равновесие системы:

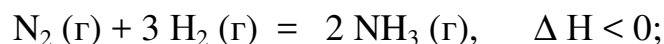


если: а) уменьшить температуру?

б) повысить давление?

#### Вариант 11

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции:



при уменьшении давления в 2 раза?

2. Как повлияет на равновесие в вышеуказанной системе:

а) увеличение температуры?

б) уменьшение концентрации аммиака?

#### Вариант 12

1. Напишите выражения для константы равновесия и скорости прямой реакции для гетерогенной системы:



2. Как повлияет на равновесие в вышеуказанной системе:

а) понижение температуры?

б) понижение давления?

#### Вариант 13

1. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы:



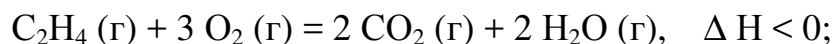
2. В какую сторону произойдёт смещение равновесия в вышеуказанной системе, если: а) увеличить давление?

б) понизить температуру?



### Вариант 14

1. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции:



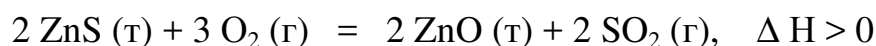
если увеличить давление в 2 раза?

2. Как повлияет на равновесие в вышеуказанной системе:

- а) увеличение концентрации кислорода?
- б) увеличение температуры?

### Вариант 15

1. Запишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы:

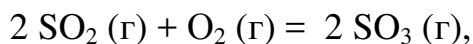


2. В какую сторону произойдёт смещение равновесия в вышеуказанной системе, если:

- а) уменьшить давление?
- б) увеличить температуру?

### Вариант 16

1. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции:



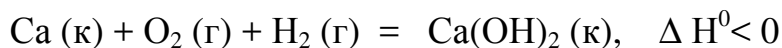
если уменьшить давление в 3 раза?

2. В какую сторону произойдёт смещение равновесия в вышеуказанной системе, если:

- а) увеличить объём системы?
- б) уменьшить концентрацию  $\text{SO}_2$ ?

### Вариант 17

1. Запишите выражения для константы равновесия гетерогенной системы:



2. Как изменится равновесие в вышеуказанной системе, если:

- а) увеличить температуру?
- б) уменьшить давление?

### Вариант 18

1. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции, если с увеличением температуры на  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  скорость химической реакции возросла в 9 раз.
2. В какую сторону сместится равновесие гомогенной (газовой) системы:  
 $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$  при:
  - а) понижении давления?
  - б) увеличении концентрации оксида углерода (II)?

### Вариант 19

1. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции с увеличением температуры на  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ , если  $\gamma = 2$ ?
2. Как изменится равновесие системы:  
$$2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}),$$
если:
  - а) увеличить давление?
  - б) увеличить концентрацию водорода?

### Вариант 20

1. Во сколько раз увеличится скорость гомогенной (газовой) реакции:  
$$2\text{NOCl} = 2\text{NO} + \text{Cl}_2$$
с увеличением концентрации  $\text{NOCl}$  в 4 раза?
2. В какую сторону произойдет смещение равновесия системы:  
$$\text{CaC}_2(\text{т}) + \text{N}_2(\text{г}) = \text{CaCN}_2(\text{т}) + \text{C}(\text{т}), \quad \Delta H^{\circ} < 0;$$
если:
  - а) уменьшить давление?
  - б) уменьшить температуру?

## 4. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

### 4.1. Правила техники безопасности при работе в лаборатории

К работе в лаборатории допускаются студенты, получившие инструктаж по технике безопасности и усвоившие следующие правила.

При подготовке к работе необходимо изучить соответствующий теоретический материал. Опыты можно начинать только после внимательного ознакомления с методикой, выяснения всех непонятных вопросов у преподавателя. Работать следует в халате, аккуратно, не суетясь, соблюдая максимальную осторожность. Запрещается проводить незапланированные опыты.

За каждым студентом в лаборатории закрепляется рабочее место, которое необходимо содержать в чистоте и не загромождать лишними предметами (сумками, книгами). Реактивы, пролитые или рассыпанные на стол или на пол, должны быть тотчас же убраны.

Все опыты с агрессивными и неприятно пахнущими веществами производятся в вытяжном шкафу.

Не наклоняйтесь над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости. При нагревании жидкостей в пробирках используйте держатели и направляйте пробирки отверстием от себя и от окружающих.

При разбавлении концентрированных растворов кислот и щелочей следует небольшими порциями вливать кислоту или щелочь в воду, а не наоборот, непрерывно перемешивая раствор.

При ожогах концентрированными растворами кислот обожженное место промывают большим количеством воды, а затем 2 % раствором пищевой соды  $\text{NaHCO}_3$ , после чего накладывают марлевую повязку, смоченную 2 % раствором перманганата калия. При попадании на кожу концентрированной щелочи ее смывают большим количеством воды, нейтрализуют 2 % раствором борной или уксусной кислот, затем накладывают марлевую повязку, смоченную спиртовым раствором танина

или 2 % раствором перманганата калия. При попадании какого-либо реактива в глаза следует их промыть большим количеством воды и немедленно обратиться к врачу.

При порезах стеклом рану необходимо продезинфицировать спиртом, раствором перманганата калия или перекисью водорода, а затем края обработать спиртовым раствором йода и перевязать. При попадании в дыхательные пути отравляющих газов (сероводорода, хлора, оксидов серы, азота и углерода) пострадавшего следует вывести на свежий воздух, а в более тяжелых случаях направить к врачу.

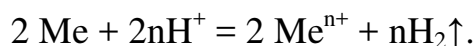
По окончании работы рабочее место следует привести в порядок и сдать лаборанту.

## 4.2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ И МОЛЯРНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

Цель работы. Приобретение навыков экспериментального определения эквивалентной и молярной массы двухвалентного металла по объему вытесненного водорода.

В основе работы лежит способность активных металлов (Mg, Al, Zn, Fe и др.) вытеснять водород из разбавленных растворов кислот (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) по реакции



Зная массу металла и измерив объем выделившегося в реакции водорода, по закону эквивалентов можно определить эквивалентную массу металла, а затем и его молярную массу.

На рисунке 2 изображена установка для выполнения эксперимента.

Установка состоит из бюретки 1 и воронки 2, соединенных резиновой трубкой 3, заполненных водой. Бюретка и воронка крепятся к штативу 4 и представляют собой сообщающиеся сосуды. К бюретке присоединена пробирка 5, в которой осуществляется реакция взаимодействия металла с кислотой.

Получите навеску металла у лаборанта. Перед началом работы убедитесь в герметичности установки. Для этого, проверив, плотно ли вставлены пробки в бюретку и пробирку, поднимите воронку на 10-15 см и зафиксируйте ее в этом положении. Если в течение 1-2 минут уровень воды в бюретке не изменяется, значит установка герметична, и можно приступать к работе.

Установив одинаковый уровень воды в бюретке и воронке, по нижнему краю мениска замерьте уровень воды ( $V_1$ ) в бюретке.

В пробирку налейте 4-5 мл 10 % -ной соляной кислоты. Фильтровальной бумагой высушите верхнюю часть пробирки. Держа пробирку в наклонном положении, осторожно поместите на край пробирки навеску металла так, чтобы после присоединении пробирки к установке металл находился ниже пробки, но не касался кислоты. Плотно закройте отверстие пробирки пробкой и приведите пробирку в вертикальное положение, чтобы весь металл опустился в кислоту; при этом начнется реакция.

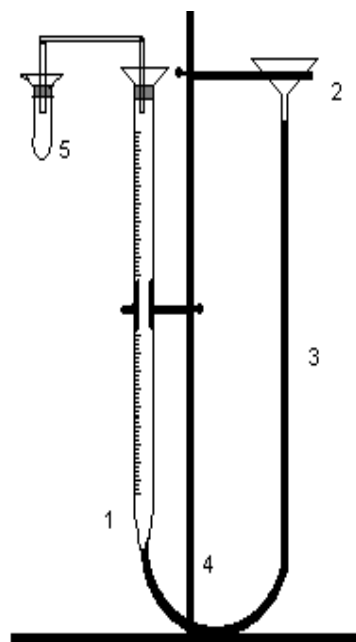


Рис. 2. Установка для определения эквивалентной массы металла

1-бюретка, 2-воронка, 3-резиновая трубка, 4-штатив, 5-пробирка

После того как реакция закончится, дайте пробирке охладиться (3-4 мин). Затем, опуская кольцо с воронкой, снова установите одинаковый уровень воды в бюретке и воронке, и вторично замерьте уровень воды в бюретке ( $V_2$ ).

Определите температуру опыта по термометру, а давление – по барометру.

Необходимо учесть, что водород, собранный над водой в бюретке, насыщен водяным паром. Поэтому общее давление в бюретке, равное атмосферному ( $P_{\text{атм}}$ ), складывается из парциальных давлений водорода ( $P_{\text{H}_2}$ ) и насыщенного водяного пара ( $P_{\text{H}_2\text{O}}$ ):  $P_{\text{атм}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$ . Тогда  $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$ . Давление водяного пара при температуре опыта определите, пользуясь таблицей 4.1.

Экспериментальные и расчетные данные внесите в таблицу 4.2.

## РАСЧЕТНАЯ ЧАСТЬ

По разности между двумя объемами воды рассчитайте объем выделившегося водорода  $V(\text{H}_2) = V_2 - V_1$ .

Расчет эквивалентной массы металла следует проводить двумя способами.

1. По массе выделившегося водорода ( $m(\text{H}_2)$ ).

Находят массу выделившегося водорода, используя уравнению Менделеева-Клайперона:

$$(P_{\text{атм.}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} \cdot RT,$$

а затем, по выражению закона эквивалентов, определяют экспериментальное значение эквивалентной массы  $M'_{\text{э}}(\text{Me})$ :

$$\frac{m_{(\text{Me})}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{M'_{\text{э}}(\text{Me})}{M_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

2. По объему выделившегося водорода.

Пользуясь уравнением объединенного газового закона, приводят объем полученного в результате реакции водорода ( $V_{\text{H}_2}$ ) к нормальным условиям ( $V_{0\text{H}_2}$ ):

$$\frac{P_0 \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{T_0} = \frac{(P_{\text{атм.}} - P_{\text{H}_2}) \cdot V_{(\text{H}_2)}}{T}$$

и также, по выражению закона эквивалентов, определяют экспериментальное значение эквивалентной массы  $M''_{\text{э}}(\text{Me})$ :

$$\frac{m_{(\text{Me})}}{V_{0(\text{H}_2)}} = \frac{M''_{\text{э}}(\text{Me})}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

где  $V_{\text{э}}(\text{H}_2) = 11,2$  л/моль;

Таблица 4.1

## ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ВОДЯНОГО ПАРА ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ

Температура, °С	Давление, Па	Температура, °С	Давление, Па	Температура, °С	Давление, Па
15	1693	20	2319	25	3132
16	1799	21	2452	26	3332
17	1919	22	2612	27	3532
18	2039	23	2786	28	3745
19	2173	24	2959		

Таблица 4.2

## ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ И РАСЧЕТНЫЕ ДАННЫЕ

Масса навески металла, г	Условия опыта					Объем водорода в условиях опыта, м <sup>3</sup>	Объем водорода, при н.у., м <sup>3</sup>	Молярная масса металла, г/моль		Эквивалентная масса металла, г/моль		Ошибка опыта	
	Темпе- ратур а, К	Давление, Па		Уровень воды, м <sup>3</sup>				опыт ная	теорет ическа я	опытн ая	теорети ческая	абсол ютная , г/мол ь	относ итель ная, %
		атмо сфер ное	насыщенн ого водяного пара	до опыт а	после опыта								
m (Me)	T	P <sub>атм</sub>	P(H <sub>2</sub> O)	V <sub>1</sub>	V <sub>2</sub>	V <sub>H<sub>2</sub></sub>	V <sub>0H<sub>2</sub></sub>	M оп.	M теор.	M <sub>э</sub> оп.	M <sub>э</sub> теор.	Δ абс.	Δ отн.



$V_0(\text{H}_2)$  – объем водорода, приведенный к нормальным условиям;

$P_0$  и  $T_0$  – значения давления и температуры при н.у.

Исходя из значения молярной массы металла  $M_{\text{оп.Ме}}$  и учитывая его валентность, по периодической системе элементов Д.И. Менделеева определяют металл и теоретическое значение его молярной массы  $M_{\text{теор.}(Ме)}$ . Затем рассчитывают теоретическое значение эквивалентной массы  $M_{\text{этеор.}(Ме)}$ :

$$M_{\text{Этеор.}(Ме)} = \frac{M_{\text{теор.Ме}}}{W}$$

Абсолютную и относительную погрешности (ошибки) опыта определяют по формулам:

$$\Delta_{\text{абс.}} = |M_{\text{теор.Ме}} - M_{\text{оп.Ме}}|; \quad \Delta_{\text{отн.}} = \frac{\Delta_{\text{абс}}}{M_{\text{теор.Ме}}} \cdot 100\%$$

### 4.3. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

#### Энергетика химических и фазовых превращений

Цель работы. Определение тепловых эффектов реакции нейтрализации и процесса растворения неорганических соединений.

**Опыт 1.** Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

Налейте в мерный цилиндр 50 мл раствора соляной кислоты концентрацией 1 моль/л и вылейте его в предварительно взвешенный калориметрический стакан. Накройте стакан крышкой, через 2 минуты измерьте температуру раствора в стакане ( $t_1$ ).

Из другого мерного цилиндра налейте 50 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 1 моль/л в калориметрический стакан с раствором соляной кислоты и осторожными круговыми движениями перемешайте

содержимое стакана. Определите по термометру с точностью до 0,1 °С максимальную температуру жидкости после сливания растворов ( $t_2$ ).

По полученным данным рассчитайте тепловой эффект ( $\Delta H$ ) реакции нейтрализации. Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в процессе реакции в калориметре, вычисляют по формуле

$$\Delta H = ( m_{\text{ж}} \cdot C_{\text{ж}} + m_{\text{ст}} \cdot C_{\text{ст}} ) \Delta t , \quad (1)$$

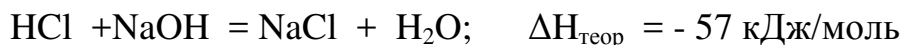
где  $m_{\text{ж}}$  и  $m_{\text{ст}}$  – соответственно массы жидкости и стакана ;

$\Delta t$  – изменение температуры за время опыта ( $\Delta t = t_2 - t_1$ ) ;

$C_{\text{ж}}$  и  $C_{\text{ст}}$  – соответственно удельные теплоемкости жидкости и стекла.

Удельная теплоемкость стекла  $C_{\text{ст}} = 0,75$  Дж/г·К. Удельная теплоемкость жидкости принята равной удельной теплоемкости воды  $C_{\text{ж}} = 4,18$  Дж/г·К.

Установлено, что при реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием на 1 моль образующейся воды выделяется 57 кДж тепла, т.е.



Количество вещества ( $\nu$ ) кислоты или основания рассчитывают по формуле

$$\nu = C_{\text{М}} \cdot V ,$$

где  $C_{\text{М}}$  – молярная концентрация кислоты или основания, моль/л ;

$V$  – объем раствора кислоты или основания, л.

Пересчитайте количество теплоты  $\Delta H$ , определенное из уравнения (1), на один моль образующейся при реакции воды ( $\Delta H_{\text{оп}}$ ). Сравните экспериментальное значение теплового эффекта реакции нейтрализации ( $\Delta H_{\text{оп}}$ ) с теоретически рассчитанным ( $\Delta H_{\text{теор}}$ ) и вычислите погрешности опыта:

$$\text{абсолютная} \quad \Delta_{\text{абс}} = | \Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{оп}} | ,$$

$$\text{относительная} \quad \Delta_{\text{отн}} = \Delta_{\text{абс}} / \Delta H_{\text{теор}}$$

Экспериментальные и расчетные данные занесите в таблицу 4.3.

## Экспериментальные и расчетные данные

Объемы растворов, л		Температура раствора, °С			Тепловой эффект, кДж/моль		Погрешности	
V(HCl)	V(NaOH)	До реакции $t_1$	После реакции $t_2$	$\Delta t$	$\Delta H$	$\Delta H_{оп.}$	$\Delta_{абс.}$	$\Delta_{отн.}$

**Опыт 2.** Изучение теплового эффекта процесса растворения неорганических соединений

**А.** В стакан почти до дна опустите закрепленный на штативе термометр. Поместите 20 г твердого гидроксида натрия в стакан так, чтобы был закрыт ртутный баллон термометра. Затем налейте в стакан 50 мл воды и осторожно перемешайте смесь стеклянной палочкой. По термометру наблюдайте изменение температуры.

**Б.** В стакан почти до дна опустите закрепленный на штативе термометр и поместите 30 г кристаллического нитрата аммония в стакан так, чтобы был закрыт баллон термометра. Затем налейте 50 мл воды в стакан и поместите в него пробирку, на четверть наполненную водой. Осторожно перемешайте смесь стеклянной палочкой. При растворении  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  температура опускается ниже  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , и вода в пробирке замерзает. Аналогичный эффект проявляют при растворении в воде и другие вещества ( нашатырь  $\text{NH}_4\text{Cl}$  , калийная селитра  $\text{KNO}_3$ , тиосульфат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  ).

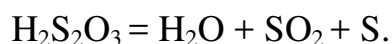
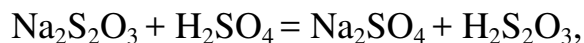
Сформулируйте вывод о тепловом эффекте растворения твердых веществ.

#### 4.4. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

##### Скорость химических реакций. Химическое равновесие

##### Опыт 1. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на скорость реакции

В реакции между серной кислотой и тиосульфатом натрия:



Нерастворимая сера выделяется в виде мути. Время от начала реакции до появления первых следов мути зависит от концентрации реагирующих веществ и температуры.

*Проведение опыта.* Возьмите 8 пронумерованных пробирок. В четыре пробирки (1, 2, 3, 4) налейте указанное в таблице количество мл раствора тиосульфата натрия и воды, тщательно перемешайте. Массовая доля раствора тиосульфата натрия  $\omega_0 = 7\%$ , плотность –  $\rho = 1,049$  г/мл. В другие (1а, 2а, 3а, 4а) четыре пробирки отмерьте из бюретки по 6 мл раствора серной кислоты. Влейте в пробирку №1 отмеренное количество серной кислоты №1а, хорошо перемешайте, отсчитайте время по секундомеру с момента сливания до появления мути в пробирке. При прочих равных условиях, относительную скорость реакции можно определить как величину, обратно пропорциональную найденному времени ( $\nu = 1/\tau$ ).

Произведите такие же опыты со всеми другими пробирками. Результаты опыта сведите в таблицу 4.4.

Таблица 4.4

№ пробирки	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $V(a)$ , мл	Объем $\text{H}_2\text{O}$ $V(e)$ , мл	Объем раствора $\text{H}_2\text{SO}_4$ $V$ , мл	Массовая доля $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в растворе, $\omega$ , %	Промежуток времени от начала отсчета до помутнения $\tau$ , с	Относительная скорость реакции, $\mathcal{U} = 1/\tau$
1	6	0	6			
2	4	2	6			
3	3	3	6			
4	2	4	6			

Массовая доля  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  в растворе рассчитывается по формуле:

$$\omega = \frac{m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{m_{\text{р-ра}} + m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\%,$$

где  $m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$  – масса тиосульфата натрия в растворе, г;

$m_{\text{р-ра}}$  – масса раствора тиосульфата натрия, г;

$m(\text{H}_2\text{O})$  – масса добавленной воды, г.

Масса  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  рассчитывается по формуле:

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = (\omega_0 \cdot V(a) \cdot \rho) / 100\%.$$

Масса раствора рассчитывается по формуле:

$$m_{\text{р-ра}} = V(a) \cdot \rho.$$

Масса добавленной воды рассчитывается по формуле:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(e) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}),$$

где  $\rho(\text{H}_2\text{O})$  – плотность воды,  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$  г/мл.

Постройте график зависимости скорости реакции  $\mathcal{U}$  (ось  $y$ ) от концентрации  $C$  (ось  $x$ ). В соответствии с законом действия масс зависимость скорости реакции от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

## Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции

В четыре пробирки пронумерованные (1, 2, 3, 4) налейте из бюретки по 4 мл раствора тиосульфата натрия, а в четыре другие (1а, 2а, 3а, 4а) по 4 мл серной кислоты, хорошо перемешайте. Все пробирки поместите в термостойкий стакан с водой и через 5 минут, измерив температуру воды, слейте содержимое пробирок 1 и 1а, перемешайте и отсчитайте по секундомеру время до появления мути.

Стакан с другими пробирками нагрейте на  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  выше первоначальной температуры и повторите опыт с пробирками 2 и 2а. Повышая температуру на  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ , проведите опыты с оставшимися пробирками. Данные занесите в таблицу 4.5.

Таблица 4.5

Номер пробирки	Температура опыта, $t^{\circ}\text{C}$	Промежуток времени от начала отсчета до помутнения $\tau$ , с	Скорость реакции $\nu = 1/\tau$
1			
2			
3			
4			

Постройте график зависимости скорости реакции  $\nu$  (ось y) от температуры  $t$  (ось x). Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции. На основании экспериментальных данных рассчитайте температурный коэффициент скорости данной реакции.

## Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции

В пробирку налейте 5 мл раствора бихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и на 3-4 минуты поставьте ее в стакан с горячей водой. К подогретому раствору добавьте 1 мл раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Раствор в пробирке быстро темнеет. Это связано с образованием промежуточного соединения типа  $\text{K}_2[\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}]$ . Через 1-2 минуты начинается быстрое разложение промежуточного

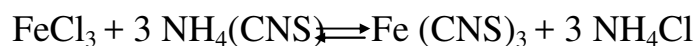
соединения – выделяется кислород (реакция диспропорционирования). С помощью тлеющей лучины подтвердите выделение кислорода.

По окончании реакции вновь появляется оранжевая окраска, свойственная катализатору – дихромату калия.

Составьте уравнение реакции разложения  $H_2O_2$ . Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

#### Опыт 4. Химическое равновесие

В стаканчик налейте 20 мл воды и добавьте по 1-2 капли насыщенных растворов  $FeCl_3$  и  $NH_4CNS$ .



Окрашенный в красный цвет раствор разлейте поровну в четыре пробирки. В одну пробирку добавьте 2-3 капли насыщенного раствора  $FeCl_3$ . В другую пробирку налейте 2-3 капли насыщенного раствора  $NH_4CNS$ . В третью пробирку добавьте кристаллик  $NH_4Cl$ . Четвертую пробирку оставляют для сравнения. Сопоставляя интенсивность окрасок полученных растворов с цветом раствора в четвертой пробирке и пользуясь выражением константы химического равновесия, объясните изменение окраски растворов в первой, второй, третьей пробирках. Данные занесите в таблицу 4.6.

Таблица 4.6

№ п/п	Добавленный раствор	Изменение окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (влево, вправо)
1			
2			
3			

## Список рекомендуемой литературы

1. Общая и неорганическая химия: Учебник / Ахметов Н.С.– Санкт-Петербург: Лань, 2021. - 744 с.
2. Общая химия. Учебник / Под ред. Дунаева С.Ф.. - М.: Academia, 2017. - 160 с.
3. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / Под ред. Денисова В.В., Таланова В.М.. - Рн/Д: Феникс, 2018. - 144 с.
4. Аликина, И.Б. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум : Учебное пособие для вузов / И.Б. Аликина, С.С. Бабкина, Л.Н. Белова и др. - Люберцы: Юрайт, 2016. - 477 с.
5. Глинка, Н.Л. Общая химия: Учебник для академического бакалавриата / Н.Л. Глинка. - Люберцы: Юрайт, 2020. - 729 с.
6. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: /Учебно-практическое пособие/ Под ред. В.А.Попкова, А.В. Бабкова - М: Юрайт, 2021. - 236 с.
7. Грибанова, О.В. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / О.В. Грибанова. - Рн/Д: Феникс, 2019. - 416 с.
8. Дунаев, С.Ф. Общая химия: Учебник / С.Ф. Дунаев. - М.: Академия, 2018. - 160 с.
9. Френкель, Е.Н. Общая химия. Самоучитель. Эффективная методика, которая поможет сдать экзамены и понять химию / Е.Н. Френкель. - М.: АСТ, 2017. - 672 с.
10. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. - М.: Ленанд, 2018. - 600 с.



## Содержание

	Стр.
Введение .....	3
1. Основные понятия и законы химии.....	4
1.1. Основные понятия.....	4
1.2. Основные законы химии.....	8
1.3. Задачи с решениями по теме "Основные законы и понятия химии".....	12
1.4. Контрольные задания.....	15
2. Энергетика химических реакций... ..	21
2.1. Основные понятия химической термодинамики. ....	21
2.2. Задачи с решениями по теме "Энергетика химических реакций".....	31
2.3. Контрольные задания. ....	34
3. Основы химической кинетики. Химическое равновесие. ....	39
3.1. Основные понятия химической кинетики. ....	39
3.2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.....	41
3.3. Задачи с решениями по теме " Основы химической кинетики. Химическое равновесие ". ....	48
3.4. Контрольные задания. ....	53
4. Лабораторный практикум .....	59
4.1. Правила техники безопасности при работе в лаборатории. ....	59
4.2. Лабораторная работа № 1. Определение эквивалентной и молярной массы металла. ....	61
4.3. Лабораторная работа № 2. Энергетика химических и фазовых превращений.....	65
4.4. Лабораторная работа № 3. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	68
Список рекомендуемой литературы .....	72

**ПРИЛОЖЕНИЕ**

Таблица 1

**Термодинамические константы некоторых веществ**

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
Ag (к)	0	42,6	0
AgBr (к)	- 99,16	107,1	- 95,94
AgCl (к)	- 126,8	96,07	- 109,7
AgI (к)	- 64,2	114,2	- 66,3
AgF (к)	- 202,9	83,7	- 184,9
AgNO <sub>3</sub> (к)	- 120,7	140,9	- 32,2
Ag <sub>2</sub> O (к)	- 30,56	121,7	- 10,82
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	- 506,1	167,4	- 437,1
Al (к)	0	28,31	0
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1676,0	50,94	-1582,0
Al(OH) <sub>3</sub> (к)	- 1275,7	71,1	- 1139,72
AlCl <sub>3</sub> (к)	- 697,4	167,0	- 636,8
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к)	- 3434,0	239,2	- 3091,9
As (к)	0	35,1	0
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	- 656,8	107,1	- 575,0
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	- 918,0	105,4	- 772,4
Au (к)	0	47,65	0
AuF (к)	- 74,3	96,4	- 58,6
AuF <sub>3</sub> (к)	- 348,53	114,2	- 297,48
Au(OH) <sub>3</sub> (к)	- 418,4	121,3	- 289,95
AuCl <sub>3</sub> (к)	- 118,4	146,4	- 48,53
B (к)	0	5,87	0
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	- 1264,0	53,85	- 1184,0
B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (к)	31,4	232,9	82,8
Ba (к)	0	64,9	0
BaO (к)	- 556,6	70,3	- 528,4
BaCO <sub>3</sub> (к)	- 1202,0	112,1	- 1138,8
Be (к)	0	9,54	0
BeO (к)	- 598,7	14,1	- 581,6
BeCO <sub>3</sub> (к)	- 981,57	199,4	- 944,75
Bi (к)	0	56,5	0
BiCl <sub>3</sub> (г)	- 270,7	356,9	- 260,2
Br <sub>2</sub> (г)	30,92	245,35	3,14

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
С (алмаз)	1,897	2,38	2,866
С (графит)	0	5,74	0
СО (г)	- 110,5	197,5	- 137,1
СО <sub>2</sub> (г)	- 393,5	213,7	- 394,4
СОСl <sub>2</sub> (г)	- 223,0	289,2	- 210,5
СS <sub>2</sub> (г)	115,3	237,8	65,1
СS <sub>2</sub> (ж)	87,8	151,0	63,6
ССl <sub>4</sub> (ж)	- 135,4	214,4	- 64,6
СН <sub>4</sub> (г)	- 74,9	186,2	- 50,8
С <sub>2</sub> Н <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
С <sub>2</sub> Н <sub>4</sub> (г)	52,3	219,4	68,1
С <sub>2</sub> Н <sub>6</sub> (г)	- 89,7	229,5	- 32,9
С <sub>6</sub> Н <sub>6</sub> (г)	82,9	269,2	129,7
С <sub>6</sub> Н <sub>6</sub> (ж)	49,03	173,26	124,38
СН <sub>3</sub> ОН (ж)	- 238,7	126,7	- 166,31
С <sub>2</sub> Н <sub>5</sub> ОН (ж)	- 277,6	160,7	- 174,8
СН <sub>3</sub> СООН (ж)	- 484,9	159,8	- 392,46
С <sub>6</sub> Н <sub>12</sub> О <sub>6</sub> (глюкоза)	- 1273,0	-	- 919,5
Са (к)	0	41,62	0
СаО (к)	- 635,1	39,7	- 604,2
СаF <sub>2</sub> (к)	- 1214,0	68,87	- 1161,0
СаСl <sub>2</sub> (к)	- 785,8	113,8	- 750,2
СаС <sub>2</sub> (к)	- 62,7	70,3	- 67,8
Са3N <sub>2</sub> (к)	- 431,8	104,6	- 368,6
Са(ОН) <sub>2</sub> (к)	- 986,6	76,1	- 896,8
СаSO <sub>4</sub> (к)	- 1424,0	106,7	- 1320,3
СаSiO <sub>3</sub> (к)	- 1579,0	87,45	- 1495,4
Са3(РО <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (к)	- 4125,0	240,9	- 3899,5
СаСО <sub>3</sub> (к)	-1206,0	92,9	1128,8
Сl <sub>2</sub> (г)	0	223,0	0
Сl <sub>2</sub> О (г)	76,6	266,2	94,2
СlО <sub>2</sub> (г)	105,0	257,0	122,3
Сl <sub>2</sub> О <sub>7</sub> (ж)	251,0	-	-
Сг (к)	0	23,76	0

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	- 1141,0	81,1	- 1046,84
Cr(CO) <sub>6</sub> (к)	- 1075,62	359,4	- 982,0
Cs (к)	0	84,35	0
Cs <sub>2</sub> O (к)	- 317,6	123,8	- 274,5
CsOH (к)	- 406,5	77,8	- 355,2
Cu (к)	0	33,3	0
Cu <sub>2</sub> O (к)	- 167,36	93,93	- 146,36
CuO (к)	-165,3	42,64	-127,19
Cu(OH) <sub>2</sub> (к)	- 443,9	79,50	- 356,90
CuF <sub>2</sub> (к)	- 530,9	84,5	- 485,3
CuCl <sub>2</sub> (к)	- 205,9	113,0	- 166,1
CuBr <sub>2</sub> (к)	- 141,42	142,34	- 126,78
CuI <sub>2</sub> (к)	- 21,34	159,0	- 23,85
Cu <sub>2</sub> S (к)	- 82,01	119,24	- 86,19
CuS (к)	- 48,5	66,5	- 48,95
CuSO <sub>4</sub> (к)	- 771,1	113,3	- 661,91
CuCO <sub>3</sub> (к)	- 594,96	87,9	- 517,98
Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	- 307,11	193,3	- 114,22
Fe (к)	0	27,15	0
FeO(к)	- 263,68	58,79	- 244,35
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-821,32	89,69	-740,99
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-1117,1	146,2	-1014,2
Fe(OH) <sub>3</sub> (к)	- 824,25	96,23	- 694,54
FeCl <sub>2</sub> (к)	- 341,0	119,66	- 302,08
FeCl <sub>3</sub> (к)	- 405,0	130,1	- 336,39
FeSO <sub>4</sub> (к)	- 922,57	107,51	- 829,69
FeCO <sub>3</sub> (к)	- 744,75	92,9	- 637,88
GeO (к)	- 305,4	50,2	- 276,1
GeO <sub>2</sub> (к)	- 539,74	52,30	- 531,4
H <sub>2</sub> (г)	0	130,6	0
H <sub>2</sub> O (г)	- 241,84	188,74	- 228,8
H <sub>2</sub> O (ж)	- 285,84	69,96	- 237,5
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (ж)	- 187,36	105,86	- 117,57
HBr (г)	- 36,23	198,48	- 53,22

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
HCl (г)	- 92,3	186,7	- 95,27
HCl (ж)	- 167,5	55,2	- 131,2
HClO (ж)	- 116,4	129,7	80,0
HCN (г)	-135,0	113,1	-125,5
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	25,94	206,33	1,30
HIO (ж)	- 158,9	24,32	- 98,7
HN <sub>3</sub> (ж)	- 264,0	140,6	- 238,8
HNO <sub>3</sub> (ж)	- 173,0	156,16	- 79,91
HPO <sub>3</sub> (ж)	- 982,4	150,6	- 902,91
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (ж)	- 1271,94	200,83	- 1147,25
H <sub>2</sub> S (г)	- 20,15	205,64	- 33,02
H <sub>2</sub> S (ж)	- 39,33	122,2	- 27,36
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж)	- 811,3	156,9	- 742,0
H <sub>2</sub> Se (г)	85,77	221,3	71,13
H <sub>2</sub> Te (г)	154,39	234,3	138,48
Hg(к)	0	76,1	0
HgCl <sub>2</sub> (к)	- 230,12	144,35	- 185,77
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (к)	- 264,85	195,81	- 210,66
I <sub>2</sub> (к)	0	116,73	0
I <sub>2</sub> (г)	62,24	260,58	19,4
K (к)	0	64,35	0
KCl (к)	- 435,9	82,6	- 408,0
KClO <sub>3</sub> (к)	- 391,2	143,0	- 289,9
KH (к)	- 56,9	67,95	- 38,49
KHSO <sub>4</sub> (к)	- 1158,1	187,89	- 1043,49
KNO <sub>2</sub> (к)	- 370,28	117,15	- 281,58
KNO <sub>3</sub> (к)	- 492,71	132,93	- 393,13
K <sub>2</sub> O (к)	- 361,5	87,0	- 193,3
KOH (к)	- 425,93	59,41	- 374,47
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	- 1433,44	175,73	- 1316,37
Li (к)	0	28,03	0

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
Li <sub>2</sub> O(к)	- 595,8	37,9	- 560,2
LiOH(к)	- 487,8	42,81	- 443,1
Mg (к)	0	32,55	0
MgCl <sub>2</sub> (к)	-641,1	89,9	-591,6
MgCO <sub>3</sub> (к)	- 1096,21	65,69	- 1029,3
Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub> (к)	-461,1	87,9	-400,9
MgO (к)	- 601,24	26,94	- 569,6
Mg(OH) <sub>2</sub> (к)	- 924,66	63,14	- 833,7
MnSO <sub>4</sub> (к)	- 1063,74	112,13	- 955,96
N <sub>2</sub> (г)	0	191,5	0
NH <sub>3</sub> (г)	-46,19	192,5	-16,64
NH <sub>4</sub> Cl (к)	- 315,39	94,56	- 343,64
NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> (к)	-256,1	-	-
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (к)	-365,4	151	-183,8
NH <sub>4</sub> OH (ж)	- 366,69	179,9	- 263,8
N <sub>2</sub> O (г)	81,55	220,0	103,6
NO (г)	90,37	210,62	86,69
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г)	83,3	307,0	140,5
NO <sub>2</sub> (г)	33,89	240,45	51,84
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,37	304,3	98,29
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	-42,7	178	114,1
Na (к)	0	51,42	0
NaCl (к)	- 410,9	72,36	- 384,0
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	- 1129,0	136,0	- 1047,7
Na <sub>2</sub> O (к)	- 430,6	71,1	- 376,6
NaOH (к)	- 426,6	64,18	- 377,0
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	- 1384,0	149,4	- 1266,8
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (к)	- 1518,0	113,8	- 1426,7
NiO (к)	- 239,7	38,0	- 211,6
O <sub>2</sub> (г)	0	205,03	0
OF <sub>2</sub> (г)	25,1	247,0	42,5
P (красный)	- 18,41	22,8	- 13,81
PCl <sub>3</sub> (г)	- 277,0	311,7	- 286,27

Продолжение табл. 1

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
PCl <sub>5</sub> (г)	– 369,25	362,9	– 324,55
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	–820	173,5	—
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	–1492	114,5	–1348,8
Pb(к)	0	64,9	0
PbCl <sub>2</sub> (к)	– 359,2	136,4	– 313,97
PbO (к)	–217,86	67,4	–188,49
PbO <sub>2</sub> (к)	–276,6	76,44	–218,99
PbS (к)	– 94,28	91,20	– 92,68
PbSO <sub>4</sub> (к)	–918,1	147,28	– 811,24
Rb(к)	0	76,2	0
Pb <sub>2</sub> O (к)	– 330,12	109,6	– 290,79
PbOH (к)	– 413,8	70,7	– 364,43
S (ромб)	0	31,88	0
SO <sub>2</sub> (г)	– 296,9	248,1	– 300,37
SO <sub>3</sub> (г)	–395,2	256,23	–370,37
SiCl <sub>4</sub> (ж)	– 687,8	239,7	—
SiH <sub>4</sub> (г)	– 34,7	204,6	57,2
SiO <sub>2</sub> (кварц)	–910,9	41,8	– 856,7
SnO (к)	– 286,0	56,74	– 257,32
SnO <sub>2</sub> (к)	– 580,8	52,34	– 519,65
SrO (к)	–590,4	54,4	–559,8
SrCO <sub>3</sub> (к)	–1221,3	97,1	–1137,6
Zn (к)	0	41,59	0
ZnO (к)	– 349,0	43,5	– 318,19
ZnS (к)	– 201,0	57,7	– 198,32
ZnSO <sub>4</sub> (к)	– 978,2	124,6	– 871,57

Условные обозначения: к – кристаллический; г – газообразный; ж – жидкий; ромб – ромбический.

Электронное учебное издание

Елена Анатольевна **Перевалова**

**ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**  
Учебное пособие

*Электронное издание сетевого распространения*

Редактор Матвеева Н.И.

Темплан 2021 г. Поз. № 28.

Подписано к использованию 07.06.2021. Формат 60x84 1/16.

Гарнитура Times. Усл. печ. л. 5,0.

Волгоградский государственный технический университет.  
400005, г. Волгоград, пр. Ленина, 28, корп. 1.

ВПИ (филиал) ВолгГТУ.  
404121, г. Волжский, ул. Энгельса, 42а.