

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
для обучающихся по организации и проведению практических занятий
по дисциплине «ХИМИЯ»
для студентов специальности 31.05.03 Стоматология

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Закон эквивалентов (И. Рихтер) В молекулярных соединениях массы составляющих их элементов относятся между собой как их эквиваленты или массы взаимодействующих веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов ($M_{\text{э}}$):

$$\frac{m_1}{M_{\text{э}(1)}} = \frac{m_2}{M_{\text{э}(2)}}, \quad (1.2)$$

где m_1 и m_2 – массы реагирующих веществ, г, кг,

$M_{\text{э}(1)}$ и $M_{\text{э}(2)}$ – молярные массы эквивалентов этих веществ, г/моль ; кг/моль .

Химический эквивалент вещества это реальная или условная часть молекулы или атома (иона), которая может присоединять, высвобождать или другим способом быть эквивалентна атому водорода или катиону в ионообменных реакциях или электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Моль эквивалентов – называется такое его количество, которое соединяется с 1 *молем* атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Массу одного моля эквивалента называют **молярной массой эквивалента вещества** ($M_{\text{э}}$). Молярные массы эквивалентов веществ измеряют в г/моль .

Поскольку молярная масса какого-либо вещества численно совпадает с его относительной молекулярной массой, то из закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс простых и сложных веществ:

$$M_{\mathcal{E}(\text{элемента})} = \frac{M_{\text{элемента}}}{\text{Валентность элемента}}, (1.3)$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{оксида})} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}}, (1.4)$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{кислоты})} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность кислоты}}, (1.5)$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{основания})} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность основания}}, (1.6)$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{соли})} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}. (1.7)$$

M – мольная масса соединений, г/моль.

При решении некоторых задач, в условиях которых содержатся сведения об объёмах газообразных участников реакции, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объёма.

Эквивалентным объёмом $\mathcal{E}_V$ называется объём, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентом вещества. Значение эквивалентного объёма вещества, находящегося в газообразном состоянии, можно найти, зная, что в мольном объёме любого газа, состоящего из одноатомных молекул, содержится 1 моль атомов, состоящего из двухатомных молекул – 2 моля атомов и т.д. Например, в 22,4 л H_2 содержится при нормальных условиях 2 моля атомов водорода. Поскольку эквивалент атомов водорода равен 1 моль, то в 22,4 л H_2 содержится 2 эквивалента атомов водорода.

Следовательно, эквивалентный объём молекул H_2 равен

$$\mathcal{E}_V(H_2) = \frac{22,4}{1 \cdot 2} = 11,2 \text{ л/моль.} \quad \text{Рассуждая аналогично, вычислим}$$

$$\text{эквивалентный объём газообразного кислорода } \mathcal{E}_V(O_2) = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Вопросы для подготовки:

1. Вычислите эквивалент H_3PO_4 , при реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и средние соли.
2. Найдите эквивалент H_2SO_4 и $Cu(OH)_2$ в следующих реакциях:
 - а) $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;
 - б) $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;
 - в) $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;
 - г) $Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O$.
3. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .
4. В какой массе $NaOH$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г KOH ?
5. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
6. Олово образует два оксида. Первый содержит 78,8 %, второй - 88,2 % олова. Вычислите эквивалент олова в этих оксидах.
7. Из 1,35 г оксида металла получается 2,85 г сульфата этого же металла $MeSO_4$. Вычислите эквивалент металла.
8. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
9. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы этого элемента.
10. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.).

11. Один оксид марганца содержит 22,56% кислорода, а другой 50,50%. Вычислите эквиваленты марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

12. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,80 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Какова мольная масса указанных веществ?

13. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата; в) ортофосфата натрия.

14. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

15. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 1,5 г двухвалентного металла требуется 0,69 л кислорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

16. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

17. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (HCl) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) дихлорид гидроксожелеза (III); в) хлорид железа (III). Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций?

18. При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите эквивалент оксида и эквивалент металла.

19. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы:

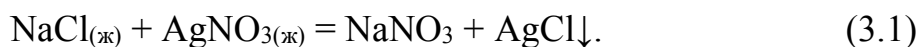
а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

20. Вещество содержит 39,0 г серы, эквивалент которой 16,0 г/моль и мышьяк. Вычислите эквивалент и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

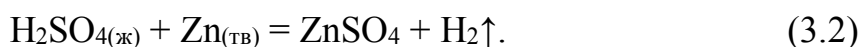
Однородная часть системы, обладающая одинаковым составом во всех точках и одинаковыми свойствами, называется **фазой**. Если исходные вещества образуют одну фазу, реакция называется **гомогенной**.

Примером гомогенной реакции может служить реакция:



Реакция в данном случае протекает в растворе, нитрат серебра (раствор) и хлорид натрия (раствор) образуют одну фазу.

Если исходные вещества образуют каждое свою фазу, реакция называется **гетерогенной**. Примером гетерогенной реакции является реакция:



Цинк (металл) и серная кислота (раствор) образуют каждый свою фазу. Реакция проходит на поверхности раздела фаз.

Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \quad (3.3)$$

где C_2 – концентрации реагирующих веществ за время τ_2 , C_1 – концентрации

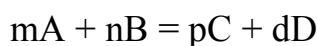
реагирующих веществ за время τ_1 , ΔC – изменение концентрации реагирующих веществ за период времени.

Знак минус указывает на то, что концентрация исходных веществ с течением времени уменьшается, т. е. $C_2 < C_1$. Величина скорости реакции – величина положительная.

Скорость химических реакций зависит от температуры, концентрации, природы реагирующих веществ и давления газов.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции выражает **закон действующих масс**: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, причем, каждая концентрация берется в степени стехиометрического коэффициента.

Для реакции



скорость реакции будет:

$$v = kC_A^m \cdot C_B^n \quad (3.4)$$

где k – константа скорости реакции, зависящая от природы реагирующих веществ и от температуры. Значения константы скорости в зависимости от температуры приводятся в справочниках.

Так, например, для реакции (3.1) скорость будет равна:

$$v = kC_{\text{NaCl}} \cdot C_{\text{AgNO}_3},$$

а для реакции (3.2):

$$v = kC_{\text{H}_2\text{SO}_4}.$$

Влияние температуры на скорость реакции выражается **правилом Вант-Гоффа**: при постоянной концентрации исходных веществ при повышении температуры на каждые 10° , скорость химической реакции увеличивается в 3-4 раза.

$$v_k = v_n \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (3.5)$$

где v_n – скорость реакции при начальной температуре t_1 ; v_k – скорость реакции

при конечной температуре t_2 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции, показывающий во сколько раз изменится константа скорости реакции при изменении температуры на каждые десять градусов.

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t}. \quad (3.6)$$

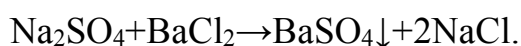
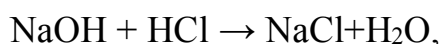
Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания.

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом увеличивается.

Все химические реакции можно разделить на необратимые и обратимые.

Необратимые реакции идут в одном направлении до конца, т. е. исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции.

Признаки необратимости реакции: выделение газа, осадка, образование слабого электролита. Например,

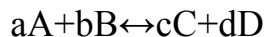


Химические реакции, протекающие как в прямом, так и в обратном направлении, называются **обратимыми**.

Когда скорость прямой реакции будет равна скорости обратной реакции, в системе наступает **химическое равновесие**. Это такое состояние системы, когда химические реакции идут одновременно в двух противоположных направлениях с одинаковой скоростью, вследствие чего

состав системы остается постоянным.

Химическое равновесие характеризует **константа равновесия**. Константа равновесия химической реакции – это отношение константы скорости прямой реакции к константе скорости обратной реакции.



Скорость прямой реакции:

$$v_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b.$$

Скорость обратной реакции:

$$v_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d,$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k_1}{k_2} \cdot \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}.$$

Обозначим $k = \frac{k_1}{k_2}$, тогда

$$\frac{v_1}{v_2} = k \cdot \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d},$$

$$k = \frac{v_1}{v_2} \cdot \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Так как $v_1 = v_2$, то есть $\frac{v_1}{v_2} = 1$. Отсюда,

$$k = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}. \quad (3.7)$$

Константа равновесия не зависит от концентрации реагирующих веществ, но изменяется с температурой. Значения констант равновесия являются справочными данными.

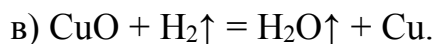
Например, для обратимой реакции $Cl_2 + H_2 \leftrightarrow 2HCl$ выражение константы равновесия имеет вид:

$$k = \frac{C_{HCl}^2}{C_{H_2} \cdot C_{Cl_2}}.$$

Направление смещения равновесия указывает *закон Ле-Шателье*: если изменить одно из условий (температуру, давление или концентрацию), при которых система находится в равновесии, то равновесие смещается в направлении, которое противодействует произведенному изменению.

Вопросы для подготовки:

1. Что такое скорость химической реакции? От каких факторов она зависит?
2. Сформулируйте закон действующих масс.
3. Напишите выражение закона действия масс для реакций:
 - а) $2\text{SO}_{2(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\Gamma)}$;
 - б) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_{2(\Gamma)}$;
 - в) $\text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\uparrow = 2\text{NH}_3\uparrow$.
4. Почему и как влияет повышение температуры на скорость реакции?
5. В реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}\uparrow$ концентрация водорода увеличивается в 2 раза. Во сколько раз возрастает скорость реакции?
6. Во сколько раз увеличивается скорость реакции если температура повысилась на 30°C , а $\gamma = 3$?
7. Что такое катализ и катализатор?
8. Какие реакции называются необратимыми? Каковы признаки необратимости реакции?
9. Обратимые реакции, их особенность.
10. Чем характеризуется химическое равновесие?
11. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
12. Привести примеры гомогенной и гетерогенной реакций.
13. Учитывая агрегатное состояние веществ в системе, составьте уравнения константы равновесия для реакций:
 - а) $\text{CaO}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_{2(\Gamma)} = \text{CaCO}_{3(\text{ТВ})}$;
 - б) $2\text{CO}\uparrow + \text{O}_2\uparrow = 2\text{CO}_2\uparrow$;



Укажите, в каком направлении будет смещаться равновесие этих реакций при повышении давления.

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Растворы – твердая, газообразная или жидкая гомогенная система, состоящая из двух или нескольких компонентов, а также продуктов их взаимодействия.

Причиной образования растворов является межмолекулярное взаимодействие частиц растворенного вещества и растворителя, в результате которого происходит изменение свойств растворенного вещества. Процесс растворения связан с диффузией, т. е. самопроизвольным распределением частиц одного вещества между частицами другого.

Жидкие растворы состоят из жидкого растворителя (чаще всего воды) и растворенного вещества, которое до смешивания с растворителем могло быть твердым, жидким или газообразным. Растворение твердых веществ в воде состоит из двух процессов: *процесса разрушения кристаллической решетки* и *процесса гидратации*.

Процессом гидратации называется процесс взаимодействия ионов или молекул растворенного вещества с молекулами воды. Разрушение кристаллической решетки протекает с поглощением тепла. Процесс гидратации сопровождается выделением тепла. Поэтому общий тепловой эффект растворения ΔH в основном определяется уравнением: $\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2$, где ΔH_2 – теплота гидратации, ΔH_1 – энергия, идущая на разрушение кристаллической решетки. Это уравнение показывает: если $\Delta H_2 > \Delta H_1$, то растворение сопровождается выделением тепла; если $\Delta H_1 > \Delta H_2$, то

растворение сопровождается поглощением тепла.

Различают насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. **Насыщенные растворы** – растворы, находящиеся в динамическом равновесии с осадком растворяющегося вещества. Насыщенные растворы применяются сравнительно редко. В большинстве случаев пользуются **ненасыщенными растворами**, содержащими меньше растворенного вещества, чем его содержит при данной температуре насыщенный раствор. При этом растворы с низким содержанием растворенного вещества называются **разбавленными**, с высоким – **концентрированными**. При приготовлении раствора в особых условиях можно получить раствор, содержащий больше растворенного вещества, чем в насыщенном растворе, это так называемый **пересыщенный**. Такие растворы обычно неустойчивы – при введении «затравки» (кристаллика вещества) избыточное количество растворяемого вещества выпадает в осадок и образуется насыщенный раствор.

Количественно способность одного вещества растворяться в другом характеризует **растворимость**. Растворимость выражают концентрацией насыщенного раствора при данной температуре в г/100г растворителя и приводят в справочниках.

Растворимость зависит от:

- 1) природы растворяемого вещества и природы растворителя;
- 2) агрегатного состояния растворяемого вещества;
- 3) температуры: с увеличением температуры растворимость жидких и твердых веществ увеличивается, а газов – уменьшается;
- 4) давления для газов: с увеличением давления – увеличивается.

Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора или растворителя.

Состав раствора выражают как с помощью безразмерных единиц (долей или процентов), так и через размерные величины – концентрации. В

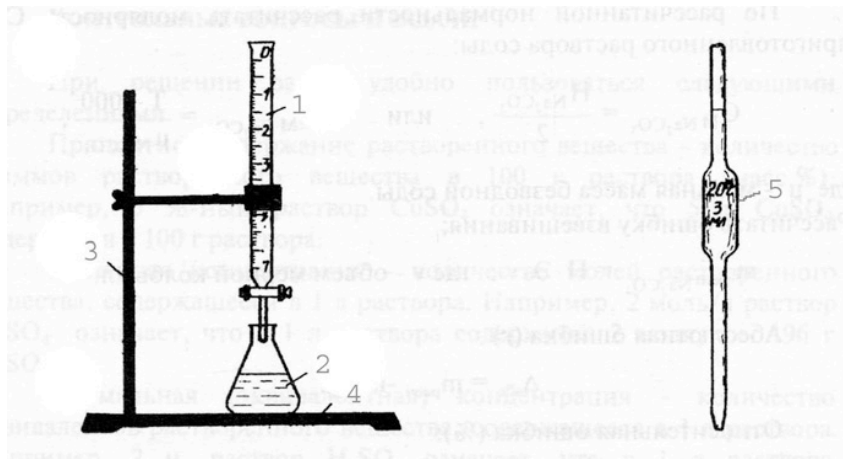
таблице приведены наиболее часто употребляемые способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.

Таблица– Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе

Способ выражения содержания растворенного вещества в растворе	Размерность	Расчетная формула
Массовая доля (ω) – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора	%	$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$
Молярная доля (χ) – это отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе	%	$\chi = \frac{n_{\text{в-ва}}}{n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ля}}},$ где $n_{\text{в-ва}}$ и $n_{\text{р-ля}}$ – соответственно количество растворенного вещества и количество вещества растворителя
Молярная концентрация или молярность (C_M) – это отношение количества растворенного вещества к объему раствора	моль/л (М)	$C_M = \frac{n}{V},$ где n – количества растворенного вещества, моль; V – объем раствора, л
Молярная концентрация эквивалента или нормальность (C_N) – это отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора	моль-экв/л (Н.)	$C_N = \frac{n_{\text{экв}}}{V},$ где $n_{\text{экв}}$ – число эквивалентов растворенного вещества, моль; V – объем раствора, л
Моляльная концентрация или моляльность (C_m) – это отношение количества растворенного вещества к массе растворителя	моль/кг(р-ля)	$C_m = \frac{n}{m_{\text{р-ля}}},$ где n – количества растворенного вещества, моль; $m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя, кг
Титр – это отношение массы растворенного вещества к объему раствора	г/мл	$T = \frac{m}{V},$ где m – масса растворенного вещества, г; V – объем раствора, мл

Концентрацию раствора с высокой точностью можно определить методом титрования. Титрованием называют медленное приливание раствора реагента к раствору анализируемого вещества. При этом концентрация раствора реагента должна быть известна заранее.

Рисунок 4.1 Приборы для титрования: 1–бюретка с рабочим титрованным раствором, 2–коническая плоскодонная колба с анализируемым раствором, 3 –штатив, 4 – лист белой бумаги под колбой, 5 – пипетка Мора.



При титровании употребляют количество реагента, химически эквивалентное определяемому веществу, т.е. точно отвечающее уравнению реакции. Поэтому в ходе титрования необходимо установить момент окончания реакции или, как говорят, определить точку эквивалентности. Если в основе титрования лежит реакция нейтрализации, то точку эквивалентности определяют по изменению окраски кислотно-основных индикаторов (метилового оранжевого, фенолфталеина и др.). Достигнув точки эквивалентности, титрование прекращают.

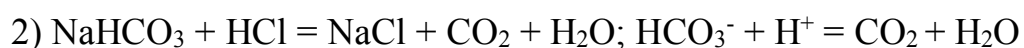
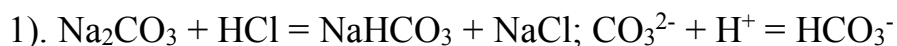
В основе вычислений лежит закон эквивалентов для растворов: произведение молярной концентрации эквивалентов на объем раствора есть величина постоянная для обоих реагирующих веществ. Обозначив объемы обоих растворов через V_1 и V_2 , а молярные концентрации эквивалентов через $C_{\text{ЭКВ } 1}$ и $C_{\text{ЭКВ } 2}$, получим

$$C_{\text{ЭКВ } 1} * V_1 = C_{\text{ЭКВ } 2} * V_2$$

Пользуясь этим уравнением, вычисляют концентрацию определяемого раствора по результатам титрования.

Водный раствор карбоната натрия вследствие гидролиза имеет щелочную реакцию среды. Поэтому титрование данного раствора основано на реакции нейтрализации его кислотой (например 0,1 н. HCl).

Нейтрализация раствора карбоната натрия кислотой происходит в две стадии:



Таким образом, если кислоты добавлено в достатке для полной нейтрализации карбоната (реакция прошла по обеим стадиям), то $M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106/2 = 53$ г/моль-экв. В случае протекания реакции только по 1-й стадии $M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106/1 = 106$ г/моль-экв.

В процессе реакции изменяется pH раствора, поэтому об окончании титрования можно судить по изменению окраски индикаторов. Точка эквивалентности для 1-й стадии нейтрализации определяется с помощью фенолфталеина (окраска изменяется от малиновой до бесцветной), для 2-й стадии – метилоранжа (от желтой до бледно-оранжевой).

Вопросы для подготовки:

1. Дайте определение понятию «раствор».
2. Перечислите известные вам виды растворов. Охарактеризуйте их.
3. Какие процессы лежат в основе растворения кристаллической соли в воде?
4. Перечислите и охарактеризуйте основные способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
5. Что такое теплота растворения солей?
6. Перечислите основные причины влияния природы вещества на его растворимость в воде.
7. В одном литре раствора содержится 10,6 г карбоната натрия Na_2CO_3 . Рассчитайте молярную концентрацию раствора.
8. Сколько граммов тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) необходимо

для приготовления 200 г раствора с массовой долей тиосульфата натрия 12%.

9. Сколько граммов гидроксида калия нужно взять, чтобы приготовить 5 л 0,2М раствора КОН.

10. Сколько миллилитров 2М раствора NaCl необходимо для приготовления 500 мл раствора с плотностью $1,02 \text{ г/см}^3$, в котором массовая доля NaCl равна 2%? Вычислите массовую долю приготовленного раствора.

11. Определить титр и процентную концентрацию 3 н. раствора H_3PO_4 , если $\rho = 1,055 \text{ г/см}^3$.

12. Какие количества по объёму 44% раствора КОН $\rho = 1,46 \text{ г/см}^3$ требуется смешать с водой для приготовления 80 л 12% раствора с $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$?

13. Для нейтрализации 25 мл раствора H_2SO_4 потребовалось 40 мл 0,1 н. раствора NaOH. Определить нормальность раствора кислоты.

14. Сколько миллилитров 57% HNO_3 нужно взять для приготовления 3 л 0,2 н. раствора?

15. Вычислить процентную и молярную концентрации раствора, полученного путём растворения в 400 г воды 160 г HCl при 27°C и давлении $8,1 \cdot 10^4 \text{ Па}$.

16. Сколько сульфата бария получится при сливании 200 мл 0,5М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 150 мл 2М раствора BaCl_2 ?

17. К 600 г раствора NaOH с массовой долей 15% прибавили 0,5 л воды. Какова массовая доля NaOH в новом растворе?

18. Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность, титр раствора ортофосфорной кислоты H_3PO_4 с массовой долей вещества 30 % и плотностью $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$.

19. Сколько сульфата бария получится при сливании 200 мл 0,5 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 150 мл 2М раствора BaCl_2 ?

20. Сколько по весу нужно взять КОН и воды, чтобы приготовить 75 мл

12% раствора с плотностью 1,1 г/см³?

21. Вычислить молекулярную концентрацию, титр и молярную концентрацию эквивалента раствора, содержащего 5,3 г Na₂CO₃ в 1,0 л раствора.

22. В каком соотношении по массе и объёму следует смешать растворы азотной кислоты с массовыми долями 22,8% ($\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$) и 14% ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор с массовой долей 20%?

23. Сколько молей HCl содержится в 10 л 37,23% соляной кислоты, имеющей $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$?

24. Определить моляльность 5% раствора хлорида калия.

25. Какой объём 1М раствора NaOH необходимо добавить к 1 л 0,1М раствора NaOH, чтобы получить 0,25 М раствор?

26. Сколько молей воды и хлористого аммония NH₄Cl нужно взять для приготовления 200 мл раствора с массовой долей соли 25% и $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$?

27. Определить процентное содержание серной кислоты в 2 н. растворе, если плотность раствора равна 1,063 г/см³.

28. Сколько граммов тиосульфата натрия Na₂S₂O₃·5H₂O нужно для приготовления 250 мл 0,1 М раствора?

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВЫХ ЭФФЕКТОВ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Тепловым эффектом химической реакции называется количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции.

Если процесс сопровождается выделением тепла, то он называется *экзотермическим*, в случае поглощения тепла – *эндотермическим*.

Раздел химии, который изучает тепловые эффекты реакций, влияние различных факторов на величину тепловых эффектов, называется *термохимией*.

В основе термохимии лежит *закон Гесса*: тепловой эффект реакции не

зависит от пути проведения процесса, а зависит от начального и конечного состояний системы.

В термохимии тепловой эффект реакции обозначается символом Q и выражается в килоджоулях (кДж) или килокалориях (ккал):

$$1 \text{ ккал} = 4,187 \text{ кДж}.$$

Для экзотермических реакций $Q > 0$, для эндотермических реакций $Q < 0$.

В термодинамике макросостояние системы описывают рядом термодинамических функций, в числе которых тепловая функция, или **энтальпия (H)**.

$$H = U + pV, \quad (5.1)$$

где U – внутренняя энергия; p – давление; V – объем системы.

Изменение энтальпии ΔH равно количеству теплоты, которое сообщают системе или отводят от нее при постоянном давлении:

$$\Delta H = U + p\Delta V. \quad (5.2)$$

Поэтому ΔH характеризует тепловые эффекты химических реакций, фазовых переходов (плавления, кристаллизации и др.).

При постоянном давлении (в открытом сосуде) тепловой эффект реакции равен **изменению энтальпии (ΔH)**.

Тепловые эффекты реакций (ΔH) зависят от условий протекания реакций. Обычно тепловые эффекты измеряют при давлении в 1 атмосферу, (или 101325 Па) и температуре 25°C (или 298 К). Эти условия называются **стандартными**. Тепловые эффекты реакций, измеренные при стандартных условиях, называются **стандартными тепловыми эффектами ΔH°** и приводятся в справочниках.

Согласно следствию из закона Гесса, изменение энтальпии реакции ΔH равно:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum (\Delta H_{обр.})_{прод.} - \sum (\Delta H_{обр.})_{исх.} \quad (5.3)$$

Например, для реакции $A + B = C + D$

$$\Delta H^{\circ} = (H^{\circ}_C + H^{\circ}_D) - (H^{\circ}_A + H^{\circ}_B).$$

ΔH , как и Q , называется тепловым эффектом реакции. Связь между ΔH и Q выражается уравнением:

$$\Delta H = -Q. \quad (5.4)$$

Если $(H^{\circ}_C + H^{\circ}_D) < (H^{\circ}_A + H^{\circ}_B)$, то в результате реакции энергия (теплота) выделяется (экзотермическая реакция, $Q > 0$). В этом случае изменение энтальпии реакции меньше нуля ($\Delta H < 0$).

Если $(H^{\circ}_C + H^{\circ}_D) > (H^{\circ}_A + H^{\circ}_B)$, то в результате реакции энергия поглощается (эндотермическая реакция, $Q < 0$). В этом случае изменение энтальпии реакции больше нуля ($\Delta H > 0$).

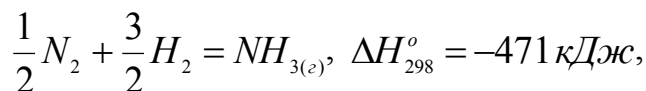
Уравнения химических реакций, в которых указывают величину теплового эффекта, называются *термохимическими*.

Термохимическое уравнение отражает законы сохранения массы и энергии:

- а) качественные и количественные соотношения между исходными веществами и продуктами реакции;
- б) агрегатное состояние участников реакции;
- в) аллотропные модификации.

Значения теплового эффекта относят к обозначенным в уравнении реакции количествам исходных и полученных веществ.

Чтобы тепловой эффект реакции был отнесен к 1 моль одного из исходных веществ или к 1 моль продукта реакции, применяют дробные коэффициенты, например:



т. е. теплота образования 1 моль NH_3 составляет $\Delta H^{\circ}_{обр.} = -471 \text{ кДж}$.

Определение тепловых эффектов реакций проводят в калориметрах. В зависимости от характера процесса и реагирующих веществ применяют калориметры различных конструкций, но все они содержат калориметрический сосуд, который защищен от потерь тепла и снабжен термометром или другим устройством для измерения температуры.

Простейший калориметр состоит из двух стаканов – внешнего (емкостью ≈ 300 мл) и внутреннего (емкостью ≈ 100 мл), асбестовых прокладок и ртутного термометра с ценой деления $0,1^\circ\text{C}$. Внутренний стакан калориметра изолирован от внешнего асбестовой прокладкой.

Количество тепла Q , выделяющегося или поглощающегося в калориметре, вычисляют по формуле:

$$Q = C_{p-ра} m_1 (t_{\max}^o - t^o) + C_{ст} m_2 (t_{\max}^o - t^o), \quad (5.5)$$

где $C_{p-ра}$, $C_{ст}$ – удельные теплоемкости раствора и стекла соответственно, кал/г·град; m_1 , m_2 – массы раствора и калориметрического стакана соответственно, кг; $t_{\max}^o$ – максимальная температура, $^\circ\text{C}$; t^o – средняя температура исходных растворов, $^\circ\text{C}$.

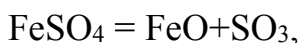
Удельная теплоемкость раствора зависит от его концентрации, но при малых концентрациях можно принять теплоемкость раствора равной теплоемкости растворителя – воды ($C_{\text{H}_2\text{O}} = 1$ кал/г·град), теплоемкость стекла принимают равной нулю ($C_{ст} = 0$).

Вопросы для подготовки:

1. Охарактеризуйте важнейшие величины химических систем энтальпию и энтропию.
2. Дайте определение экзотермической реакции. Приведите примеры.
3. Дайте определение эндотермической реакции. Приведите примеры.
4. Что называется теплотой образования вещества?
5. Что называется теплотой разложения вещества?

6. Что называется тепловым эффектом химической реакции? Единицы измерения теплового эффекта.
7. Как рассчитать стандартный тепловой эффект из стандартных теплот образования и сгорания?
8. В каких условиях тепловой эффект реакции может быть заменен изменением энтальпии процесса?
9. Какая связь между внутренней энергией и энтальпией?
10. Термодинамические потенциалы, их физический смысл.
11. Сформулируйте I, II и III начала термодинамики.
12. Вычислить, сколько тепла выделяется при получении 10 кг гашеной извести.

13. Вычислить теплоту разложения 1 кг FeSO_4 по уравнению:



где $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{FeSO}_4) = -221,3$ ккал/моль, $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{FeO}) = -196,5$ ккал/моль, $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{SO}_3) = -70,94$ ккал/моль.

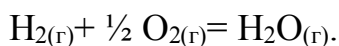
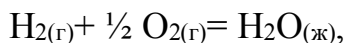
14. Вычислите тепловой эффект реакции $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$, если стандартные теплоты образования веществ равны:

$$\Delta H^\circ(\text{NH}_3) = -46 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^\circ(\text{NO}) = 90 \text{ кДж/моль},$$

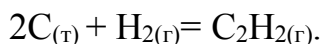
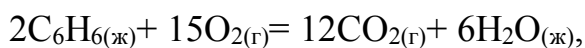
$$\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -242 \text{ кДж/моль}.$$

15. Пользуясь соответствующими термодинамическими константами, напишите термохимические уравнения следующих процессов:



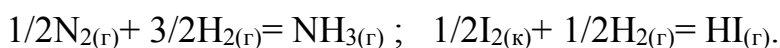
16. Сколько теплоты выделится при сжигании 20 литров этилена, взятого при нормальных условиях, если известны стандартные теплоты образования веществ.

17. Пользуясь соответствующими термодинамическими константами определите экзотермические процессы:



18. Определите стандартную энтальпию реакции восстановления оксида хрома (III) алюминием.

19. Определите экзотермические процессы, пользуясь соответствующими константами:



20. Определите стандартную теплоту образования оксида меди (II), зная, что при восстановлении 40 г CuO углем выделяется CO и поглощается 27,4 кДж.

21. Рассчитайте стандартную теплоту сгорания этилена по известным стандартным теплотам образования C_2H_4 , CO_2 и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.

22. Теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием при стандартных условиях и 298⁰К равна –57 кДж/моль. Вычислите, сколько теплоты выделится при смешении 100мл 0,5М раствора HCl со 100мл 0,5М раствора NaOH. Ответ: 2,85 кДж.

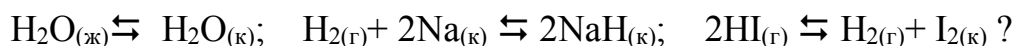
23. При сгорании фосфора массой 9,3 г выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную теплоту образования оксида фосфора (V).

24. Энергия Гиббса реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ равна –425кДж/моль. Можно ли утверждать, что эта реакция протекает самопроизвольно?

25. Рассчитайте энтальпийный и энтропийный факторы процесса, при условии, что все вещества находятся в стандартном состоянии $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{S}_{(\text{к})}$. Какой из рассчитанных факторов будет способствовать самопроизвольному течению реакции в прямом направлении?

26. Для реакции $\text{H}_{2(\text{к})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{г})}$ тепловой эффект рассчитайте по данным термодинамическим константам.

27. Какие из приведённых ниже процессов характеризуются убыванием энтропии (ответ поясните):



28. Пользуясь соответствующими термодинамическими константами, вычислите изменение энтропии и энергии Гиббса (стандартные значения при 298⁰K) в системе, где протекает реакция:



Поясните увеличение энтропии ΔS_{298} и объясните возможность (или невозможность) самопроизвольного течения реакции.

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. МАЛОРАСТВОРИМЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.

Электролитами называют вещества, диссоциирующие в воде и других полярных жидкостях или расплавах на ионы и способные проводить электрический ток. Распад вещества на ионы называется **электролитической диссоциацией**. Перенос тока в растворах и расплавах электролитов осуществляется ионами, поэтому их, в отличие от электронных проводников называются ионными проводниками или проводниками второго рода. К электролитам относятся соли, кислоты, основания.

Количественной характеристикой электролитической диссоциации является **степень диссоциации α** :

$$\alpha = \frac{n}{N}, \quad (6.1)$$

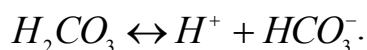
где n – концентрация продиссоциировавших молекул, моль/л; N – исходная концентрация раствора, моль/л.

По величине степени диссоциации все электролиты делят на сильные и слабые. К сильным относятся те электролиты, степень диссоциации которых равна единице, т. е. $n = N$. Электролитическая диссоциация сильных электролитов протекает необратимо, например



К сильным электролитам относятся практически все соли, гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов и некоторые минеральные кислоты (HCl , HNO_3 , H_2SO_4).

Степень диссоциации слабых электролитов меньше единицы, т. е. $n < N$. Их диссоциация обратима, например



Константу равновесия электролитической диссоциации слабого электролита называют константой диссоциации.

Например, при 298 К $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_d(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}$.

Сравнивая значения $K_d(\text{CH}_3\text{COOH})$ и $K_d(\text{H}_2\text{CO}_3)$ можно сказать, что у угольной кислоты способность к диссоциации на ионы меньше, чем у уксусной.

подавляющее большинство электролитов обладает ограниченной растворимостью в воде. На практике часто встречаются гетерогенные системы, в которых осадок малорастворимого электролита находится в равновесии с насыщенным раствором этого электролита:

При насыщении раствора скорости процессов растворения кристаллизации одинаковы, а концентрация ионов над твердой фазой электролита () являются равновесными при данной температуре.

Константа равновесия гетерогенного процесса определяется только произведением концентраций ионов в растворе и не зависит от концентрации твердого компонента:

Таким образом, произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита при заданной температуре есть величина постоянная; ее называют произведением растворимости и обозначают ПР.

Произведение растворимости как константа равновесия зависит от

природы электролита и от температуры, но не зависит от концентрации ионов в растворе.

Зная, что PP – величина постоянная при $T = \text{const}$, можно сказать, что при увеличении концентрации одного из ионов в насыщенном растворе над твердой фазой концентрация другого иона уменьшается.

По известному произведению растворимости электролита и концентрации одного из ионов можно рассчитать активность другого иона, необходимую для осаждения электролита. Математическим условием образования осадка в этом случае является выражение:

Вопросы для подготовки:

1. Какие вещества называют электролитами?
2. Что называют степенью диссоциации электролита? Какие электролиты называют слабыми, а какие – сильными?
3. Напишите в молекулярной и ионной форме реакции получения слабых оснований и кислот из растворов их солей: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2S , HCN , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CH_3COOH .
4. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 0,1 н. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, если $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
5. От чего зависит процесс диссоциации?
6. Что характеризует константа диссоциации?
7. Чему равно ионное произведение воды при 22 °C?
8. Электролитом какой силы является фосфорная кислота?
9. Константа диссоциации фосфорной кислоты по первой ступени равна $7,11 \cdot 10^{-3}$. Пренебрегая диссоциацией по другим ступеням, вычислить концентрацию ионов водорода в 0,5 М растворе.
10. Найдите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 1 М растворе, зная, что 1 мл содержит $6,15 \cdot 10^{20}$ частиц (недиссоциированных молекул и ионов) растворенного вещества.

11. По табличной величине произведения растворимости гидроксида магния вычислите растворимость этого гидроксида при заданной температуре (моль/л). Считать коэффициенты активности равными 1.

12. Почему понятие о произведении растворимости (ПР) не приложимо:

- а) к малорастворимым слабым электролитам
- б) к хорошо растворимым неэлектролитам

Дайте ответ, обоснованный законом действующих масс.

13. Составьте уравнение фазового равновесия в насыщенном растворе хромата бария. Приведите название, значение и выражение (по закону действующих масс) для константы этого равновесия. Используя справочные данные, укажите, сместится ли фазовое равновесие (и если «да», то в какую сторону при добавлении: а) хромата калия, б) хлорида бария. Изменится ли масса осадка при этих воздействиях?

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Водные растворы солей в зависимости от природы образующих их кислот и оснований могут быть кислыми, щелочными и нейтральными. Кислотность или щелочность растворов солей связаны с тем, что их растворение в воде сопровождается реакцией гидролиза.

Гидролизом называется обменное взаимодействие ионов соли с ионами воды, сопровождающееся образованием слабого электролита и изменением реакции среды.

Реакцию среды (кислотность или щелочность) характеризует **водородный показатель pH**.

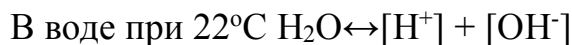
Водородный показатель (pH) – это отрицательный логарифм концентрации ионов водорода в растворе.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

Концентрация водородных ионов, так же как и гидроксид-ионов, может колебаться в интервале от 1 до 10^{-14} , но произведение концентраций при 22°C остается всегда равным 10^{-14} :

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} - \text{ионное произведение воды}$$

$$\text{Тогда } pH + pOH = 14.$$



$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

То есть, если известна концентрация ионов H^+ , можно рассчитать концентрацию OH^- и наоборот.

При $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$, $pH = 7$ – нейтральная среда.

При $[H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}$, $pH > 7$ – щелочная среда.

При $[H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}$, $pH < 7$ – кислая среда.

В водных растворах электролитов pH определяют с помощью индикаторов – веществ, изменяющих окраску раствора в зависимости от pH или приборами – pH-метрами.

Таблица – Изменения окраски индикаторов в водных растворах электролитов

Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в кислой растворе ($pH < 7$)	Цвет индикатора в щелочной растворе ($pH > 7$)
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метиловый оранжевый	оранжевый	красный	желтый

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются.

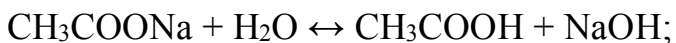
Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, при растворении в воде гидролизуются вследствие чего реакция раствора становится кислой ($pH < 7$).

Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, при растворении гидролизуются, реакция раствора становится щелочной ($\text{pH} > 7$).

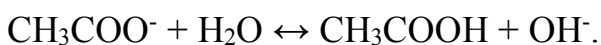
При растворении солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, реакцию среды определяет более сильный электролит. Среда может быть слабокислой или слабощелочной.

Уравнения реакции гидролиза солей могут быть записаны в виде:

а) молекулярного уравнения:

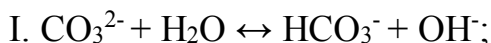


б) ионного уравнения:



Гидролиз солей многоосновных кислот, многокислотных оснований протекает ступенчато с образованием в первом случае кислых солей, во втором – основных солей.

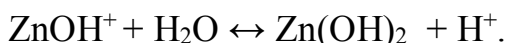
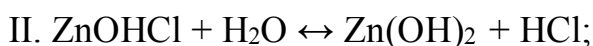
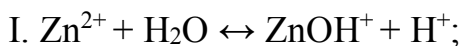
1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ – первая ступень гидролиза;



II. $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$ – вторая ступень гидролиза.



2) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOHCl} + \text{HCl};$



Гидролиз протекает, главным образом, по I ступени.

Интенсивность гидролиза характеризует степень гидролиза. **Степень гидролиза (β)** – отношение числа гидролизированных молекул соли к общему числу молекул соли. Степень гидролиза зависит от концентрации соли, температуры и природы соли.

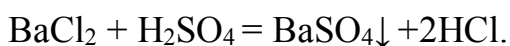
Во многих случаях гидролиз является обратимым процессом, поэтому равновесие процесса можно сместить в желаемом направлении, изменяя

условия проведения его (концентрацию соли, температуру).

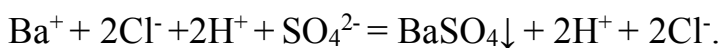
Ионные уравнения. Ионные уравнения показывают, между какими молекулами и ионами произошло химическое взаимодействие.

Порядок составления ионных уравнений реакций в растворах электролитов:

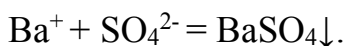
1. Написать уравнение реакции в молекулярной форме:



2. Переписать уравнение, оставив без изменений формулы нерастворимых, газообразных или слабодиссоциирующих веществ, а формулы остальных веществ записать в виде свободных ионов:



3. Сократить одноименные ионы, находящиеся в левой и правой частях уравнения, т. е. привести подобные члены, оставив только ионы, которые соединяются, образуя малодиссоциированные вещества, т. е. получить ионное уравнение, выражающее сущность данной реакции:



Вопросы для подготовки:

1. Что называется гидролизом? Дайте определение.
2. Что такое степень гидролиза?
3. Что такое pH среды? Значение pH для кислой, щелочной и нейтральной сред.
4. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза нитрата аммония и ацетата магния. Определите среду водных растворов этих солей.
5. Какие соли не подвергаются гидролизу?
6. Как и почему температура влияет на степень гидролиза?
7. Как и почему влияет концентрация соли на степень гидролиза?

8. Каким образом можно подавить гидролиз соли? Разобрать на примере.

9. Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз соли: а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 ; г) Na_2CO_3 ; д) NH_4Cl ; е) Zn ; ж) H_2O .

10. В пробирки с водой вносят небольшие порции следующих солей:

а) ZnBr_2 , CsNO_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$;

б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Li_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3 ;

в) NaHS , $\text{Sr}(\text{CN})_2$, NaHPO_4 , Na_2HPO_4 ;

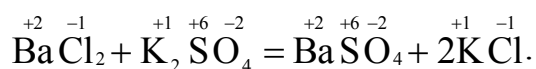
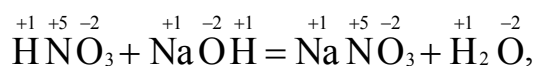
г) K_2SO_4 , K_2SO_3 , KHSO_3 , FeSO_4 .

Составьте уравнения протекающих реакций. Укажите, какое значение pH (>7 , <7 , $=7$) будут иметь приготовленные растворы при 25°C .

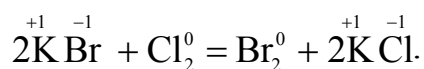
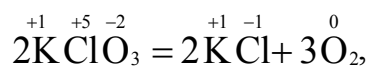
11. Составьте уравнения гидролиза солей: карбонат калия; нитрат цинка; сульфит натрия; сульфат никеля (II); сульфит натрия; сульфат аммония; селенит калия; сульфат хрома (III) – калия; нитрит калия; нитрат алюминия; хлорид железа (II); сульфид калия; сульфит калия; сульфат цинка; сульфат железа (II); нитрит натрия. Укажите, какое значение pH (>7 , <7 , $=7$) имеет водный раствор каждой соли.

ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Все химические реакции можно разделить на два типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например:



Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Например:



Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными (ОВР)**.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что все связи являются ионными и что общие электронные пары смещены в сторону атома с большей электроотрицательностью.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения. Ее обозначают арабской цифрой над символом элемента со знаком плюс или минус перед цифрой. Например, $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{S}}$. Любой положительный атом является окислителем, а любой отрицательный атом – восстановителем.

В любом соединении каждому атому может быть приписана степень окисления. Вычисляют ее, исходя из следующих положений:

- 1) степень окисления простых веществ равна нулю ($\overset{0}{\text{Cl}}_2$, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{0}{\text{Na}}$ и т. д.);
- 2) постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1) – Na^{+1} , K^{+1} и др., металлы главной подгруппы II группы (+2) – Ca^{+2} , Mg^{+2} и др., а также цинк Zn^{+2} и кадмий Cd^{+2} ;
- 3) водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов (NaH , CaH_2), где его степень окисления –1;
- 4) степень окисления кислорода равна –2, за исключением пероксидов, где его степень окисления –1 (H_2O_2) и фторида кислорода OF_2 (+2);
- 5) молекула электронейтральна, т. е. алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Например, определим степени окисления серы в соединениях H_2SO_3 и H_2S . Для водорода характерна степень окисления +1, а для кислорода –2. Обозначим степень окисления серы через «X», тогда для H_2SO_3 :

$$+1 \cdot 2 + X + 3 \cdot (-2) = 0, X = +4.$$

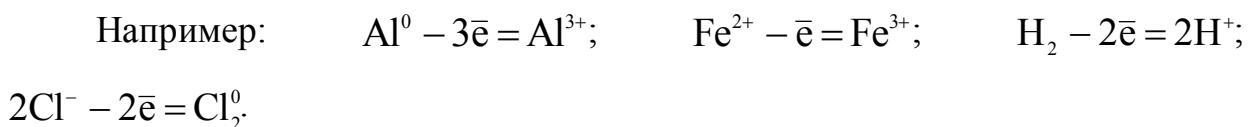
$$\text{Аналогично для } \text{H}_2\text{S}: +1 \cdot 2 + X = 0, X = -2.$$

Атомы одного и того же элемента в различных соединениях могут иметь различные степени окисления. Например, степень окисления азота в молекулах NH_3 и N_2 –3 и 0 соответственно, но валентность в обоих соединениях равна трем. Из чего понятен формальный характер понятия «степень окисления», но это понятие удобно применять для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

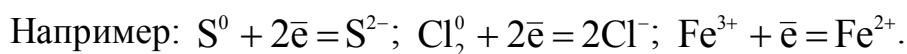
Окислительно-восстановительные реакции – самые распространенные и играют большую роль в природе и технике.

Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций

1. ***Окисление*** - процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.



2. ***Восстановление*** – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.



3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются ***восстановителями***. Во время реакции они окисляются.

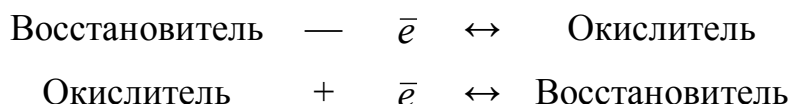
4. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются ***окислителями***. Во время реакции они восстанавливаются.

Так как атомы или ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

Таблица – Важнейшие восстановители и окислители

Восстановители	Окислители
Атомы металлов (<i>s</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> - элементы), водород, углерод	Атомы <i>p</i> -элементов в высшей степени окисления, равной номеру группы. Самые сильные окислители – фтор и кислород, самые слабые – атомы IVA – группы в высшей степени окисления.
Отрицательно заряженные ионы неметаллов (S^{2-} , I^- , Br^- и др.) в низшей степени окисления.	Ионы металлов в высокой степени окисления (Fe^{+3} , Sn^{+4} , Au^{+3} и др.)
Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы в состоянии промежуточных степеней окисления NO_3^{+3} , NO_2^{+4} , SO_2^{+4} , SO_3^{+4} , $N_2H_4^{-2}$ и др, при взаимодействии с сильными окислителями.	Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла и неметалла в состоянии высокой степени окисления (MnO_4^{+7} , MnO_2^{+4} , $Cr_2O_7^{+6}$, CrO_3^{+6} , PbO_2^{+4} , HNO_3^{+5} и ее соли, $H_2SO_4^{+6}$, ClO_3^{+5} и др.)
Электрический ток на катоде	Озон (O_3), пероксид водорода H_2O_2 (может быть и восстановителем), персульфат аммония $(NH_4)_2S_2O_8$, царская водка, смесь концентрированных кислот: азотной и плавиковой и др.
	Электрический ток на аноде

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением, что можно выразить уравнениями:

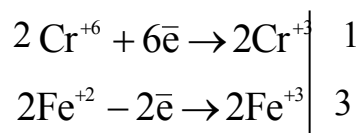
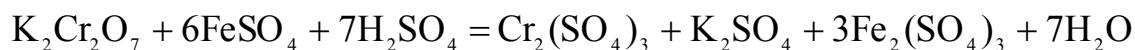
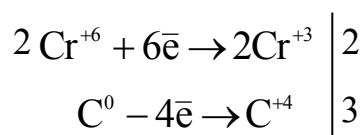


Причем, число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

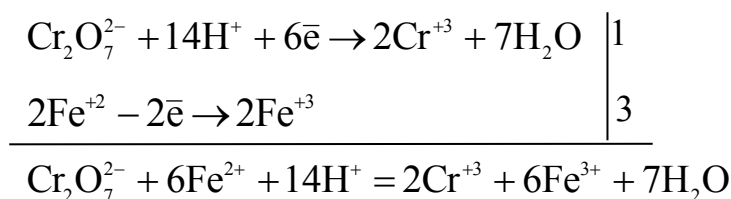
Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования).

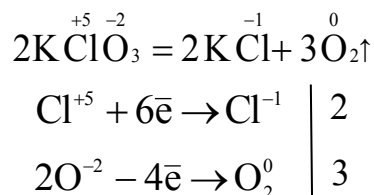
Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции это реакции, в которых ион-окислитель и ион-восстановитель находятся в разных веществах. Например,

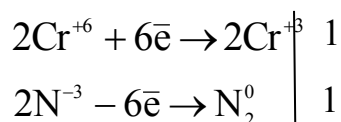
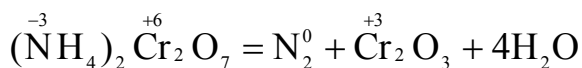
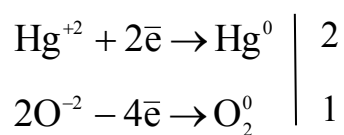
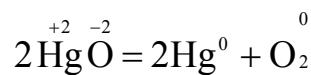


Или в ионной форме:

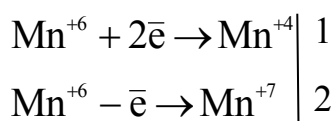


Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции имеют место там, где атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в молекуле одного вещества. Например:

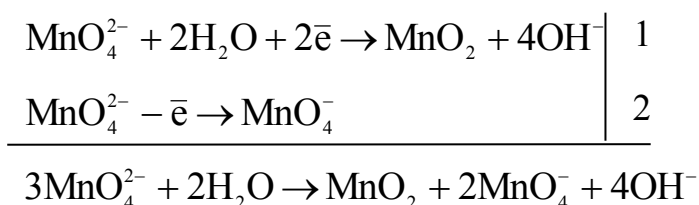




В реакциях самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования) окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который в начале реакции находится в одной степени окисления :



или в ионно-электронной форме



Существует два метода составления окислительно-восстановительных реакций:

1. Метод электронного баланса, в основе которого лежит правило: общее число электронов, которые отдает восстановитель, всегда равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.

2. Ионно-электронный метод основан на составлении уравнений полуреакций восстановления атома (молекулы) окислителя и окисления атома

(молекулы) восстановителя и последующем суммировании этих полуреакций, с учетом коэффициентов.

В окислительно-восстановительных реакциях **эквивалентная масса окислителя** равна отношению его молекулярной массы к числу принятых им электронов, **эквивалентная масса восстановителя** определяется делением его молекулярной массы на число отданных им электронов.

На протекание окислительно-восстановительных реакций влияют природа и концентрация реагирующих веществ, рН среды, катализаторы, температура.

Для реакций, протекающих в растворах, стремление к переходу электронов от одних атомов или ионов к другим характеризуется их окислительно-восстановительными потенциалами.

Окислительно-восстановительный потенциал (Red-Ox потенциал) – это равновесная разность потенциалов, возникающая между электродом и раствором в результате их взаимодействия.

Значения Red-Ox потенциалов для стандартных условий (E°) приводятся в справочниках.

Чем меньше величина Red-Ox потенциала, тем сильнее восстановительные свойства. Чем больше величина Red-Ox потенциала, тем выше окислительные свойства атомов, ионов, молекул.

Например, для процесса $K = K^+ + \bar{e}$, $E^\circ_{K/K^+} = -2,92 \text{ В}$,

т. е. калий – сильный восстановитель.

Для процесса $2F^- = F_2 + 2\bar{e}$, $E^\circ_{2F^-/F_2} = +2,87 \text{ В}$,

т. е. фтор – сильный окислитель.

Величина электродного потенциала (E) зависит от природы электрода, концентрации (C) или от активности (a) ионов в растворе и температуры. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \lg C, \quad (8.1)$$

где E° – стандартный электродный потенциал (приводится в справочниках); R – универсальная газовая постоянная; n – число электронов, участвующих в реакции; F – число Фарадея; T – температура, К; C – концентрация, моль/л.

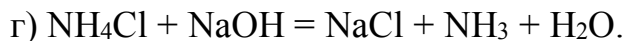
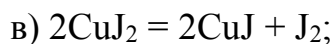
Возможность осуществления ОВР определяет изобарно-изотермический потенциал ΔG . Величина E и значение ΔG связаны между собой:

$$\Delta G = - nFE. \quad (8.2)$$

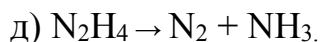
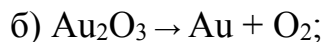
Таким образом, зная Red-Ox потенциалы, можно предвидеть направление окислительно-восстановительных реакций: реакция протекает в выбранном направлении, если разность потенциалов положительна, а $\Delta G < 0$.

Вопросы для подготовки:

1. Дайте определение окислительно-восстановительных реакций.
2. Классифицируйте окислительно-восстановительные реакции. Приведите определения и примеры.
3. Перечислите основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.
4. Что такое степень окисления?
5. Дайте определение понятиям «окислитель» и «восстановитель». Перечислите известные вам окислители и восстановители, используемые в строительстве.
6. Укажите, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:
 - а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{RbOH} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{Rb}_2\text{SO}_4$;
 - б) $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{RbOH} + \text{H}_2$;

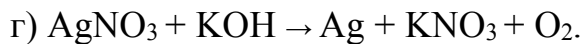
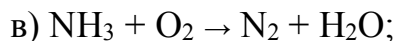
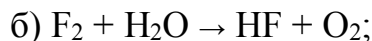
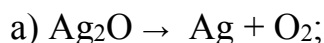


7. Среди приведенных превращений укажите реакции диспропорционирования:

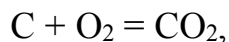
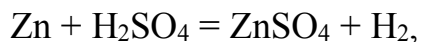
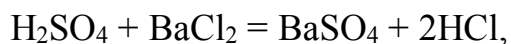
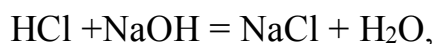


8. До каких продуктов может быть окислена вода: а) O_2 и H^+ ; б) до OH^- и H_2 ; в) до 2OH^- ?

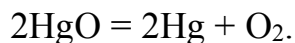
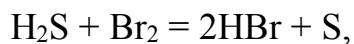
9. В каких из указанных превращений кислород выполняет функции восстановителя:



10. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

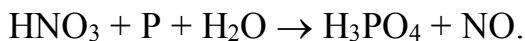
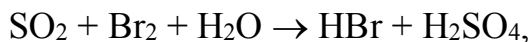


11. Указать, какие атомы является окислителем и какие восстановителем в реакциях:

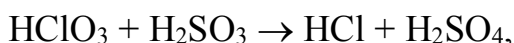


12. Указать, какие из приведенных ниже атомов и ионов могут являться: а) только восстановителями, б) только окислителями, в) как восстановителями, так и окислителями: K^+ , Cl^- , S^{-2} , S^{+6} , S^{+4} , N^{+3} , N^{+4} , N^{+5} , N^{-3} .

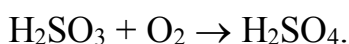
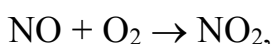
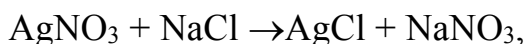
13. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях:



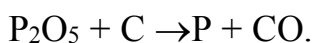
14. Определить окислитель и восстановитель в реакциях:



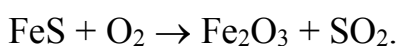
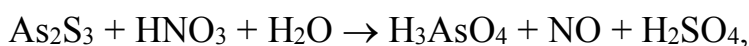
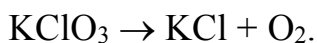
15. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



16. Найти коэффициенты в следующих уравнениях:

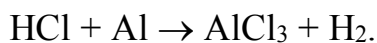


17. Указать, что является окислителем, а что восстановителем в реакциях:

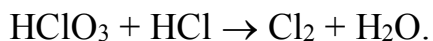
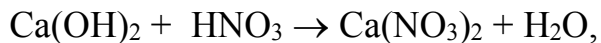
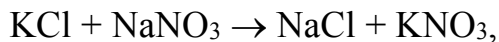
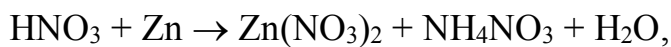


18. Уравнять реакции методом электронного баланса:



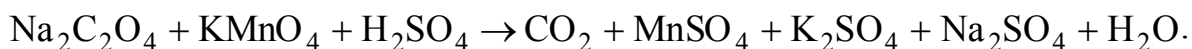


19. Какие из данных реакций являются окислительно-восстановительными:



20. Какова степень окисления фосфора в соединениях: H_3PO_4 ; P_2O_4 ; H_3PO_3 ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$.

21. Уравняйте реакцию методом электронного баланса:



22. Составьте уравнение реакции окисления иодида калия дихроматом калия в сернокислом растворе, принимая, что продуктами реакции являются иод, сульфат хрома (III) и сульфат калия. Уравняйте методом электронного баланса.

23. Привести примеры соединений азота, хлора и марганца, которые могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства. Напишите их формулы.

24. Составьте уравнение реакции взаимодействия кальция с концентрированной серной кислотой. Сколько образуется молекул сульфата кальция, если продуктом восстановления серной кислоты является сероводород?

25. Какие из приведенных элементарных ионов способны проявлять: а) только функцию окислителя, б) только функцию восстановителя, в) двойственную функцию: F^- , H^+ , H^- , Cu^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , S^{2-} , S_2^{2-} , Sn^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , J^- ?
Ответ обоснуйте.

26. Какие из указанных ниже веществ могут проявлять только

окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные так и восстановительные свойства: KMnO_4 ; MnO_2 ; V_2O_5 ; KI ; PbO_2 , NH_3 ; HNO_2 ; Na_2S ; Na_2SO_3 ; HNO_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; PH_3 ? Ответ поясните.

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексными называются соли, образованные комплексным ионом, например: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.



Комплексообразователь – положительно заряженный ион металла (чаще всего d- и f-металлы).

Лиганды – молекулы или ионы, присоединяющиеся к комплексообразователю.

Координационное число (к.ч.) – число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь.

Названия комплексных солей образуются аналогично названию остальных солей, при этом указываются лиганды и степень окисления комплексообразователя. Например: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфаттетрааммин меди (II), $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксобериллат натрия.

Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координированных вокруг него. Степень окисления комплексообразователя определяется так же, как степень окисления атома в любом соединении, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных

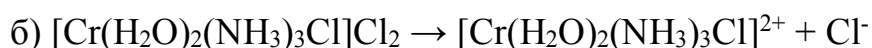
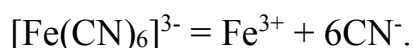
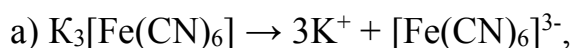
молекул (H₂O, NH₃) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда:

Комплексное соединение	Заряд иона	Координационное число	Степень окисления
K ₃ [Fe(CN) ₆]	-3	6	+3
Na[Ag(NO ₂) ₂]	-1	2	+1
[Cr(H ₂ O) ₂ (NH ₃) ₃ Cl]Cl ₂	+2	6	+3

Комплексные соединения – электролиты, при диссоциации в водных растворах образуют комплексные ионы и ионы внешней сферы. Эта диссоциация называется первичной, она протекает практически полностью.

Обратимый распад внутренней сферы комплексного соединения называют вторичной диссоциацией. В результате вторичной диссоциации устанавливается равновесие между комплексной частицей, центральным ионом и лигандами.

Таким образом, диссоциацию указанных комплексных соединений можно представить так:



Вторичная диссоциация, свойственная комплексному иону характеризуется константой равновесия, называемой **константой**

нестойкости комплексного иона: $K_{\text{нест.}} = \frac{[Fe^{3+}] \cdot [CN^-]^6}{[[Fe(CN)_6]^{3-}]}$.

Вопросы для подготовки:

1. Какие соли называют комплексными?

2. Из чего состоят комплексные соли?
3. Дайте определение координационного числа. Что оно показывает?
4. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь (центральный атом) и лиганды в следующих комплексных соединениях:

- а) $K_3[Co(C_2O_4)_3]$, $[Zn(NH_3)_4](NO_3)_2$, $Sr_2[Cu(OH)_6]$;
б) $[Cr(CO)_6]$, $Na_3[Co(NO_2)_6] \cdot H_2O$, $Ca[Cr(NH_3)_2(NCS)_4]_2$;
в) $[Cu(NH_3)_4SO_4] \cdot H_2O$, $[K(H_2O)_6][Cr(H_2O)](SO_4)_2$, $K[Ag(CN)_2]$.

5. Определите степень окисления комплексообразователя и назовите комплексные соединения:

- а) $Na_3[FeF_6]$, $[Cr(C_6H_6)_2]$, $[Ni(NH_3)_6Cl_2]$;
б) $Na[Sb(OH)_6]$, $K_2[HgI_4]$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$;
в) $Cs[ICl_4]$, $H[AuCl_4]$, $[Fe(C_5H_5)_2]$;
г) $K[I(I)_2]$, $K_3[Cr(OH)_6]$, $Li[AlH_4]$;
д) $Na_3[Ag(SO_3S)_2]$, $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$, $Na_3[Fe(CN)_6]$;
е) $K_2[TaF_7]$, $Rb_2[SnCl_6]$, $[Cr(en)_2(NCS)_2]_2SO_4$.

6. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях:

- а) $K_3[Cr(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$, $[Ni(OH)_3Cl_2]$, $Al[BH_4]_3$;
б) $[Pt(NH_3)_2(Cl)_2]$, $Cs[Co(H_2O)_3Br_3]$, $K[V(CO)_6]$;
в) $K_2[CuCl_4] \cdot 2H_2O$, $[Co(NH_3)_6]Cl_2(OH)$, $[Cu(H_2O)_2(Br)_2]$;
г) $[Cr(H_2O)_4(Cl)_2]Cl \cdot 2H_2O$, $[Ir(NH_3)_3Cl_3]$, $KFe^{II}[Fe(CN)_6]$;
д) $[Al(H_2O)_6]_2(SO_4)_3$, $[Cu(NH_3)_4Cl(NO_2)]$, $[Cr(H_2O)_3(OH)_3]$;
е) $[Co(NH_3)_2(en)(Cl)_2]Cl$, $[Co(NH_3)_6]_2$, $[Re^{VI}(CN)_8]_3$;
ж) $(NH_4)_2[Fe(H_2O)_6](SO_4)_2$, $[Co(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$.

Назовите эти комплексные соединения.

7. Составьте названия комплексных одноядерных анионов и катионов:

а) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]^{3-}$, $[\text{BrO}_2\text{F}_2]^-$, $[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{2-}$;

б) $[\text{S}(\text{NH}_2)\text{O}_3]^-$, $[\text{Pd}(\text{Cl})_2(\text{N}_3)_2]^{2-}$, $[\text{ClOF}_2]^+$, $[\text{SO}_2\text{F}]^+$.

8. Составьте названия комплексных многоядерных анионов и катионов:

а) $[\text{Rh}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4\text{Br}_2]^{2-}$, $\text{Ni}_2(\text{NO})_2(\text{CN})_6^{4+}$, $[\text{Ru}_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_8\text{N}]^{3-}$;

б) $[\text{Co}_2(\text{CN})_8]^{8-}$, $[\text{Re}_2\text{Cl}_{10}\text{O}]^{4-}$, $[\text{Zn}_2(\text{N}_3)_7]^{3-}$;

в) $[\text{Sn}_2\text{S}_7]^{6-}$, $[\text{Cr}_4\text{S}_7]^{2-}$, $[\text{Ge}_2\text{Se}_7]^{6-}$;

г) $[\text{Bi}_6\text{O}_6(\text{OH})_3]^{3+}$, $[\text{Ru}_3(\text{CH}_3\text{COO})_6\text{O}]^+$, $[\text{Hg}_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$.

9. Составьте формулы комплексных ионов:

а) гексанитрокобальтат(III)-ион; гексанитритокобальтат(III)-ион;

б) катион гексафтороиода(VII); катион тетраамминпалладия(II);

в) гексафторостибат(V)-ион; тетрагидридоборат(III)-ион;

г) аквапентахлороферрат(III)-ион; гексафторорутенат(V)-ион;

д) пентакарбонилжелезо; гекса(аммин)осмий.

10. Составьте названия комплексных соединений:

а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Cs}[\text{I}(\text{Br})\text{Cl}]$;

б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5(\text{OH})]\text{Br}_3$, $\text{NH}_4[\text{I}(\text{I})_2]$;

в) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$, $[\text{Fe}_2(\text{H}_2\text{O})_8(\text{OH})_2](\text{SO}_4)_2$;

г) $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Cl}_2]$, $\text{K}_4[\text{Co}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_4(\text{OH})_2]$;

д) $\text{K}_4[\text{W}_2\text{Cl}_{10}\text{O}]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4[\text{Pt}^{\text{II}}\text{Cl}_4]]$;

е) $\text{Na}[\text{Nb}_2\text{F}_{11}]$, $[\text{PCl}_4][\text{Au}^{\text{III}}\text{Cl}_4]$.

11. Составьте формулы комплексных соединений:

а) гексахлоропалладат(IV)аммония;

б) гидроксотрихлороаурат(III)оксония;

в) дихлороаргентат(I)цезия;

г) сульфат дихлоротетраамминкобальта(III);

д) хлорид нитропентаамминкобальта(III);

е) хлорид карбонатодекаамминдикобальта(III).

12. Дайте название комплексным ионам и комплексам:

а) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Os}(\text{NH}_3)_6]$, $\text{K}_2[\text{BeF}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;

б) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{TiF}_6]^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$;

в) $[\text{SbF}_4]^-$, $[\text{PbCl}_6]^{2-}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_2(\text{SO}_4)_3$.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Все *s*-элементы (кроме H и He), *d*-элементы (все элементы побочных подгрупп) и *f*-элементы (лантаноиды и актиноиды) являются металлами. Среди *p*-элементов есть и металлы, и неметаллы, число элементов металлов увеличивается с увеличением номера периода.

Свойства металлов можно разделить на четыре группы: физические, химические, механические и технологические.

К отличительным физическим свойствам металлов можно отнести твердое агрегатное состояние (за исключением ртути), высокую электропроводность, теплопроводность, металлический блеск, цвет, магнитные и другие свойства.

Все металлы при обычной температуре твердые вещества, но по степени твердости они сильно отличаются друг от друга: щелочные металлы легко режутся ножом, тогда как самый твердый – хром – по своей твердости близок к алмазу.

Лучшими проводниками электричества являются серебро, медь, золото и алюминий. Эти же металлы являются наиболее теплопроводными. Электрическая проводимость зависит от температуры: с повышением температуры она снижается.

Отражательная способность металлов выражается в характерном

металлическом блеске, интенсивность которого зависит от доли поглощаемого металлом света – чем она меньше, тем ярче блеск. Наиболее ярко блестят серебро и палладий. В мелкодисперсном состоянии большинство из металлов черного цвета и без блеска. Алюминий и магний сохраняют металлический блеск даже в порошкообразном состоянии.

Характерной особенностью металлов в химическом отношении является проявление ими типичных восстановительных свойств.

Общность физических и химических свойств металлов объясняется общностью строения их атомов, характерными типами кристаллических решеток и типом химической связи.

В атомах металлов на внешнем энергетическом уровне, как правило, небольшое число электронов - от одного до трех.

Для большинства металлов характерны три типа кристаллических решеток: объемно-центрированная кубическая (V, Cr, W и др.), гранецентрированная кубическая (Al, Ca, Cu и др.), гексагональная плотноупакованная (Be, Mg, Ti, Zn и др.). На рис. 9.1 показаны элементарные ячейки решеток этих типов.

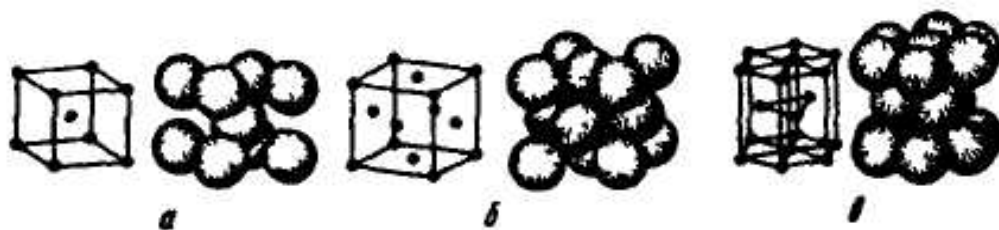


Рисунок 9.1 – Основные типы кристаллических решеток металлов:

а) объемно-центрированная кубическая; б) гранецентрированная кубическая; в) гексагональная плотноупакованная.

s-Металлы. s-Металлами называют металлы I и II групп главных подгрупп.

В атомах s-металлов на внешнем энергетическом уровне находится по одному (металлы I группы) или по два электрона (металлы II группы).

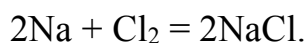
Отдача этих электронов происходит легко, на что указывают низкие значения энергии ионизации. Причем образование ионов металлов I группы происходит гораздо легче, чем металлов второй группы. В обеих группах наблюдается уменьшение энергии ионизации при перемещении от лития к цезию и от бериллия к барию, так как увеличивается размер атома и внешние *s*-электроны располагаются все дальше от ядра. Все *s*-металлы при комнатной температуре и нормальном давлении находятся в твердом состоянии и имеют кристаллическую структуру характерную для металлов.

Металлы I группы очень мягкие и имеют небольшую плотность по сравнению с другими металлами. Самый легкий металл – литий ($0,53 \text{ г/см}^3$) всплывает на поверхность даже легких масел, что затрудняет изоляцию металла. *s*-Металлы II группы имеют более высокую твердость и плотность, но более низкую плотность чем у *d*-металлов.

Низкие значения температур плавления и кипения, а также энтальпий плавления и испарения могут быть объяснены сравнительно слабыми металлическими связями.

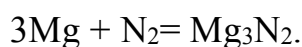
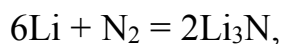
С увеличением радиуса при перемещении в каждой группе происходит ослабление металлической связи (уменьшение температуры плавления и кипения, энтальпий плавления и кипения в I группе). Особенность изменения температур плавления и кипения во второй группе объясняется неодинаковой кристаллической структурой у металлов этой группы.

Все *s*-металлы горят в атмосфере воздуха, но продукты горения имеют различный характер. Металлы I и II группы за исключением бериллия реагируют с водородом, образуя гидриды. Все *s*-металлы восстанавливают галогены, например:

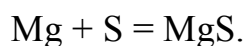
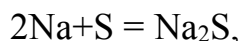


Реакционная способность у *s*-металлов по отношению к галогенам возрастает при перемещении в группе от лития к цезию и от бериллия к барию.

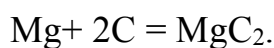
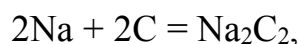
Металлы II группы, а также литий (I группа) сгорают в азоте с образованием нитридов, например:



Все металлы I и II группы реагируют с серой, образуя сульфиды:

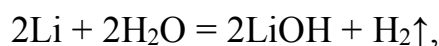


Литий и натрий, а также металлы II группы реагируют с древесным углем с образованием карбидов:



Все *s*-металлы I группы реагируют с холодной водой, причем реакционная способность по отношению к воде возрастает от лития к цезию.

Так, литий с водой реагирует относительно спокойно:



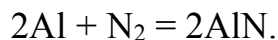
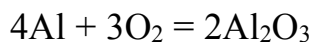
натрий бурно, калий самовоспламеняется, а рубидий и цезий с взрывом.

s-Металлы II группы также реагируют с водой, однако реакционная способность по отношению к воде меньше, чем у *s*-металлов I группы.

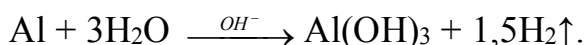
***p*-Металлы.** Наибольший интерес из *p*-металлов представляют алюминий, олово и свинец. Следует отметить отличительные физические свойства алюминия—высокая электропроводность и теплопроводность. Теплопроводность алюминия в 1,8 раз больше, чем у меди, и в 9 раз больше, чем у нержавеющей стали. Алюминий имеет невысокую плотность: в три раза меньше, чем у железа, меди и цинка. Алюминий — это прочный металл, обладающий хорошей ковкостью.

При взаимодействии алюминия с кислородом на его поверхности образуется тонкий слой оксида, который препятствует дальнейшему взаимодействию. Наличие такой оксидной пленки позволяет широко использовать алюминиевые металлоконструкции и алюминиевые изделия.

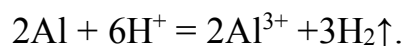
При удалении оксидной пленки алюминий может реагировать и с кислородом, и с другими неметаллами:



Водные растворы щелочей также «удаляют» оксидный поверхностный слой, что приводит к энергичному взаимодействию алюминия с водой:



Алюминий реагирует с горячими разбавленными хлороводородной и серной кислотами:



С соляной и серной кислотами при комнатной температуре алюминий не взаимодействует.

Концентрированная азотная кислота вызывает **пассивацию** алюминия (т.е. появление оксидной плёнки на поверхности металла). С разбавленной кислотой реакция идет по уравнению:



Олово и свинец – *p*-элементы IV группы периодической системы, являются металлами, для которых характерны степени окисления +2 и +4.

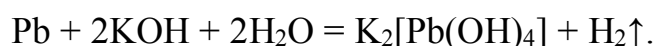
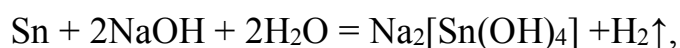
В степени окисления +4 эти элементы характеризуются способностью образовывать ковалентные связи. Способность к образованию цепей, характерная для углерода, уменьшается в следующем порядке: $\text{C} \gg \text{Si} > \text{Ge} \approx \text{Sn} \approx \text{Pb}$. Частично это объясняется уменьшением прочности связи элемент-элемент.

Олово при обычных условиях устойчиво к действию воды и воздуха. При нагревании на воздухе выше точки плавления горит с образованием SnO_2 . С хлором и бромом олово взаимодействует при обычной температуре, при нагревании – с йодом, селеном, теллуром и фосфором. С азотом

непосредственно не соединяется.

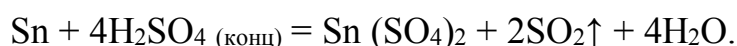
Свинец покрыт при комнатной температуре синевато-серой пленкой оксида. При нагревании свинец также как и олово реагирует с галогенами, серой, селеном, теллуром, образуя $Pb\Gamma_2$ (где Γ - галоген), PbS , $PbSe$, $PbTe$.

Олово и свинец медленно взаимодействуют с холодной щелочью, но быстро растворяются в горячей:



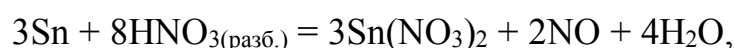
Олово не растворяется в разбавленной серной и хлороводородной кислотах.

Концентрированная H_2SO_4 окисляет олово до Sn^{4+} :



Свинец практически не растворяется в разбавленной серной и хлороводородной кислотах.

Разбавленная азотная кислота переводит олово в нитрат олова (II), а свинец в нитрат свинца (II):



Концентрированная азотная кислота окисляет олово до β -оловянной кислоты H_2SnO_3 :



***d*-Металлы.** К *d*-металлам относятся те элементы, атомы которых содержат валентные электроны на $(n-1)d$ -, ns -уровнях и составляют побочные подгруппы, занимая промежуточное положение между типичными *s*-металлами и *p*-элементами. *d*-Металлы обладают некоторыми особенностями по сравнению с металлами главных подгрупп. У *d*-металлов лишь небольшая часть валентных электронов делокализована по всему кристаллу. Остальные *d*-электроны участвуют в образовании направленных ковалентных связей между соседними атомами. Таким образом, эти металлы в кристаллическом

состоянии обладают не чисто металлической связью, а ковалентно-металлической. Поэтому все они твердые (кроме Hg) и тугоплавкие (кроме Zn, Cd) металлы. Для *d*-металлов характерен большой набор валентных состояний и, как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в широких пределах.

Соединения, в которых *d*-металлы находятся в низшей степени окисления, образуют кристаллы ионного типа, в химических реакциях проявляют основные свойства и являются, как правило, восстановителями.

Соединения, в которых *d*-металлы находятся в промежуточных степенях окисления, проявляют амфотерные свойства и окислительно-восстановительную двойственность.

В периоде с ростом заряда ядра (*Z*) восстановительные свойства металлов уменьшаются, достигая минимума у элементов IV-группы. Тяжелые металлы VIIIB- и IV-групп за свою инертность названы *благородными*.

Вопросы для подготовки:

1. Железо, содержащееся в 10 мл анализируемого раствора FeSO₄, окислено до железа (III) и осаждено в виде гидроксида. Масса прокалённого осадка оказалась равной 0,4132 г. Вычислить молярную концентрацию FeSO₄ в исходном растворе.

2. Может ли Ni быть окислен жидким бромом при стандартном состоянии вещества и 298 °K?

3. Вычислить ЭДС гальванической пары Ni/Ni⁺² || Pd⁺²/Pd. Концентрации ионов металлов в растворе [Ni⁺²] = 4·10⁻² моль/л, [Pd⁺²] = 5·10⁻³ моль/л.

4. Определите тепловой эффект реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2$.

5. Каковы продукты взаимодействия Na₂CO₃ с водным раствором Fe₂(SO₄)₃?

6. Найти массу $K_2Cr_2O_7$, необходимую для получения 1 кг хромокалиевых квасцов.

7. Какой объём хлора выделится при взаимодействии 1 моля дихромата натрия с избытком соляной кислоты? Условия нормальные.

8. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,60 г $FeSO_4$ в нейтральном растворе?

9. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,60 г $FeSO_4$ в кислом растворе?

10. При каких температурах процесс получения хрома восстановлением Cr_2O_3 водородом может протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех веществ?

КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ КАТИОНОВ И АНИОНОВ В РАСТВОРАХ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ СОЛЕЙ

Качественный химический анализ представляет собой процесс открытия ионов в веществе с помощью химических реакций без количественной оценки результатов. Его применяют для предварительного определения состава неизвестного вещества, а также для проведения тест-контроля на превышение предельной концентрации какого-либо соединения в продукте. Для идентификации в анализируемом веществе того или иного компонента на пробу (небольшую порцию вещества) воздействуют специальными реактивами – реагентами.

Если в анализируемом веществе имеется определяемый компонент, то между ним и реагентом протекает химическая реакция, сопровождающаяся внешним изменением или **аналитическим признаком**. К таким признакам относят образование осадка, выделение характерного газа или изменение цвета раствора. Если под воздействием реагента ожидаемый для данного иона аналитический признак не наблюдается, то в пробе этот ион отсутствует.

При работе с достаточным количеством раствора анализируемого вещества применяют пробирки (**пробирные реакции**). Для этого отбирают 0,5 – 2 мл раствора и добавляют в него несколько капель или кристаллы реагента. Реакция должна протекать быстро и однозначно.

При работе с малым количеством вещества применяют капельные, микрокристаллоскопические и экстракционные реакции.

Капельные реакции выполняют на фильтровальной бумаге, на которую наносят в определённой последовательности капли растворов анализируемого вещества и реагента. О присутствии исследуемого иона судят по образованию пятна определённого цвета.

Микрокристаллоскопические реакции проводятся на предметном стекле при выпаривании раствора. Ионы идентифицируют по цвету и форме образующихся кристаллов, которые наблюдают под микроскопом.

Экстракционные реакции выполняют в пробирках с плотно закрывающимися пробками. От пробирных они отличаются тем, что дополнительно вносят экстрагент – органический растворитель, не смешивающийся с водой. Содержимое пробирки тщательно перемешивают и дают фазам расслоиться. Изменение окраски фазы экстрагента свидетельствует о наличии определяемого иона.

Предварительные исследования неизвестного вещества обычно начинают с **пирохимической реакции**, проводя идентификацию ионов по изменению окраски пламени горелки. Эта реакция характерна в первую очередь для щелочных и щелочноземельных металлов. При проведении анализа каплю исходного раствора или сухое вещество помещают в чистую петлю из нихромовой проволоки и вносят в пламя горелки.

Проводя ту или иную аналитическую реакцию, необходимо создавать определённые условия для её протекания, так как иначе результат реакции окажется не достоверным. Одним из важнейших условий является кислотность среды, которая в случае необходимости регулируется

добавлением к раствору кислоты, щёлочи или буферов. Другим важным фактором является температура раствора, так как некоторые реакции протекают только при нагревании.

Анализ и классификация катионов

Для определения катионов разработаны и применяются на практике такие классификации, как: сероводородная (сульфидная); кислотно-основная; гидроксидно-пероксидная; фосфатно-аммиачная и др. Под аналитической классификацией катионов понимают выделение в осадок небольших групп ионов из смеси путем последовательного воздействия системы групповых реагентов.

В основе любой классификации лежит принцип сходства химических свойств элементов: способность ряда ионов образовывать малорастворимые соединения (осадки). В качестве реагентов подбираются вещества, которые в минимальной степени в дальнейшем будут влиять на ход определения, либо легко могут быть удалены. В первую очередь это кислоты, гидроксиды и соли аммония.

Сероводородная классификация одна из самых простых по структуре (таблица 13.1), однако ее применение в настоящее время ограничено из-за использования высокотоксичного сероводорода. Другие методы анализа были разработаны с целью замены токсичных реагентов на более безопасные и состоят обычно из 5 или 6 групп катионов.

В реальной практике анализ выполняется на основе комплексного подхода: выбирают те реактивы, реагенты и схемы его проведения, которые позволяют достичь желаемого результата наиболее экономным путем.

Согласно сероводородной классификации, как видно из таблицы 13.1, все катионы разбиты на **5 аналитических групп**, осаждение которых выполняется с помощью системы групповых реагентов в следующей

последовательности:

группа:	V	IV	III	II	I
реагент:	$HCl \rightarrow H_2S \rightarrow (NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightarrow \text{нет}$				
pH:	0,5 – 1	≈ 1	> 9	9 – 10.	

Определение начинают с выделения и отделения 5-й группы катионов, образующих нерастворимые в воде и кислотах хлориды. Затем в среде HCl (pH= 0,5 – 1) проводят осаждение 4-й группы катионов в виде сульфидов, устойчивых как в кислой, так и в нейтральной среде. Для последующих с помощью аммиачного буфера изменяют кислотность среды на щелочную и последовательно выделяют в осадок 3-ю и 2-ю группы катионов в виде соответствующих сульфидов, гидроксидов и карбонатов.

Таким образом, в растворе после воздействия системы групповых реагентов остаются только катионы 1-й аналитической группы, которая не осаждается полностью ни одним из реагентов.

Дальнейшая идентификация катионов в группах основана на различие их растворимости, что позволяет разделить группы на подгруппы. Так в 4-й группе катионов выделяют подгруппу меди и подгруппу мышьяка; в 3-й группе – это подгруппы цинка и алюминия. Определение индивидуальных катионов внутри групп и подгрупп выполняют комбинацией дробного и систематического метода.

Таблица – Сероводородная классификация катионов

Аналитическая группа	Катионы	Условия осаждения	Групповой реагент	Соединения, образующие осадок	Характеристика группы
первая	1) подгруппа аммония: K^+ , Na^+ , NH_4^+ . 2) подгруппа магния: Mg^{2+} и др.	-	нет	-	Сульфиды и карбонаты растворимы в воде, карбонат магния растворим в растворах солей аммония
вторая	Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Rb^{2+}	$pH > 7$ $NH_4OH + NH_4Cl$	$(NH_4)_2CO_3$	$CaCO_3$, $BaCO_3$, $SrCO_3$	Сульфиды растворимы, а карбонаты нерастворимы в воде
третья	1) подгруппа алюминия: Al^{3+} , Cr^{3+} . 2) подгруппа цинка: Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} и др.	$pH > 7$ буфер $NH_4OH + NH_4Cl$	$(NH_4)_2S$	$Al_2O_3 \cdot H_2O$, ZnS , $Cr_2O_3 \cdot H_2O$, MnS , Fe_2S_3 , FeS , CoS , NiS	Сульфиды (или гидроксиды) нерастворимы в воде и растворимы в разбавленных минеральных кислотах
четвёртая	1) подгруппа меди: Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Bi^{3+} и др. 2) подгруппа мышьяка: As^{3+} , As^{5+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} и др.	$pH < 7$ HCl	H_2S	CuS , CdS , HgS , Bi_2S_3 , As_2S_3 , Sb_2S_3 , SnS , SnS_2	Сульфиды нерастворимы в разбавленных кислотах, сульфиды 1 – ой подгруппы растворимы в $(NH_4)_2S$ с образованием аммиакатов, сульфиды 2 – ой подгруппы растворимы в полисульфидах с образованием тио-солей
пятая	Cu^+ , Ag^+ , Pb^{2+} , $[Hg_2]^{2+}$, Au^{3+}	$pH < 7$ HCl	HCl	$AgCl$, $CuCl$, $PbCl_2$, Hg_2Cl_2	Хлориды и сульфиды нерастворимы в воде и разбавленных минеральных кислотах

Анализ и классификация анионов

Достаточно строгой аналитической классификации анионов не разработано. Нумерация групп анионов и применяемые реагенты в различных источниках сильно варьируют, как и количество выделяемых групп. Чаще всего их разделяют на три аналитические группы в зависимости от образования осадков с хлоридом бария и нитратом серебра (табл. 13.2).

Таблица – Классификация анионов

Аналитическая группа	Анионы	Групповой реагент	Характеристика группы
<i>I</i>	CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , $S_2O_3^{2-}$ и др.	$BaCl_2$	Соли бария и серебра нерастворимы в воде, соли серебра растворимы в кис-лотах
<i>II</i>	Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , S^{2-} и др.	$AgNO_3$ в среде HNO_3	Соли серебра нерастворимы в воде и разбавленных кислотах, соли бария растворимы в воде
<i>III</i>	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	нет	Соли бария и серебра растворимы в воде

В предложенной классификации определение анионов, в отличие от катионов, начинают с 1-й группы, так как некоторые анионы ее способны реагировать с нитратом серебра, образуя неустойчивые осадки. Третья группа может анализироваться совместно как с 1-й, так и со 2-й группой. Анионы в меньшей степени мешают обнаружению друг друга, поэтому при их анализе чаще используют дробный метод, а к систематическому анализу прибегают только в более сложных случаях, например, при подозрении на присутствие трудно растворимых солей боратов или силикатов. Групповые реагенты используют в основном для предварительного обнаружения групп.

Вопросы для подготовки:

1. Сущность качественного анализа и его применение. Аналитические признаки качественных реакций (определение; примеры).

2. Условия проведения качественных аналитических реакций. Требования к реакциям, применяемым в аналитической химии и в качественном анализе.

3. Как называется способ открытия ионов по окрашиванию пламени? Как он выполняется (примеры)? Какие ионы преимущественно способны окрашивать пламя и почему? Какая реакция протекает в этом случае?

4. Опишите методику проведения: а) капельной; б) экстракционной; в) микрокристаллоскопической реакций. Приведите примеры открытия ионов этими способами. Каково их применение в анализе? Какие факторы влияют на качество проведения микрокристаллоскопической реакции?

5. Приведите основные общепризнанные классификации катионов. Какие групповые реагенты в них используют?

6. Какой принцип положен в основе классификации катионов по группам и подгруппам?

7. На чем основана сероводородная классификация катионов? В чем ее достоинства и недостатки?

8. Охарактеризуйте аналитические группы. В какой последовательности проводится разделение катионов?

9. Какова характерная особенность катионов, входящих в 3-ю группу, в 1-ю и 2-ю группы? Объясните, почему Al^{3+} и Cr^{3+} переводят в осадок групповым реагентом в виде гидроксидов? Напишите соответствующие уравнения реакций.

10. На каком принципе основано определение анионов? В какой последовательности определяются анионы традиционным способом?

11. Какой анион I группы определяется по обесцвечиванию перманганата калия в кислой среде?

12. Какие свойства осадков анионов II группы позволяют их идентифицировать? Напишите уравнения реакций этих анионов с групповыми реагентами и при их идентификации.

13. Катион какой группы можно использовать для открытия I аналитической группы анионов?

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25°C

Химическая формула	Название электролита	Константа диссоциации
HIO_3	Йодноватая кислота	$1,7 \cdot 10^{-1}$
H_2SO_3	Сернистая кислота	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$
H_3PO_4	Фосфорная кислота	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
HF	Фтороводородная кислота	$7,0 \cdot 10^{-4}$
HNO_2	Азотистая кислота	$4,0 \cdot 10^{-4}$
$HCOOH$	Муравьиная кислота	$1,8 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	Уксусная кислота	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3	Угльная кислота	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
H_2S	Сероводородная кислота	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$
$HClO$	Хлорноватистая кислота	$5,0 \cdot 10^{-8}$
HCN	Циановодородная кислота	$8,0 \cdot 10^{-10}$
H_3BO_3	Борная кислота	$5,7 \cdot 10^{-10}$
H_2SiO_3	Кремниевая кислота	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
HIO	Йодноватистая кислота	$2,3 \cdot 10^{-11}$
$Pb(OH)_2$	Гидроксид свинца (II)	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

NH_4OH	Гидроксид аммония	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2O	Вода	$1,8 \cdot 10^{-11}$

Таблица 2 – Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li^+/Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,045
K^+/K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,925
Rb^+/Rb	$Rb^+ + \bar{e} = Rb$	-2,925
Cs^+/Cs	$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	-2,923
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + \bar{e} = Ca$	-2,866
Na^+/Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,363
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,662
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,179
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,403
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,277
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,250
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,126
$H^+/1/2H_2$	$H^+ + \bar{e} = 1/2H_2$	$\pm 0,000$
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	+0,337
Hg_2^{2+}/Hg	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	+0,788

Основная литература

1. Егоров, В. В. Общая химия Электронный ресурс / Егоров В. В. : учебник для вузов. - 2-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 192 с. - ISBN 978-5-8114-6936-9
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия Электронный ресурс / Ахметов Н. С. : учебник для вузов. - 12-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 744 с. - ISBN 978-5-8114-6983-3
3. Пресс, И. А. Общая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-7073-
4. Пресс, И. А. Органическая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 432 с. - ISBN 978-5-8114-7074-7
5. Барковский, Е. В. Общая химия Электронный ресурс : Учебное пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. - Общая химия, 2021-10-06. - Минск : Вышэйшая школа, 2013. - 641 с. - Книга находится в премиум-версии ЭБС IPR BOOKS. - ISBN 978-985-06-2314-0

Дополнительная литература

1. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / И. П. Воронкова, И. В. Михайлова, Н. А. Кузьмичева, А. А. Синеговец. — Оренбург : ОрГМУ, 2022. — 130 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/340652> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Неорганическая и аналитическая химия: лабораторный практикум : учебное пособие / составитель Н. П. Здюмаева. — пос. Караваево : КГСХА, 2020 — Часть 1 : Неорганическая химия — 2020. — 25 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/171643> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
3. Карпова, Е. В. Неорганическая химия. Вопросы и задачи : учебное пособие / Е. В. Карпова, Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо ; под редакцией А. В. Шевелькова. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 179 с. — ISBN 978-5-00101-939-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/166746> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
4. Общая и неорганическая химия. Растворы : учебное пособие / Т. М. Финогенко, Д. А. Феофанов, А. В. Тарасова, П. В. Фабинский. — Красноярск : СибГУ им. академика М. Ф. Решетнёва, 2020. — 92 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/195113> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
5. Общая и неорганическая химия в тестах и задачах : учебное пособие / А. А. Старикова, М. В. Мажитова, Е. А. Шустова, Е. В. Афанасьева. — Астрахань : АГМУ, 2023. — 104 с. — ISBN 978-5-4424-0782-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/385295> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
6. Школьников, Е. В. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум по общей химии : учебное пособие / Е. В. Школьников. — Санкт-Петербург : СПбГЛТУ, 2023. — 92 с. — ISBN 978-5-9239-1406-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/348023> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОРГАНИЗАЦИИ
САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ**
по дисциплине «ХИМИЯ»
для студентов специальности 31.05.03 Стоматология

ВВЕДЕНИЕ

Цели освоения дисциплины – Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование компетенций будущего специалиста по специальности 31.05.03 Стоматология.

Задачи дисциплины: изучить основные явления и законы химии, теории и закономерности химии;

- развить навыки решения конкретных практических задач и исследовательской работы, а также закрепить в памяти студентов теоретические сведения о закономерностях неорганической и органической химии, почувствовать эти закономерности в практической работе, убедиться в их действенности;

- подготовить студентов к изучению последующих дисциплин.

Методические рекомендации по изучению теоретического материала

При выполнении самостоятельного изучения теоретического материала студент должен руководствоваться следующими правилами. За основу рекомендуется брать рабочую программу учебной дисциплины в библиотеке СКФУ. Согласно плану-графику аудиторных занятий и самостоятельной работы, на изучение отдельных тем отводится разное количество часов. Значительная часть самостоятельной работы студента должна отводиться на усвоение материала по пройденной теме, написании конспекта по заданным теоретическим блокам, поиску дополнительной литературы на базе библиотеки СКФУ и в системе интернет.

Материал лекций охватывает не теоретический материал, большая часть должна осваиваться в процессе самостоятельной работы. В связи с этим работа с рекомендованной литературой обязательна. Особое внимание при этом необходимо обратить на содержание основных положений и выводов, объяснение явлений и фактов, уяснение практического приложения рассматриваемых теоретических вопросов. В процессе этой работы студент должен стремиться понять и запомнить основные положения рассматриваемого материала, примеры, поясняющие его, а также разобраться в иллюстративном материале.

Заканчивать подготовку следует составлением плана (конспекта) по изучаемому материалу (вопросу). Это позволяет составить концентрированное, сжатое представление по изучаемым вопросам.

Начинать надо с изучения рекомендованной литературы. Особое внимание при этом необходимо обратить на содержание основных положений и выводов, объяснение явлений и фактов, уяснение практического приложения рассматриваемых теоретических вопросов. В процессе этой работы студент должен стремиться понять и запомнить основные положения рассматриваемого материала, примеры, поясняющие его, а также разобраться в иллюстративном материале.

Заканчивать подготовку следует составлением плана (конспекта) по изучаемому материалу (вопросу). Это позволяет составить концентрированное, сжатое представление по изучаемым вопросам.

При необходимости следует обращаться за консультацией к преподавателю. Идя на консультацию, необходимо хорошо продумать вопросы, которые требуют разъяснения.

Ведение записей способствует превращению чтения в активный процесс, мобилизует, наряду со зрительной, и моторную память. Следует помнить: у студента, систематически ведущего записи, создается свой индивидуальный фонд подсобных материалов для быстрого повторения прочитанного, для мобилизации накопленных знаний. Особенно важны и полезны записи тогда, когда в них находят отражение мысли, возникшие при самостоятельной работе.

Важно развивать у студентов умение сопоставлять источники, продумывать изучаемый материал.

Большое значение имеет совершенствование навыков конспектирования у студентов.

Преподаватель может рекомендовать студентам следующие основные формы записи: план (простой и развернутый), выписки, тезисы.

Результаты конспектирования могут быть представлены в различных формах.

План – это схема прочитанного материала, краткий (или подробный) перечень вопросов, отражающих структуру и последовательность материала. Подробно составленный план вполне заменяет конспект.

Конспект – это систематизированное, логичное изложение материала источника. Различаются четыре типа конспектов:

- План-конспект – это развернутый детализированный план, в котором достаточно подробные записи приводятся по тем пунктам плана, которые нуждаются в пояснении.

- Текстуальный конспект – это воспроизведение наиболее важных положений и фактов источника.

- Свободный конспект – это четко и кратко сформулированные (изложенные) основные положения в результате глубокого осмысливания материала. В нем могут присутствовать выписки, цитаты, тезисы; часть материала может быть представлена планом.

- Тематический конспект – составляется на основе изучения ряда источников и дает более или менее исчерпывающий ответ по какой-то схеме (вопросу).

Методические указания по подготовке к практическим работам

При подготовке к практическим работам рекомендуется изучить контрольные вопросы по данному занятию, теоретический материал из собственных конспектов. Основная форма работы на занятиях – собеседование. Каждый студент должен быть готовым к выступлению по всем поставленным в плане вопросам, проявлять максимальную активность при их рассмотрении. Выступление должно строиться свободно, убедительно и аргументировано. Преподаватель следит, чтобы выступление не сводилось к репродуктивному уровню (простому воспроизведению текста), не допускается и простое чтение конспекта.

Необходимо, чтобы выступающий проявлял собственное отношение к тому, о чем он говорит, высказывал свое личное мнение, понимание, обосновывал его и мог сделать правильные выводы из сказанного. При этом студент может обращаться к записям конспекта, непосредственно к первоисточникам, использовать знание ранее изученных дисциплин и т. д.

Кроме того, для получения оценки на повышенном уровне студенты решают ситуационные задачи по результатам освоенных тем.

При выполнении практических работ предусмотрена защита практических навыков, полный перечень которых указан в фонде оценочных средств.

Методические рекомендации по подготовке презентаций и докладов

Доклад должен содержать элементы новизны, наряду с фундаментальным аспектом должен быть проведен анализ современного состояния изучаемой проблемы, а также включенность в региональную проблематику.

Доклад должен состоять из введения, теоретической части, заключения, списка литературы и презентации, раскрывающей суть темы в графиках, картинках, схемах, формулах.

Доклад рекомендуется представлять в объеме 1 печатный лист. Текст работы должен быть напечатан через 1,5 интервала на одной стороне стандартного листа белой бумаги (А4). Текст и другие отпечатанные элементы работы должны быть черными, контуры букв и знаков – четкими, без ореола и затенения. Шрифт Times New Roman, кегель 14. Названия глав и параграфов выделяются полужирным шрифтом. Лист с текстом

должен иметь поля: слева – 30 мм, справа – 10 мм, сверху – 20 мм, снизу – 20 мм. Нумерация страниц текста делается в правом нижнем углу листа. Проставлять номер страницы необходимо со страницы, где печатается «Введение», на которой ставится цифра «3». После этого нумеруются все страницы, включая приложения.

Между названием главы и названием параграфа этой главы ставится пробел равный двум интервалам, а название параграфа не должно отделяться от текста этого параграфа пробелом. Названия параграфов отделяются от текста предыдущего параграфа пробелом, равным двум интервалам. Каждая глава, а также введение, выводы, приложения и список использованной литературы начинаются с новой страницы. Слово «Глава» не пишется. Главы имеют порядковые номера в пределах всей работы, обозначаемые арабскими цифрами (например: 1, 2, 3), после которых ставится точка. Слово «параграф» или значок параграфа в названии не ставятся. Параграфы имеют порядковые номера в пределах глав, обозначаемые арабскими цифрами (например: 1.1. и 1.2.). Заголовки глав и параграфов в тексте работы должны располагаться по центру, точку в конце названия главы и параграфа не ставят. Не допускается переносить часть слова в заголовке. 4.5. Нумерация таблиц и рисунков может быть сквозной или соотноситься с номером главы и параграфа. Например, если таблица или рисунок включены в текст первого параграфа второй главы, нумерация следующая: Таблица 2.1.1., рис. 2.1.1. Последняя цифра означает порядковый номер таблицы (или рисунка) в данном параграфе. Таблица помещается в качестве следующей страницы после первого упоминания о ней в тексте.

Перечень основной и дополнительной литературы, необходимой для освоения дисциплины

Перечень основной литературы

1. Егоров, В. В. Общая химия Электронный ресурс / Егоров В. В. : учебник для вузов. - 2-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 192 с. - ISBN 978-5-8114-6936-9
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия Электронный ресурс / Ахметов Н. С. : учебник для вузов. - 12-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 744 с. - ISBN 978-5-8114-6983-3
3. Пресс, И. А. Общая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-7073-
4. Пресс, И. А. Органическая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 432 с. - ISBN 978-5-8114-7074-7
5. Барковский, Е. В. Общая химия Электронный ресурс : Учебное пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. - Общая химия, 2021-10-06. - Минск : Вышэйшая школа, 2013. - 641 с. - Книга находится в премиум-версии ЭБС IPR BOOKS. - ISBN 978-985-06-2314-0

Перечень дополнительной литературы

1. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / И. П. Воронкова, И. В. Михайлова, Н. А. Кузьмичева, А. А. Синеговец. — Оренбург : ОрГМУ, 2022. — 130 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/340652> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Неорганическая и аналитическая химия: лабораторный практикум : учебное пособие / составитель Н. П. Здюмаева. — пос. Караваево : КГСХА, 2020 — Часть 1 : Неорганическая химия — 2020. — 25 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/171643> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

3. Карпова, Е. В. Неорганическая химия. Вопросы и задачи : учебное пособие / Е. В. Карпова, Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо ; под редакцией А. В. Шевелькова. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 179 с. — ISBN 978-5-00101-939-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/166746> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
4. Общая и неорганическая химия. Растворы : учебное пособие / Т. М. Финогенко, Д. А. Феофанов, А. В. Тарасова, П. В. Фабинский. — Красноярск : СибГУ им. академика М. Ф. Решетнёва, 2020. — 92 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/195113> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
5. Общая и неорганическая химия в тестах и задачах : учебное пособие / А. А. Старикова, М. В. Мажитова, Е. А. Шустова, Е. В. Афанасьева. — Астрахань : АГМУ, 2023. — 104 с. — ISBN 978-5-4424-0782-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/385295> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
6. Школьников, Е. В. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум по общей химии : учебное пособие / Е. В. Школьников. — Санкт-Петербург : СПбГЛТУ, 2023. — 92 с. — ISBN 978-5-9239-1406-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/348023> (дата обращения: 31.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.