



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



# Темы и примеры выполнения модульных заданий



3





## Тема 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

**Цель:** расширение и углубление базовых знаний по основным положениям атомно-молекулярного учения и законам стехиометрии.

**Задачи:**

закрепить основные понятия и законы химии;  
рассмотреть эквивалент и закон эквивалентных отношений;  
усвоить свойства основных классов неорганических соединений, знать их особенности;

приобрести навыки решения задач.

Неорганические вещества подразделяются на простые, состоящие из атомов одного элемента ( $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $S_8$ ,  $P_4$ ,  $O_3$ ,  $Cu$  и т. д.), и сложные, состоящие из атомов нескольких элементов ( $NaCl$ ,  $K_2CO_3$ ,  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  и т. д.).

Простые вещества делятся на *металлы* (обладают металлическим блеском, пластичностью, тепло- и электропроводностью) и *неметаллы* (не обладают совокупностью свойств металлов).

Например, медь имеет блеск, хорошо проводит тепло и электрический ток, пластична (из нее делают провода). Медь – металл. Сера – порошок желтого цвета, плохо проводит тепло, не проводит ток. Это неметалл.

Кристаллический кремний имеет металлический блеск, тепло- и электропроводен, но хрупок, поэтому кремний – неметалл.

Сложные вещества разнообразны. В курсе химии подробно изучаются оксиды, основания, кислоты и соли.

*Оксиды* – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления  $-2$ .

Например,  $CaO$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $N_2O$ ,  $P_2O_5$ .

Оксиды классифицируют по свойствам на *несолеобразующие* (безразличные), которым не соответствуют кислоты, основания и соли ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ), и *солеобразующие*. Последние делятся на следующие группы:

- *кислотные*, которым соответствуют кислоты; они образованы неметаллами и переходными элементами в степенях окисления более  $+4$  ( $CO_2$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $SO_3$ );

- *основные*, которым соответствуют основания; они образованы металлическими элементами и переходными элементами в степенях окисления меньше  $+3$  ( $K_2O$ ,  $CaO$ ,  $CuO$ ,  $MnO$ );





- амфотерные, которым соответствуют амфотерные гидроксиды; они образованы переходными элементами с постоянными степенями окисления ( $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $BeO$ ) и с переменными степенями окисления +3, +4 ( $Cr_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $MnO_2$ ). К амфотерным оксидам относится также вода ( $H_2O$ ).

*Кислоты* – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Например,  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ ;  $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ .

Кислоты классифицируют следующим образом:

1) по составу кислотного остатка:

кислородсодержащие:  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $H_3PO_4$ ;

бескислородные:  $H_2S$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ;

2) по числу атомов водорода, способных замещаться на металл:

- одноосновные:  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $CH_3COOH$ ;

- двухосновные:  $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ;

- трехосновные:  $H_3PO_4$ ;

3) по степени диссоциации:

- сильные:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ;

- средние:  $H_2SO_3$ ,  $H_3PO_4$ ;

- слабые:  $HF$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SiO_3$ , органические кислоты.

*Основания* – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы, например,  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ .

Основания классифицируют следующим образом:

1) по растворимости:

- нерастворимые:  $Cu(OH)_2$ ;  $Mg(OH)_2$ ;

- растворимые:  $NH_4OH$ ,  $KOH$ ,  $NaOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ;

2) по степени диссоциации:

- сильные (щелочи):  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ ;

- слабые:  $NH_4OH$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Mg(OH)_2$ ;

3) по числу гидроксильных групп:

- однокислотные:  $NaOH$ ,  $NH_4OH$ ;

- двухкислотные:  $Ca(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ;

- трехкислотные:  $Fe(OH)_3$ .

*Соли* – сложные вещества, в состав которых входят катионы, отличные от катионов водорода, и кислотные остатки.

По составу соли бывают:





средние (нормальные) – содержат катионы одного вида и анион кислотного остатка:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;

кислые – от средних солей отличаются наличием катиона водорода:  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ;

основные – от средних солей отличаются наличием гидроксид-аниона:  $\text{AlOHSO}_4$ ,  $\text{MgOHCl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;

двойные – содержат катионы двух видов:  $\text{KNaSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$ ;

смешанные – содержат анионы двух видов:  $\text{CaOCl}_2$ ,  $\text{Mg}_2(\text{PO}_4)\text{F}$ ;

комплексные – содержат комплексный ион:  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

Номенклатура – совокупность правил, на основании которых дают названия веществам. Номенклатура может быть систематическая (международная), рациональная и тривиальная (исторически сложившиеся названия).

**Оксиды** с помощью *систематической номенклатуры* называют с использованием числительных, обозначающих количество атомов каждого элемента: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта, 9 – нона, 10 – дека.  $\text{CO}_2$  – диоксид углерода.

По *рациональной номенклатуре* после слов «оксид ...» указывается степень окисления элемента, образующего оксид:  $\text{CO}_2$  – оксид углерода(IV),  $\text{N}_2\text{O}_5$  – оксид азота(V). Если степень окисления у элемента постоянна, она не указывается:  $\text{CaO}$  – оксид кальция.

*Тривиальные названия*:  $\text{CO}$  – угарный газ;  $\text{CO}_2$  – углекислый газ;  $\text{SiO}_2$  – кремнезем, кварц;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – глинозем;  $\text{CaO}$  – жженая известь, негашеная известь;  $\text{N}_2\text{O}$  – веселящий газ.

**Основания** по *рациональной номенклатуре* называют следующим образом: «гидроксид ...», затем в скобках указывается степень окисления металла. При постоянной степени окисления она не указывается:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа(II);  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа(III);  $\text{NaOH}$  – гидроксид натрия;  $\text{NH}_4\text{OH}$  – гидроксид аммония.

*Тривиальные названия*:  $\text{NH}_4\text{OH}$  – нашатырный спирт;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гашеная известь, известковая вода (в растворе);  $\text{NaOH}$  – едкий натр;  $\text{KOH}$  – едкое кали;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – едкий барит.

**Кислоты** по *рациональной номенклатуре* называются по русскому названию химического элемента с использованием разных суффиксов:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сернистая;  $\text{HNO}_3$  – азотная;  $\text{HNO}_2$  – азотистая; -н, -ов, -ев – высшие кислоты; -ист; -оват; -оватист – невысшие кислоты (таблица). Бескислородные кислоты называются элементоводородными:  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная;  $\text{HCl}$  – хлороводородная.





### Формулы и названия кислот и кислотных остатков

| Кислота                      |   | Анионы                      |  |
|------------------------------|---|-----------------------------|--|
| Название                     | Формула                                       | Название кислотных остатков | Формула                                      |
| Фтороводородная (плавиковая) | HF  | Фторид                      | F <sup>-</sup>                               |
| Хлороводородная (соляная)    | HCl   | Хлорид                      | Cl <sup>-</sup>                              |
| Бромоводородная              | HBr   | Бромид                      | Br <sup>-</sup>                              |
| Йодоводородная               | HI  | Йодид                       | I <sup>-</sup>                               |
| Циановодородная              | HCN   | Цианид                      | CN <sup>-</sup>                              |
| Сероводородная               | H <sub>2</sub> S                              | Сульфид                     | S <sup>2-</sup>                              |
| Селеноводородная             | H <sub>2</sub> Se                             | Селенид                     | Se <sup>2-</sup>                             |
| Угольная                     | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                | Карбонат                    | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                |
| Кремниевая                   | H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>               | Силикат                     | SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>               |
| Ортофосфорная                | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>                | Ортофосфат                  | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>                |
| Азотная                      | HNO <sub>3</sub>                              | Нитрат                      | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                 |
| Азотистая                    | HNO <sub>2</sub>                              | Нитрит                      | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                 |
| Серная                       | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                | Сульфат                     | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>                |
| Сернистая                    | H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                | Сульфит                     | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                |
| Хромовая                     | H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>               | Хромат                      | CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               |
| Дихромовая                   | H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | Дихромат                    | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> |
| Марганцовая                  | HMnO <sub>4</sub>                             | Перманганат                 | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                |

*Тривиальные названия:* HF – плавиковая кислота; HCl – соляная кислота; HCN – синильная кислота; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – купоросное масло; CH<sub>3</sub>COOH – уксусная кислота.

*Соли по рациональной номенклатуре* называют с помощью латинских корней элементов и разных суффиксов (таблица): ид – бескислородные соли; ит – соли невысших кислот; ат – соли высших кислот. Далее указывается катион и его степень окисления (если она переменная): NaCl – хлорид натрия; Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – сульфит натрия; Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – сульфат натрия; Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> – нитрат железа(III).

В названиях кислых солей используется префикс гидро-: NaHCO<sub>3</sub> – гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей – префикс гидроксо-: CuOHCl – гидроксохлорид меди(II).





*Тривиальные названия:*  $\text{NaCl}$  – поваренная соль;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – медный купорос;  $\text{CaCO}_3$  – мел, мрамор, известняк;  $\text{HgS}$  – киноварь;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – кальцинированная сода;  $\text{NaHCO}_3$  – питьевая (пищевая, чайная) сода;  $\text{KClO}_3$  – бертолетова соль;  $\text{KMnO}_4$  – марганцовка.

### Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Дать названия веществам:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

*Решение.*  $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$  – это оксид. Определим степень окисления хрома. Она равна +3. Значит, вещество называется «оксид хрома(III)».

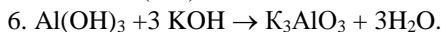
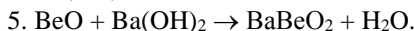
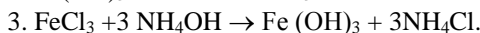
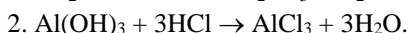
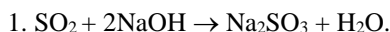
$\text{CuSO}_4$  – это соль серной кислоты. Определим степень окисления меди. Она равна +2. Вещество называется «сульфат меди(II)».

$\text{H}_3\text{PO}_4$  – формула фосфорной кислоты.

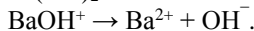
**Пример 2.** Химические свойства оснований.

*Решение.*

Химические свойства оснований:



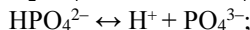
Ступенчатая диссоциация  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaOH}^+ + \text{OH}^-$ ;



**Пример 3.** Написать уравнения диссоциации следующих соединений:

гидроксида калия:  $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ ;

ортофосфорной кислоты:  $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ ;



сульфата хрома(III):  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ ;

гидросульфида натрия:  $\text{NaHS} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HS}^-$ ;



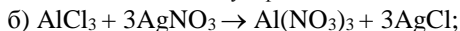
гидроксонитрата магния:  $\text{MgOHNO}_3 \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{NO}_3^-$ ;



**Пример 4.** Закончить уравнения реакций и назвать продукты:

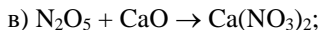


сульфат аммония

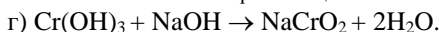




нитрат алюминия хлорид серебра(I)



нитрат кальция



метахромит натрия вода

**Пример 5.** Найти массу, объем, число молекул, которые содержатся в 5 моль  $\text{N}_2$ .

*Решение.*

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; \quad V = V_m \cdot n = 22,4 \cdot 5 = 112 \text{ л}; \quad m = M \cdot n = 28 \cdot 5 = 140 \text{ г};$$

$$N_{\text{мол}} = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5 = 3,1 \cdot 10^{24} \text{ молекул}.$$

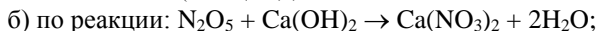
**Пример 6.** Рассчитать молярные массы эквивалентов:

$$\text{а) в соединениях: } \text{CrO}_3 : M_{\text{экв}}(\text{CrO}_3) = 52 \cdot 1/6 + 16 \cdot 1/2 = 16,7 \text{ г/моль};$$

$$\text{Mn}(\text{OH})_4 : M_{\text{экв}}(1/4\text{Mn}(\text{OH})_4) = 123 \cdot 1/4 = 30,7 \text{ г/моль};$$

$$\text{HNO}_2 : M_{\text{экв}}(\text{HNO}_2) = 1 \cdot 47 = 47 \text{ г/моль};$$

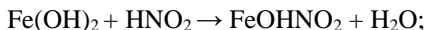
$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 : M_{\text{экв}}(1/6 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \cdot 1/6 = 51,7 \text{ г/моль}.$$



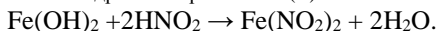
$$M_{\text{экв}}(1/2\text{N}_2\text{O}_5) = 108 \cdot 1/2 = 54 \text{ г/моль}.$$

**Пример 7.** Получить и назвать соли, которые образуются при взаимодействии  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_2$ .

*Решение.*



гидроксонитрит железа(II)

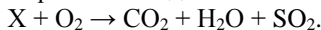


нитрит железа(II)

**Пример 8.** Неизвестное серосодержащее вещество массой 0,222 г сожгли в избытке кислорода, в результате чего образовались углекислый газ массой 0,396 г и вода массой 0,162 г. Вся сера, содержащаяся в исходном веществе массой 0,074 г, была переведена полностью в сульфат бария, масса которого оказалась равной 0,1165 г. Определить молекулярную формулу исходного вещества, если относительная плотность его паров по воздуху равна 5,1.

*Решение.*

Уравнение горения газообразного соединения X имеет вид



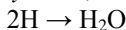
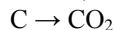
1. Найдем молярную массу вещества:  $M = 5,1 \cdot 29 = 148 \text{ г/моль}$ .

2. Найдем состав вещества:

$$x \quad 0,396 \text{ г}$$

$$y \quad 0,162 \text{ г}$$

$$z \quad 0,1165 \text{ г}$$



$$12 \text{ г/моль} \quad 44 \text{ г/моль}$$

$$2 \cdot 1 \text{ г/моль} \quad 18 \text{ г/моль}$$

$$32 \text{ г/моль} \quad 233 \text{ г/моль}$$





$$x = 0,108 \text{ г С}$$

$$y = 0,018 \text{ г Н}$$

$$z = 0,016 \text{ г S}$$

в 0,074 г вещества.

Пересчитаем содержание серы на 0,222 г вещества:

$$0,222 \cdot 0,016/0,074 = 0,048 \text{ г S.}$$

Найдем массу элементов:  $0,108 + 0,018 + 0,048 = 0,174$  г. Масса элементов меньше, чем масса вещества, поэтому в состав еще входит кислород:  $m(\text{O}) = 0,222 - 0,174 = 0,048$  г.

3. Найдем мольные соотношения элементов:  $\text{C}_x\text{H}_y\text{S}_z\text{O}_n$ .

$$x : y : z : n = 0,108/12 : 0,018/1 : 0,048/32 : 0,048/16 = \\ = 0,009 : 0,018 : 0,0015 : 0,003 = 6 : 12 : 1 : 2.$$

Получим простейшую формулу  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{SO}_2$ .

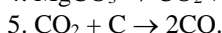
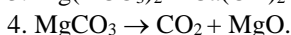
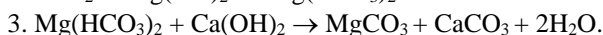
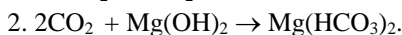
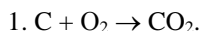
4. Найдем молярную массу  $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{SO}_2) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 32 + 2 \cdot 16 = 148$  г/моль.

*Ответ:* молекулярная формула исходного вещества  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{SO}_2$ .

**Пример 9.** Осуществить превращения:

углерод  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  гидрокарбонат магния  $\rightarrow$  карбонат магния  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  оксид углерода(II).

*Решение.*



## Модульные задания

1. Составить формулы веществ по названиям: оксид хлора(I); оксид хлора(V); гидроксид магния; гидроксид железа(III); сульфат хрома(III); гидросульфат алюминия; гидроксокарбонат магния; дигидрофосфат кальция; сульфид железа(II), сульфит железа(II), сульфат железа(III), сульфат железа(II).

2. Дать названия веществам:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCO}_3$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KHSO}_3$ .

3. Какие из перечисленных оксидов будут взаимодействовать с серной кислотой:  $\text{MgO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}_2$ ? Записать уравнения реакций.



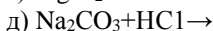
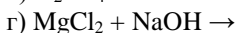
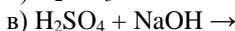
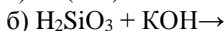
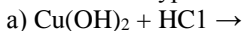


4. Какие из перечисленных оксидов будут реагировать с гидроксидом натрия:  $\text{CaO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? Записать уравнения реакций.

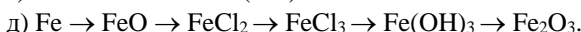
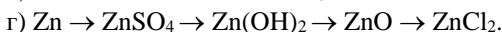
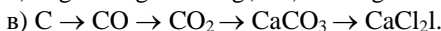
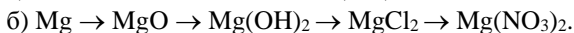
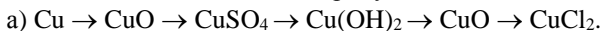
5. С какими из перечисленных веществ будет реагировать оксид натрия:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ? Записать уравнения реакций.

6. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид цинка:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Al}$ ? Записать уравнения реакций.

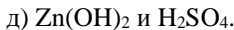
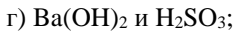
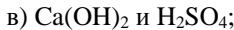
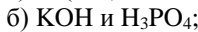
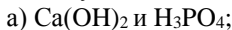
7. Закончить уравнения реакций и назвать их продукты:



8. Составить уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Назвать исходные и конечные продукты.



9. Получить и назвать все соли, которые образуются при взаимодействии:



10. Осуществить превращения:



б) оксид свинца(II)  $\rightarrow$  плюмбит натрия  $\rightarrow$  нитрат свинца(II)  $\rightarrow$  гидроксид свинца(II);

в) оксид свинца(IV)  $\rightarrow$  плюмбат натрия  $\rightarrow$  гидроксид свинца(IV)  $\rightarrow$  оксид свинца(IV);

г) нитрат хрома(III)  $\rightarrow$  гидроксид хрома(III)  $\rightarrow$  калий метакромит  $\rightarrow$  хлорид хрома(III);





д) оксид бериллия → бериллат калия → гидроксид бериллия → хлорид бериллия.

11. Определить относительные молекулярные массы следующих веществ: оксида азота(IV), хлорной кислоты, гидроксида хрома(III), нитрита кальция.

12. Определить количество вещества селеноводорода  $H_2Se$ , содержащееся в 15 г  $H_2Se$ .

13. Определить количество вещества, содержащееся в 10 г уксусной кислоты.

14. Определить количество вещества брома  $Br_2$ , содержащееся в молекулярном бrome массой 32 г.

15. Определить количество вещества, содержащееся в 128 г оксида серы(IV).

16. Определить массу йода  $I_2$  количеством вещества 0,25 моль.

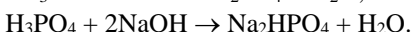
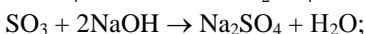
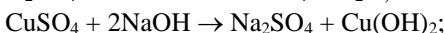
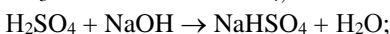
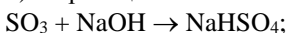
17. Какую массу имеет соляная кислота, если количество этого вещества равно 3 моль?

18. Определить массу сульфата натрия количеством вещества 0,25 моль.

19. Рассчитать факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов веществ:

а) в соединениях:  $SO_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Al_2(SO_3)_3$ ,  $H_4P_2O_7$ ,  $B_2O_3$ ,  $Cr(NO_3)_3$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $Al(NO_2)_3$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $SO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $Cl_2O_5$ ,  $H_3PO_4$ ,  $Fe(NO_3)_3$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $HClO_4$ ,  $B_2O_3$ ,  $CrO_3$ ,  $Ba(NO_2)_2$ ,  $H_2SO_3$ ,  $MnO_3$ ,  $HClO_3$ ,  $BaCl_2$ ;

б) по реакции:



20. Рассчитать количество моль, объем, число молекул, которое содержится в 10 г  $H_2$ .

21. Рассчитать массу, число моль и объем, если имеется  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул  $N_2$ .

22. Рассчитать массу, число молекул и моль, которое содержится в 44,8 л  $Cl_2$ .

23. При сгорании 3,0 г металла получилось 4,2 г оксида. Рассчитать молярную массу эквивалента оксида этого металла.





24. Некоторое количество металла, молярная масса эквивалента которого равна 27,9 г/моль, вытесняет 0,7 л водорода (н. у.). Определить массу металла.

25. Металл массой 1 г соединяется с 8,89 г брома и 1,78 г серы. Определить молярную массу эквивалента металла.

26. Мышьяк образует два оксида, один из которых содержит 65,25 % As, а другой – 75,75 % As. Определить молярную массу эквивалента мышьяка в обоих оксидах.

27. На осаждение хлора, содержащегося в 0,333 г соли, израсходовано 0,544 г нитрата серебра. Вычислить молярную массу эквивалента соли.

28. Рассчитать молярную массу эквивалента кислоты, если на нейтрализацию 4,5 г ее израсходовано 4 г гидроксида натрия.

29. Найти формулы соединений по массовым долям (%) химических элементов, входящих в состав вещества:

а) серы – 40 и кислорода – 60;

б) железа – 70 и кислорода – 30;

в) хрома – 68,4 и кислорода – 31,6;

г) калия – 44,9, серы – 18,4 и кислорода – 36,7;

д) водорода – 13,05, кислорода – 34,78 и углерода – 52,17.

30. Установить формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если потеря массы при прокаливании составляет 55,91 % от массы кристаллогидрата.





## Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

**Цель:** формирование представлений о строении атома и корпускулярно-волновой природе электрона, умения прогнозировать химические свойства элементов, понимания природы и характерных свойств ковалентной, ионной и металлической связей, а также представления о влиянии гибридизации АО на пространственную структуру молекул.

### Задачи:

получить знания о квантовых числах и принципах заполнения электронами атомных орбиталей;

научиться писать формулы электронных конфигураций в стационарном и возбужденном состояниях внешних оболочек атомов и ионов  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -элементов;

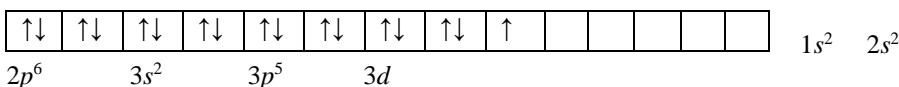
осмыслить периодический закон и понять принципы периодичности изменения свойств элементов;

изучить особенности ковалентной, ионной и водородной связей.

### Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Написать электронные формулы стационарного и возбужденного состояний атомов хлора (возбужденное состояние показать графически). Указать все возможные валентные состояния.

**Решение.** Порядковый номер у атома хлора 17, электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Так как последний электрон находится на  $p$ -подуровне, то хлор относится к электронному  $p$ -семейству. Распределение электронов по квантовым ячейкам у атома хлора в нормальном состоянии следующее:



Имеет один неспаренный электрон, валентность равна 1.

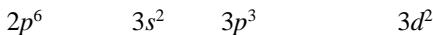
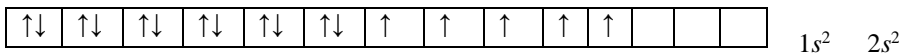
Для атома хлора характерно три возбужденных состояния, которым соответствует следующее распределение электронов по квантовым ячейкам:

$Cl^* \dots 3s^2 3p^4 3d^1$  – имеет три неспаренных электрона, валентность равна 3.

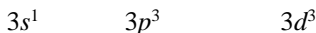
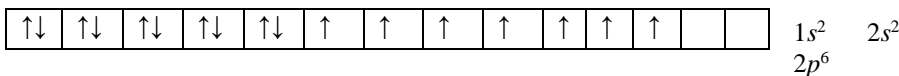




5.  $Cl^{*} \dots 3s^2 3p^3 3d^2$  – имеет пять неспаренных электронов, валентность равна 5.



6.  $Cl^{***} \dots 3s^1 3p^3 3d^3$  – имеет семь неспаренных электронов, валентность равна 7.



7. Написать электронные формулы ионов  $Cl^+$ ,  $Cl^{+3}$ ,  $Cl^{+5}$  и составить формулы их оксидов.

*Ответ:*  $Cl^+ \dots 3s^2 3p^4$ ;  $Cl^{+3} \dots 3s^2 3p^2$ ;  $Cl^{+5} \dots 3s^2 3p^0$ .

Формулы их оксидов:  $Cl_2O$ ,  $Cl_2O_3$ ,  $Cl_2O_5$ .

**Пример 2.** Как изменяется прочность связи Н–Э в ряду  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ ?

*Решение.* В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (N, P, As) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком атома водорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента. Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов, т. е. ослабление связи. К тому же результату приводит возрастающее экранирование ядер рассматриваемых элементов в ряду N, P, As вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев. Таким образом, при переходе от азота к мышьяку прочность связи Н–Э уменьшается.

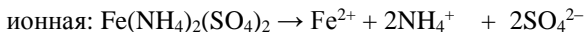
**Пример 3.** Написать структурную формулу соединения  $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$  и определить по разности ЭО тип химической связи.

*Решение.* Связь считается ионной, если  $\Delta ЭО \geq 1,7$ ;

ковалентной полярной, если  $\Delta ЭО < 1,7$ ;

ковалентной неполярной, если  $\Delta ЭО = 0$ .

В соединении  $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$  присутствуют следующие типы химической связи:



$$\Delta ЭО(Fe - O) = |3,5 - 1,64| = 1,86 > 1,7.$$

$$\text{Ковалентная: полярная } \Delta ЭО(S - O) = |3,5 - 2,44| = 1,06 < 1,7;$$

$$\Delta ЭО(N - O) = |3,5 - 3,07| = 0,43 < 1,7;$$





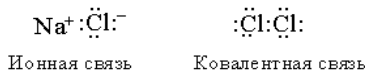
$$\begin{aligned} \Delta \text{ЭО}(\text{H} - \text{O}) &= \left| \begin{array}{l} 3,5 - 2,1 \\ 2,1 - 3,07 \end{array} \right| = 1,4 < 1,7; \\ \Delta \text{ЭО}(\text{N} - \text{H}) &= \left| \begin{array}{l} 3,5 - 2,1 \\ 2,1 - 3,07 \end{array} \right| = 0,97 < 1,7; \end{aligned}$$

ион  $\text{NH}_4^+$  образован ковалентной связью по донорно-акцепторному механизму (азот – донор;  $\text{H}^+$  – акцептор).

**Пример 4.** Показать методом ВС механизм образования химической связи и охарактеризовать тип кристаллической решетки в соединениях  $\text{NaCl}$  и  $\text{Cl}_2$ .

*Решение.* Ковалентная связь возникает тогда, когда два атома обобществляют одну (или более) пару электронов. При образовании ковалентной связи атомы удерживаются вместе электростатическим притяжением ядер к общей электронной паре в отличие от ионной связи, в основе которой лежит электростатическое притяжение между самими ионами. Ковалентные связи обычно образуются в тех случаях, когда ядра атомов притягивают электроны примерно с одинаковой силой. Такая связь существует, например, в молекуле хлора. Есть удобное правило для определения типа связи между атомами двух элементов: если один элемент находится в левой части периодической таблицы, а другой – в правой, то связь между ними будет ионной.

Если валентные электроны обозначить точками, то различие между двумя типами связи станет более наглядным:



Молекула  $\text{Cl}_2$  образована по обменному механизму ковалентной неполярной связи, имеет молекулярную кристаллическую решетку. Ионная связь натрия хлорида обуславливает ионную кристаллическую решетку.

**Пример 5.** Какой тип гибридизации в молекуле  $\text{AlCl}_3$ ?

*Решение.* У атома алюминия, вступающего в химическую связь, на внешнем энергетическом уровне, имеются один  $s$ - и два  $p$ -электрона, которые участвуют в  $sp^2$ -гибридизации АО орбиталей этого атома.



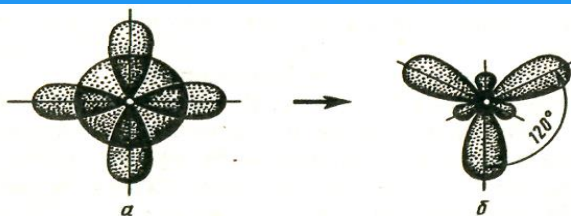
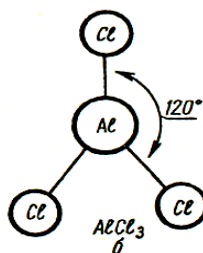


Схема гибридизации атома алюминия

При  $sp^2$ -гибридизации образуются плоские молекулы с валентными углами  $120^\circ$ . Форма – плоский треугольник.



Конфигурация молекулы  $AlCl_3$

### Модульные задания

31. Показать строение электронной оболочки атомов и их возможные валентные состояния: алюминия, серы, кислорода, брома, железа, фосфора, цинка, фтора, кальция, кремния, углерода, калия, селена.

32. На основании значений электроотрицательности указать, как в ряду F, Cl, Br, I изменяется способность атомов принимать электроны.

33. У какого из элементов четвертого периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом?





34. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составить формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления, назвать их.

35. Исходя из положения металлов в периодической системе, дать ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: а) NaOH или CsOH; б) Ca(OH)<sub>2</sub> или Ba(OH)<sub>2</sub>; в) Zn(OH)<sub>2</sub> или Cd(OH)<sub>2</sub>?

36. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составить формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

37. Электроотрицательность. Как изменяется этот показатель в ряду Sb, As, P?

38. Радиус атома. Как изменяется этот показатель в ряду Bi, Sb, As, P?

39. Энергия срoдства к электрону. Как изменяется этот показатель в ряду Al, Si, P, S, Cl?

40. Какое из перечисленных газообразных водородных соединений является наиболее прочным и какое наименее: NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, AsH<sub>3</sub>, SbH<sub>3</sub>, BiH<sub>3</sub>?

41. Как меняются восстановительная способность и сила кислот в ряду HF, HCl, HBr, HI?

42. Какие гибридные облака атома углерода участвуют в образовании химической связи в молекулах CCl<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, COCl<sub>2</sub>?

43. В чем причина различной пространственной структуры молекул BCl<sub>3</sub> и NH<sub>3</sub>?

44. Указать тип гибридизации АО кремния в молекулах SiH<sub>4</sub> и SiF<sub>4</sub>. Полярны ли эти молекулы?

45. Написать структурную формулу соединения K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> и определить по разности ЭО тип химической связи.

46. Написать структурную формулу соединения Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и определить по разности ЭО тип химической связи.

47. Написать структурную формулу соединения H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> и определить по разности ЭО тип химической связи.

48. Показать методом ВС механизм образования химической связи и охарактеризовать тип кристаллической решетки в молекуле H<sub>2</sub>, HCl и CH<sub>4</sub>.

49. Определить тип гибридизации центрального атома в NH<sub>4</sub><sup>+</sup>. Дать полный ответ.

50. Определить тип гибридизации центрального атома в SbCl<sub>5</sub>. Дать полный ответ.





### Тема 3. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

**Цель:** освоение знаний о процессе комплексообразования и составе комплексных соединений, особенностях химической связи и устойчивости этих веществ.

**Задачи:**

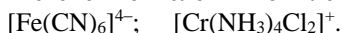
иметь представление об основных понятиях: комплексо-образова-тель, лиганды и координационное число;

получить информацию о природе химической связи в комплексных соединениях в рамках метода валентных связей и теории кристаллического поля;

знать условия образования, разрушения и трансформации комплексных соединений.

#### Примеры выполнения модульных заданий

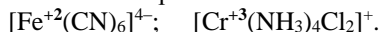
**Пример 1.** Определить степень окисления комплексообразователя:



*Решение.*

$$\begin{array}{ccc} x & & x \\ [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} & & [\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+ \\ x + 6 \cdot (-1) = -4 & x = +2; & x + 4 \cdot 0 + 2 \cdot (-1) = +1 & x = +3 \end{array}$$

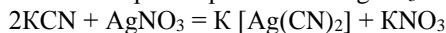
Степень окисления комплексообразователя:



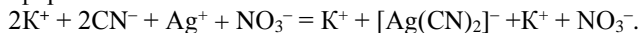
**Пример 2.** Получить и охарактеризовать координационное (комплексное) соединение: название, структура, первичная и вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости:  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ .

*Решение.*

1. Получение. Смешиванием растворов  $\text{KCN}$  и  $\text{AgNO}_3$ :

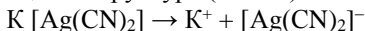


или в ионной форме:



2. Название – дицианоаргентат(I) калия.

3. Первичная диссоциация и структура (состав) комплексного соединения.



внешняя внутренняя  
сфера сфера

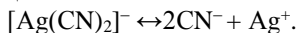
$\text{Ag}^+$  – комплексообразователь;  $\text{CN}^-$  – монодентатный лиганд.





Один лиганд  $\text{CN}^-$  связывается с комплексообразователем ( $\text{Ag}^+$ ) только одной связью, поэтому дентатность этого лиганда равна 1. Количество координационных связей, которыми комплексообразователь связан со всеми лигандами, равно 2, следовательно, координационное число серебра в данном комплексном соединении равно 2.

4. Вторичная диссоциация комплексного иона:



5. Выражение константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}{\{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \}}$$

**Пример 3.** Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

*Решение.* Электронная формула атома  $\text{Ag} \dots 4d^{10}5s^1$ , а иона  $\text{Ag}^+ \dots 4d^{10}5s^0$ . Координационное число равно 2, поэтому донорно-акцепторные связи образуют  $sp$ -гибридные орбитали, и комплексный ион имеет линейное строение  $[\text{CN}^- \rightarrow \text{Ag}^+ \leftarrow \text{CN}^-]$ . Внутренние атомные орбитали имеют все спаренные электроны, и комплексный ион диамагнитный. У иона  $\text{Ag}^+$   $d$ -подуровень заполнен полностью, поэтому комплекс неокрашен.

### Модульные задания

51. Определить величину и знак заряда комплексных ионов:  $[\text{Bi}^{+3}\text{I}_4]$ ;  $[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]$ ;  $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}]$ ;  $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$ ;  $[\text{Hg}^{+2}(\text{SCN})_4]$ ;  $[\text{Cd}^{+2}(\text{CN})_4]$ .

52. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ ;  $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ ;  $[\text{Cu}(\text{SCN})_3\text{Cl}]^{2-}$ ;  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ;  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ;  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ;  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ .

53. Написать уравнение первичной диссоциации и определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях:  $\text{K}[\text{AgBr}_4]$ ;  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .

54. Написать первичную и ступенчатую вторичную диссоциации следующих комплексных соединений:

а)  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ ;





- б)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ ;
- в)  $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$ ;
- г)  $\text{Cs}[\text{AuCl}_4]$ ;
- д)  $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$ .

55. Написать выражения для констант нестойкости ( $K_n$ ) комплексных ионов:

- а)  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ;
- б)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;
- в)  $[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$ ;
- г)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ;
- д)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

56. Написать эмпирические формулы следующих соединений:

- а) хлорида триамминхлороплатины(II);
- б) хлорида диамминсеребра(I);
- в) дигидроксотетрахлороплатината(IV) аммония;
- г) гексацианоферрата(III) калия;
- д) сульфата тетраамминмеди(II).

57. Назвать комплексные соединения:

- а)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ;
- б)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;
- в)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ ;
- г)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ;
- д)  $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$ ;
- е)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ;
- ж)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$ ;
- з)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ;
- и)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_2]$ ;
- к)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{NCS})_3]$ ;
- л)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{C}_2\text{O}_4\text{Cl}]$ .

58. Получить и назвать комплексные соединения:  $\text{Na}_2[\text{NiF}_4]$ ;  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ;  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ;  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ ;  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ ;  $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$ ;  $\text{K}[\text{AuBr}_4]$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Дать характеристику комплексного соединения: структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона.

59. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе и определить его геометрию, магнитные свойства и окраску раствора:  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ ;





$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ;  $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ ;  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ;  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ;  $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ;  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ;  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ;  
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ;  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ .

60. Рассмотреть строение комплексных соединений на примере:

а)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ ;

б)  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ .

Выразить константу нестойкости комплексных ионов.





## Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

**Цель:** овладение системой теоретических знаний и понятий в области химической кинетики.

**Задачи:**

охарактеризовать сущность и особенности протекания во времени химических гомо- и гетерогенных процессов;

объяснить обратимые процессы и принцип Ле-Шателье для химического равновесия;

научиться на основе законов кинетики прогнозировать направление протекания процессов.

### Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $2(\text{H}_2) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{H}_2\text{O})$ .

Как изменится скорость реакции, если давление увеличить в 3 раза?

*Решение.*

По закону действующих масс для данной реакции скорость равна

$$v = k[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

Пусть до изменения условий концентрация  $[\text{H}_2]$  равна  $a$ , концентрация  $[\text{O}_2]$  –  $b$  моль/л, тогда  $v_1 = k \cdot a^2 \cdot b$ .

После увеличения давления в 3 раза концентрация реагирующих веществ также увеличивается в 3 раза и составляет  $[\text{H}_2] = 3a$ ;  $[\text{O}_2] = 3b$ .

Тогда  $v_2 = k \cdot (3a)^2 \cdot 3b$ ;  $v_2 = 27k \cdot a^2 \cdot b$ .

$$\text{Сравним } \frac{v_2}{v_1} = \frac{27k \cdot a^2 \cdot b}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27.$$

Находим, что скорость реакции увеличится в 27 раз.

**Пример 2.** Записать выражение константы равновесия для реакции  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$ .

В каком направлении будет смещаться равновесие реакции при уменьшении объема?

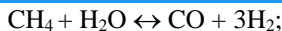
*Решение.*

По закону действующих масс для данной реакции скорость равна

$$v = k[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

Выражение константы равновесия для реакции





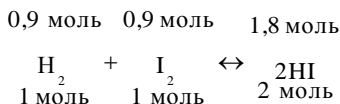
$$K = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}.$$

Реакция идет с увеличением объема ( $4 > 2$ ), поэтому уменьшение объема будет смещать равновесие влево.

**Пример 3.** Равновесие реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  установилось при следующих концентрациях  $[\text{H}_2] = 0,5$  моль/л,  $[\text{I}_2] = 0,1$  моль/л,  $[\text{HI}] = 1,8$  моль/л. Определить исходные концентрации иода и водорода и константу химического равновесия.

*Решение.*

Из уравнения реакции следует, что к моменту равновесия израсходовано 0,9 моль/л  $\text{H}_2$  и 0,9 моль/л  $\text{I}_2$ :



Следовательно, исходная концентрация составляет

$$[\text{H}_2] = 0,5 + 0,9 = 1,4 \text{ моль/л}; [\text{I}_2] = 0,1 + 0,9 = 1 \text{ моль/л}.$$

Константа химического равновесия равна

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{1,8^2}{0,5 \cdot 0,1} = 64,8.$$





## Модульные задания

61. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $2(\text{NO}) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{NO}_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если давление в системе уменьшить в 4 раза?

62. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $(\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O}) \rightarrow (\text{CO}_2) + (\text{H}_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если увеличить концентрацию  $\text{CO}$  в 3 раза, а концентрацию воды в 2 раза?

63. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $2(\text{CO}) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{CO}_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза?

64. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $\{\text{Na}_2\text{CO}_3\} + 2\{\text{HCl}\} \rightarrow 2\{\text{NaCl}\} + \{\text{H}_2\text{O}\} + (\text{CO}_2)$ . Как изменится скорость реакции, если температуру увеличить на  $50^\circ\text{C}$  ( $\gamma = 2$ ).

65. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $(\text{N}_2) + 3(\text{H}_2) \leftrightarrow 2(\text{NH}_3)$ . Как изменится скорость реакции, если температуру понизить на  $40^\circ\text{C}$  ( $\gamma = 2$ )?

66. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{N}_2) + 3(\text{H}_2) \leftrightarrow 2(\text{NH}_3)$ ,  $\Delta H < 0$ . Определить смещение равновесия при увеличении концентрации  $\text{H}_2$ .

67. Записать выражение константы равновесия для реакции  $2(\text{SO}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{SO}_3)$ ,  $\Delta H < 0$ . Определить смещение равновесия при повышении температуры.

68. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{N}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO})$ ,  $\Delta H > 0$ . Определить смещение равновесия при повышении давления.

69. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O}) \leftrightarrow (\text{CO}_2) + (\text{H}_2)$ ,  $\Delta H < 0$ . Определить смещение равновесия при понижении давления.

70. Исходные концентрации  $[\text{NO}]_{\text{исх}}$  и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$  в системе  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{NOCl})$  составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислить константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 %  $\text{NO}$ .

71. В системе  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow (\text{COCl}_2)$  равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,2$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,3$ ;  $[\text{COCl}_2] = 1,2$ . Вычислить константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .





72. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы  $2(\text{NO}) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO}_2)$  установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,05$ ;  $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,02$ ;  $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,04$  моль. Вычислить константу равновесия и исходную концентрацию  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ .

73. Исходные концентрации  $[\text{NO}]_{\text{исх}}$  и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$  в системе  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{NOCl})$  составляют соответственно 0,8 и 0,5 моль/л. Вычислить константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 40 %  $\text{NO}$ .

74. Реакция идет по уравнению  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ . Концентрации исходных веществ до начала реакции были следующие:  $[\text{N}_2] = 0,049$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,01$  моль/л. Вычислить концентрацию этих веществ, когда образовалось  $[\text{NO}] = 0,005$  моль/л.

75. Реакция идет по уравнению  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ . Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 1. Исходные концентрации реагирующих веществ (моль/л) следующие:  $[\text{H}_2] = 0,04$ ;  $[\text{I}_2] = 0,05$ . Вычислить равновесные концентрации веществ.

76. В системе  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow (\text{COCl}_2)$  равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л) следующие:  $[\text{CO}] = 0,1$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,5$ ;  $[\text{COCl}_2] = 0,8$ . Вычислить константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .

77. В гомогенной газовой системе  $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$  равновесие установилось при следующих концентрациях (моль/л):  $[\text{B}] = 0,05$  и  $[\text{C}] = 0,02$ . Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислить исходные концентрации веществ  $\text{A}$  и  $\text{B}$ .

78. Написать выражение для константы равновесия гетерогенной системы:  $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$ . Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

79. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции увеличилась в 39 раз?  $\gamma = 2,5$ .

80. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы  $\text{CO}(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.})$ , если равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{CO}]_{\text{р}} = 0,004$ ;  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = 0,064$ ;  $[\text{CO}_2]_{\text{р}} = 0,016$ ;  $[\text{H}_2]_{\text{р}} = 0,016$ . Чему равны исходные концентрации воды и  $\text{CO}$ ?





## Тема 5. РАСТВОРЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

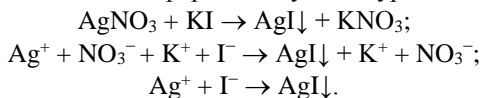
**Цель:** получение знаний о механизме процессов растворения, свойствах и способах выражения состава растворов, об особенностях растворов сильных и слабых электролитов, а также о гидролизе солей.

**Задачи:**

усвоить основные понятия и свойства растворов;  
иметь представление об электрохимической диссоциации, силе электролита, ионном произведении воды и pH растворов;  
понять процесс гидролиза разных типов солей.

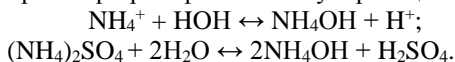
### Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Написать в ионной форме следующие уравнения:

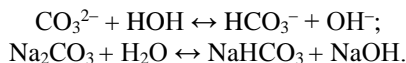


**Пример 2.** Написать в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза солей: сульфата аммония, карбоната натрия, ацетата аммония.

**Решение.** Соль сульфата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  образована слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов  $\text{H}^+$  в растворе становится больше концентрации ионов  $\text{OH}^-$  и раствор приобретает кислую реакцию ( $\text{pH} < 7$ ):

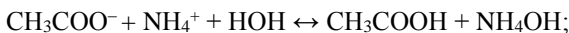


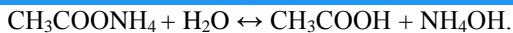
Соль карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  образована сильным основанием и слабой кислотой:



Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты. Поэтому в растворе соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  концентрация ионов  $\text{OH}^-$  становится больше концентрации ионов  $\text{H}^+$  и реакция этого раствора щелочная ( $\text{pH} > 7$ ).

Соль ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  образована слабой кислотой и слабым основанием:





Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, сводится к гидролизу как катиона слабого основания, так и аниона слабой кислоты. Реакция раствора зависит от степени диссоциации (силы электролита) образовавшихся кислоты и основания. Для данной соли она будет близкой к нейтральной ( $\text{pH} \approx 7$ ), так как степени диссоциации обоих слабых электролитов приблизительно равны.

**Пример 3.** Вычислить  $\text{pH}$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-4}$  моль/л.

*Решение.* Находим величину  $\text{pH}$ :  $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$ ;  $\text{pH} = -\lg(10^{-4})$ ;  $\text{pH} = 4$ .

**Пример 4.** Коэффициенты растворимости  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  при 60 и 10 °С соответственно равны 90 и 46 г на 100 г воды. Какую массу чистого нитрата свинца можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С, если на приготовление насыщенного раствора было затрачено 400 мл воды?

*Решение.* Найдем массу соли, которая растворится при 60 °С в 400 мл воды.  $m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 90 \cdot 400/100 = 360$  г.

Найдем массу соли, которая останется при 10 °С в 400 мл воды.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 46 \cdot 400/100 = 184 \text{ г.}$$

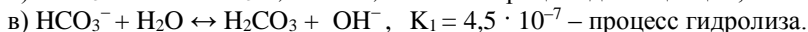
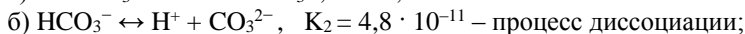
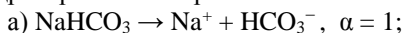
Найдем массу чистого нитрата свинца, которую можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 360 - 184 = 176 \text{ г.}$$

*Ответ:* 176 г  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

**Пример 5.** Написать уравнение гидролиза гидрокарбоната натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1\text{H}_2\text{CO}_3 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_2\text{HCO}_3^- = 4,8 \cdot 10^{-11}$ .)

*Решение.* Рассмотрим процессы, происходящие в водном растворе гидрокарбоната натрия:



Процесс (а) определяет концентрацию исходных гидролизующихся ионов соли. Процессы (б) и (в) определяют равновесные концентрации  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . Процессы диссоциации и гидролиза конкурируют.

Рассчитаем константу гидролиза  $K_r(\text{HCO}_3^-)$ .

$$K_r(\text{HCO}_3^-) = K_w/K_1 = 10^{-14}/(4,5 \cdot 10^{-7}) = 2,2 \cdot 10^{-8}.$$



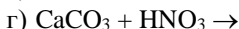
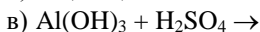
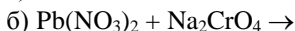
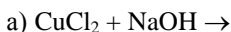


Так как константа гидролиза больше константы диссоциации  $\text{HCO}_3^-$  ( $2,2 \cdot 10^{-8} > 4,8 \cdot 10^{-11}$ ), то процесс гидролиза идет глубже, чем диссоциация, и поэтому ионов  $\text{OH}^-$  в растворе больше, чем ионов  $\text{H}^+$ . Среда раствора данной соли  $\text{NaHCO}_3$  щелочная.

Ответ: pH раствора  $\text{NaHCO}_3 > 7$ .

### Модульные задания

81. Закончить и написать в ионной форме следующие уравнения:



82. Найти pH раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-11}$  моль/л.

83. Найти концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ , если pH = 8.

84. Найти pH раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-6}$  моль/л.

85. Найти концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ , если pOH = 3.

86. Найти pOH раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-10}$  моль/л.

87. Сколько граммов нитрата калия выкристаллизуется из 105 г насыщенного при  $60^\circ\text{C}$  раствора, если охладить его до  $0^\circ\text{C}$ ? Коэффициенты растворимости  $\text{KNO}_3$  при указанных температурах соответственно равны 110 и 13 г в 100 г воды.

88. При  $60^\circ\text{C}$  насыщенный раствор нитрата калия содержит массовую долю  $\text{KNO}_3$ , равную 52,4 %. Найти коэффициент растворимости нитрата калия при данной температуре.

89. Вычислить массовую долю сульфата калия и его коэффициент растворимости, если при  $0^\circ\text{C}$  50 г раствора содержат 3,44 г  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

90. Растворимость сульфата меди при 20 и  $100^\circ\text{C}$  равна соответственно 20,2 и 77 г. Какая масса  $\text{CuSO}_4$  выпадет в осадок, если охладить 825 г раствора от 100 до  $20^\circ\text{C}$ ?

91. Написать уравнения гидролиза солей: хлорида магния, карбоната алюминия, нитрата аммония, силиката натрия, сульфида алюминия, нитрита аммония, сульфида натрия, хлорида олова(II), сульфида кальция, карбоната





железа(III), сульфида аммония, ортофосфата натрия, цианида аммония, силиката натрия, карбоната аммония.

92. Написать уравнение гидролиза натрий гидрофосфата. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1\text{H}_3\text{PO}_4 = 7,6 \cdot 10^{-3}$ ;  $K_2\text{H}_2\text{PO}_4^- = 6,3 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_3\text{HPO}_4^{2-} = 1,3 \cdot 10^{-12}$ .)

93. Написать уравнение гидролиза гидросульфида натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1\text{H}_2\text{S} = 1,0 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_2\text{HS}^- = 2,5 \cdot 10^{-13}$ .)

94. Написать уравнение гидролиза гидроарсената натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1\text{H}_3\text{AsO}_4 = 5,6 \cdot 10^{-3}$ ;  $K_2\text{H}_2\text{AsO}_4^- = 1,7 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_3\text{HASO}_4^{2-} = 2,95 \cdot 10^{-12}$ .)

95. Написать уравнение гидролиза гидросульфита натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1\text{H}_2\text{SO}_3 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ ;  $K_2\text{HSO}_3^- = 6,2 \cdot 10^{-8}$ .)





## Тема 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**Цель:** формирование знаний об окислительно-восстановительных процессах, электродных потенциалах и электродвижущей силе окислительно-восстановительных реакций.

### Задачи:

изучить методы составления и направление протекания ОВР;  
иметь понятия об электродных потенциалах и гальванических элементах;  
знать условия самопроизвольного и равновесного протекания окислительно-восстановительных реакций.

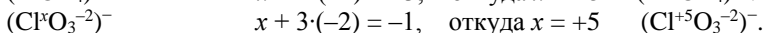
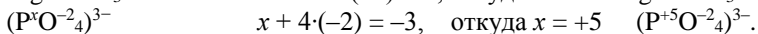
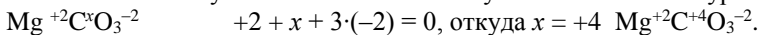
### Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Определить степени окисления элементов в соединениях  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{PO}_3^{3-}$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $(\text{Cl}^+)$ ,  $(\text{Cl}^{+3})$ ,  $(\text{Cl}^{+7})$ . Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

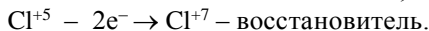
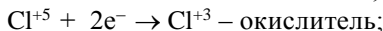
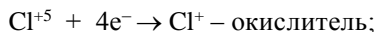
**Решение.** Степень окисления – это условный заряд атома, рассчитанный исходя из того, что молекула состоит из ионов.

В молекуле сумма степеней окисления всех элементов равна нулю, а в ионе – заряду иона.

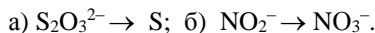
Обозначим искомую степень окисления буквой  $x$  и составим уравнения.



Окислительно-восстановительные свойства для элемента последней частицы  $\text{Cl}^{+5}$ :

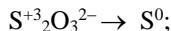


**Пример 2.** Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:



**Решение:**

а) рассчитать степени окисления элементов



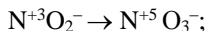
составить электронный баланс и определить процесс



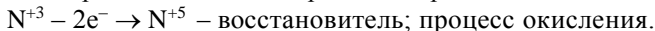


$2S^{+3} + 6e^{-} \rightarrow 2S^0$  – окислитель; процесс восстановления;

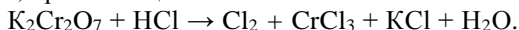
б) рассчитать степени окисления элементов



составить электронный баланс и определить процесс

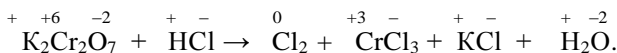


**Пример 3.** Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме

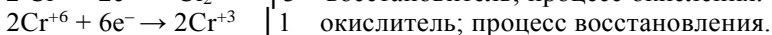
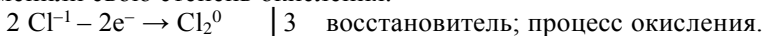


*Решение.* При составлении окислительно-восстановительных реакций в настоящее время используются два метода подбора коэффициентов: метод электронного баланса и электронно-ионный метод или метод полуреакций. В обоих случаях исходят из того, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу электронов, принимаемых окислителем. Для подбора коэффициентов *методом электронного баланса* составляют схему реакции, определяют элементы, изменившие степень окисления, и составляют отдельные схемы электронного баланса для процессов окисления и восстановления. Те наименьшие числа, на которые необходимо умножить обе схемы, чтобы уравнять число отданных и присоединенных электронов, и будут коэффициентами при окислителе и восстановителе. Затем подбирают коэффициенты для других веществ, участвующих в реакции.

Определим степени окисления элементов:



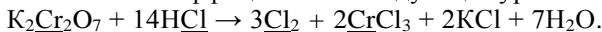
Составим уравнения электронного баланса по элементам, которые изменили свою степень окисления.



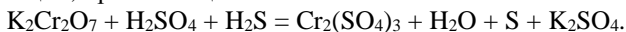
$K_2Cr_2O_7$  – окислитель, восстанавливается;

$HCl$  – восстановитель, окисляется.

Расставим полностью коэффициенты в следующее уравнение:



**Задание 5.** Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции, протекающей по схеме



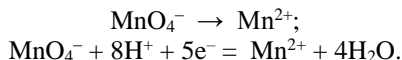
*Решение.* В электронно-ионном методе степени окисления элементов не определяют. Электронно-ионный метод характеризует процессы, которые происходят в условиях протекания реакции. В растворах нет ионов  $S^{+3}$ , но есть ионы  $C_2O_4^{2-}$ . Слабые электролиты, газы и нерастворимые вещества запи-



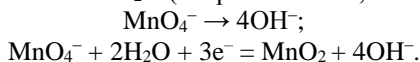


связываются в молекулярном виде. При составлении ионного уравнения для каждой полуреакции следует учитывать количество атомов кислорода и водорода в исходных веществах и продуктов реакции и их уравнивать по правилам конкретной среды.

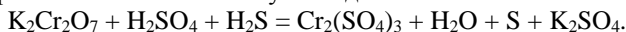
*Уравнивание в кислой среде:* там, где не хватает кислорода, прибавляем  $\text{H}_2\text{O}$  (столько, сколько необходимо кислорода), а в противоположную сторону прибавляем суммарное число  $\text{H}^+$ :



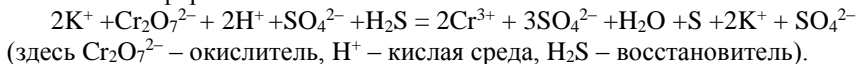
*Уравнивание в щелочной среде:* в той части, где не хватает кислорода, прибавляем  $\text{OH}^-$  (в 2 раза больше, чем необходимо кислорода), а в противоположную сторону прибавляем  $\text{H}_2\text{O}$  (в 2 раза меньше, чем группа  $\text{OH}^-$ ):



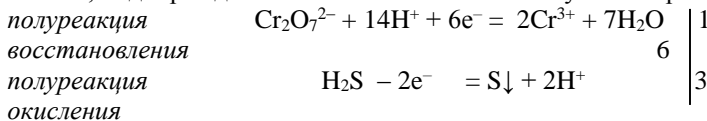
При протекании реакции в кислой среде в полуреакции могут быть только молекулы воды и  $\text{H}^+$ -ионы; в щелочной среде – только молекулы воды и  $\text{OH}^-$ -ионы; в нейтральной – только молекулы воды.



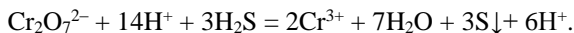
В ионной форме:



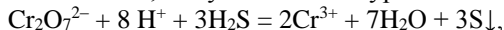
Составим электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления, подбирая дополнительные множители с учетом правила среды:



Общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем. Суммируем электронно-ионные уравнения, предварительно умноженные на коэффициенты:



Сократив подобные члены, получим ионное уравнение

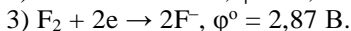
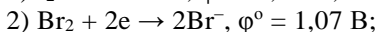
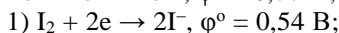
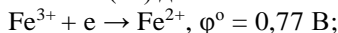


по которому составляют молекулярное уравнение





**Задание 6.** Определить, можно ли использовать в стандартных условиях соли железа(III) для окисления ионов  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$  до простых веществ:



**Решение.** Поскольку значение потенциала железа больше только потенциала иода ( $\Delta E = 0,77 - 0,53 = 0,24 > 0$ ), то ионы  $Fe^{3+}$  способны окислить ионы  $I^-$  до простого вещества.

### Модульные задания

96. Определить степени окисления элементов в следующих соединениях:  $N_2H_4$ ,  $CaC_2$ ,  $ClO_3^-$ ,  $H_4P_2O_7$ ,  $MnO_4^-$  ( $Mn^{+2}$ ,  $Mn^{+4}$ ,  $Mn^{+6}$ ,  $Mn^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

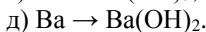
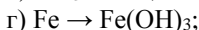
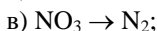
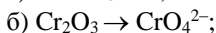
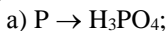
97. Определить степени окисления элементов в следующих соединениях:  $N_2O_4$ ,  $CaO_2$ ,  $KClO_3$ ,  $MnO_4^{2-}$ ,  $P_2O_7^{4-}$  ( $P^{-3}$ ,  $P^0$ ,  $P^{+3}$ ,  $P^{+5}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

98. Определить степени окисления элементов в следующих соединениях:  $NO_2^-$ ,  $CaC_2O_4$ ,  $ClO_3^-$ ,  $Na_2B_4O_7$ ,  $MnO_2$  ( $Mn^{+2}$ ,  $Mn^{+4}$ ,  $Mn^{+6}$ ,  $Mn^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

99. Определить степени окисления элементов в следующих соединениях:  $NH_3$ ,  $CaC_2$ ,  $ClO_4^-$ ,  $B_4O_7^{2-}$ ,  $FeO_4^{2-}$  ( $Fe^{+2}$ ,  $Fe^{+3}$ ,  $Fe^{+6}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

100. Определить степени окисления элементов в следующих соединениях:  $MnO_4^-$ ,  $FeSO_4$ ,  $CO_2$ ,  $Cr_2O_7^{2-}$ ,  $HNO_3$  ( $N^{-3}$ ,  $N^+$ ,  $N^{+2}$ ,  $N^{+5}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

101. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:





102. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, окислительно-восстановительную двойственность:

- а)  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
- б)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NO}_2$ ;
- в)  $\text{Cr}$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{KCrO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;
- г)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{KClO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ?

103. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схеме:

- а)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$ ;
- в)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $\text{KBr} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- д)  $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ .

104. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнениях реакций, протекающих по схеме:

- а)  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH} + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3$ ;
- б)  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{KOH} + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{Bi} + \text{KNO}_3$ ;
- г)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ;
- д)  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- е)  $\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- ж)  $\text{P}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- з)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- и)  $\text{SnCl}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{NaCl} + \text{Pb}(\text{OH})_2$ ;
- к)  $\text{FeS}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- л)  $\text{FeS}_2 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

105. Используя значения  $\varphi^\circ$  полуреакций, определить наиболее вероятный продукт восстановления иодат-ионов сернистой кислотой:

- $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ,  $\varphi^\circ = 0,17 \text{ В}$ ;
- а)  $\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\varphi^\circ = 1,08 \text{ В}$ ;
  - б)  $\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{ I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\varphi^\circ = 1,19 \text{ В}$ ;
  - в)  $\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\varphi^\circ = 1,14 \text{ В}$ .





## Тема 7. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

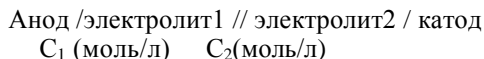
**Цель:** уяснить понятия о сущности гальванических элементов (ГЭ) и процессе электролиза.

**Задачи:**

- охарактеризовать типы ГЭ;
- знать сущность процессов электролиза;
- владеть информацией об областях применения ГЭ.

**Гальванические элементы** – это химические источники тока одноразового действия. Они состоят из проводников первого рода, проводников второго рода (растворы или расплавы электролитов) и электродов, погруженных в растворы или расплавы электролитов. В ГЭ энергия химической окислительно-восстановительной реакции непосредственно преобразуется в электрическую.

Простейшая схема гальванического элемента:



При изучении данной темы следует особое внимание обратить на работу гальванических элементов – важных химических источников электрического тока. Для устройства гальванических элементов и различных вычислений в электрохимии установлены общепринятые правила.

1. Химическое уравнение, описывающее процесс, происходящий в элементе, включает две реакции, протекающие на каждом из электродов. Считают, что реакция окисления всегда происходит на левом электроде, реакция восстановления – на правом, причем это допущение целиком обусловлено способом написания уравнения и совершенно не связано с истинным направлением реакции.

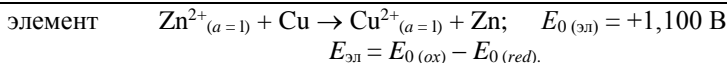
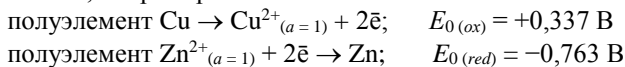
2. Все стандартные полуэлементы или гальванические пары располагают в порядке возрастания их восстановительных потенциалов, определяемых по отношению к стандартному водородному полуэлементу, которому произвольным образом приписывают потенциал 0,0000 В. В стандартных полуэлементах все ионные растворы обладают активностью, равной единице, а все газы имеют давление 1 атм. Жидкости и твердые тела, состоящие из металла или неметалла, находятся в стандартном состоянии и, следовательно, также обладают активностью, равной единице. Стандартные потенциалы приводятся обычно для температуры 25 °С.

3. Для обозначения стандартного потенциала каждого из полуэлементов, так же как и для разности потенциалов полуэлемента, используют символ  $E_0$ : по отношению к левому электроду  $E_0$  означает окислительный потенциал  $E_0$





$(ox)$ , а по отношению к правому – восстановительный  $E_0 (red)$ . Стандартный потенциал гальванического элемента  $E_{эл}$  равен разности двух величин  $E_0$  полуэлементов, например:



4. Если величина  $E$  элемента оказывается положительной, то это значит, что реакция протекает самопроизвольно в соответствии с написанным уравнением. Величина  $\Delta G$  в этом случае должна быть отрицательной, так как  $\Delta G = -nEF$ . Таким образом, знак потенциала гальванического элемента является вторым критерием самопроизвольного протекания реакции. Если же величина  $E$  элемента отрицательна, то это значит, что реакция протекает самопроизвольно в направлении, обратном написанному. Если мы хотим провести реакцию, для которой характерно отрицательное значение  $E$ , то к элементу следует подключить внешний источник тока с ЭДС, несколько превышающей потенциал гальванического элемента.

При изучении вопросов электролиза следует обратить внимание на то, что процессы раздельного окисления и восстановления протекают на электродах, находящихся в расплаве или растворе электролита, под действием постоянного электрического тока, подводимого от внешнего источника. При электролизе, как и в гальваническом элементе, на аноде происходит окисление, а на катоде – восстановление. При этом необходимо хорошо разобраться в последовательности разрядки ионов на электродах, уяснить, что такое потенциал разложения и перенапряжения, критический потенциал. Для решения задач по данной теме необходимо изучить законы Фарадея.

**Электролизом** называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор электролита.

При электролизе катод подключается к отрицательному полюсу источника постоянного тока и заряжен отрицательно, анод – к положительному полюсу и заряжен положительно.

Электролиз начинает протекать при внешнем напряжении, равном напряжению разложения электролита  $U_{нр}$ . Напряжение разложения электролита рассчитывается как разность потенциалов выделения веществ на аноде ( $\varphi_a$ ) и катоде ( $\varphi_k$ ):

$$U_{нр} = \varphi_a + \varphi_k.$$





При электролизе большую роль играет электродная поляризация, так как при прохождении тока электродные потенциалы изменяются. Электрохимическую поляризацию, обусловленную замедленностью стадии присоединения или отдачи электрона, называют перенапряжением.

Потенциал выделения вещества  $\varphi_{\text{к}}$  на электроде равен сумме окислительно-восстановительного потенциала электродного процесса  $\varphi_{\text{к}}$  и перенапряжения выделения вещества на электроде  $\eta$ :

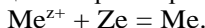
$$\varphi_{\text{к}} = \varphi_{\text{к}} + \eta.$$

Перенапряжение  $\eta$  – дополнительное напряжение, которое необходимо, чтобы электролиз протекал с достаточной скоростью. Значение катодной поляризации отрицательно, а анодной – положительно, т. е.  $\eta_{\text{к}}$  – величина отрицательная,  $\eta_{\text{а}}$  – положительная.

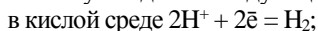
Перенапряжение зависит от вида материала электрода, природы выделяемого вещества, плотности тока (силы тока, приходящейся на единицу поверхности электродов). Перенапряжение выделения твердых веществ относительно невелико и составляет 0,05–0,15 В. Перенапряжение выделения газов на электродах значительно выше. В зависимости от вида материала электрода и плотности тока оно может составлять: для водорода  $\eta = 0,2\text{--}1,4$  В; для кислорода  $\eta = 0,7\text{--}1,4$  В.

Из уравнения расчета  $U_{\text{нр}}$  следует, что чем меньше потенциал выделения вещества на аноде  $\varphi_{\text{а}}$  и больше потенциал выделения вещества на катоде  $\varphi_{\text{к}}$ , тем при более низком напряжении начинает протекать процесс электролиза.

*Катодный процесс.* При электролизе на катоде происходит процесс восстановления металлов, находящихся в растворе:



Чем больше алгебраическая величина электродного потенциала, тем меньше напряжение разложения электролита и тем при более низком напряжении начинается восстановление катиона металла. В водном растворе электролита на катоде может также происходить восстановление ионов водорода или молекул воды по следующей схеме:



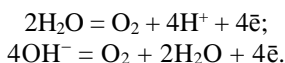
Реальный электродный потенциал выделения водорода на катоде с учетом перенапряжения составляет  $-(1,2\text{--}1,4)$  В. Поэтому из водных растворов электролитов могут восстанавливаться только катионы тех металлов, для которых  $\varphi > -(1,2\text{--}1,4)$  В. Более активные металлы, имеющие меньшее значение электродного потенциала, путем электролиза могут быть получены только из расплавов их солей.





*Анодный процесс.* При электролизе на аноде происходит процесс окисления. Если анод является инертным (графит, платина и т. д.), то на аноде окисляются либо анионы кислотных остатков, либо молекулы воды, либо гидроксид-ионы.

Чем меньше алгебраическая величина окислительно-восстановительного потенциала аниона, тем меньше напряжение разложения электролита, и тем при более низком напряжении начинается окисление аниона. В водном растворе на аноде окисление молекул воды или гидроксильных групп протекает по следующей схеме:



Реальный электродный потенциал выделения кислорода из раствора составляет  $+ (1,5-1,9)$  В. Поэтому при электролизе водных растворов электролитов на аноде могут окисляться только анионы бескислородных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  и т. д.), для которых потенциалы выделения ниже, чем потенциал кислорода. Анионы кислородных кислот ( $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  и т. д.) имеют более высокий окислительно-восстановительный потенциал, чем потенциал выделения кислорода, и, следовательно, в водных растворах не могут окисляться на аноде. Если анод изготовлен из металла, ионы которого могут образовывать с электролитами растворимую соль, то при электролизе электролита будет происходить окисление самого металла анода, так как электродный потенциал большинства металлов много меньше, чем окислительно-восстановительный потенциал аниона электролита, находящегося в растворе, и молекул воды. В этом случае процесс электролиза называется электролизом с активным (растворимым) анодом.

Масса вещества, выделяющегося на электродах или подвергшегося превращению в растворе, рассчитывается исходя из закона электролиза по формуле  $m = (M_{\text{эKB}}(\text{Me}) \cdot I \cdot t) / F$ , где  $M_{\text{эKB}}(\text{Me})$  – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;  $I$  – сила тока при электролизе, А;  $t$  – время протекания электролиза, с;  $F$  – постоянная Фарадея, равная 96 500 Кл/моль, или 26,8 А · ч/моль ( $1 \text{ А} \cdot \text{ч} = 3 600 \text{ Кл}$ ).

Отношение массы вещества, фактически выделившегося на катоде или аноде  $m_{\text{ф}}$ , к теоретически возможной  $m_{\text{т}}$  называется выходом по току (ВТ):

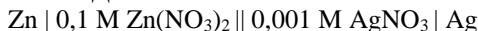
$$\text{ВТ} = m_{\text{ф}} \cdot 100 \% / m_{\text{т}}$$





## Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Вычислить ЭДС гальванического элемента:



и составить электронные уравнения процессов на электродах.

**Решение.** Чтобы определить ЭДС элемента, необходимо вычислить значения потенциалов электродов. Стандартный потенциал системы  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  равен  $-0,76 \text{ В}$ , а системы  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$  равен  $+0,8 \text{ В}$ . Учитывая, что концентрация раствора  $\text{Zn(NO}_3)_2$  равна  $0,1 \text{ М}$ , а  $\text{AgNO}_3$  –  $0,001 \text{ М}$ , вычислим значения потенциалов электродов, используя уравнение Нернста:

$$\varphi_{\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,79 \text{ В};$$

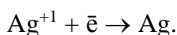
$$\varphi_{\text{Ag}} = 0,80 + \frac{0,059}{2} \lg 0,001 = 0,62 \text{ В}.$$

Так как  $\varphi_{\text{Ag}} > \varphi_{\text{Zn}}$ , то серебряный электрод будет служить катодом, а цинковый – анодом. ЭДС элемента определяется как разность потенциалов катода и анода:  $E = \varphi_{\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}} = 0,62 - (-0,79) = 1,41 \text{ В}$ .

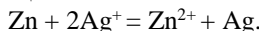
На цинковом электроде будет протекать процесс окисления:



а на серебряном – процесс восстановления:



Суммарное уравнение реакции:



**Пример 2.** При пропускании тока силой  $5 \text{ А}$  через водный раствор  $\text{CuSO}_4$  на аноде образовалось  $1,12 \text{ л}$  кислорода (н. у.). В течение какого времени проводили электролиз?

**Решение.** Для решения задачи уравнение Фарадея представим в следующем виде:  $V = V_3 \cdot I \cdot \tau / F$ , где  $V$  – объем выделившегося газа, л;  $V_3$  – молярный объем эквивалента газа.

Решаем это уравнение относительно времени ( $\tau$ ):

$$\tau = \frac{V \cdot F}{V_3 \cdot I} = \frac{1,12 \cdot 96\,500}{5,6 \cdot 5} = 3\,860 \text{ с} = 1,07 \text{ ч}.$$

**Пример 3.** Вычислить массу хрома, выделившегося на катоде при пропускании тока силой  $10 \text{ А}$  в течение  $0,5 \text{ ч}$  через раствор  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .

**Решение.** Массу хрома определим по уравнению закона Фарадея:





$$m = \mathcal{E} \cdot I \cdot \tau / F.$$

Молярная масса эквивалента хрома равна:  $\mathcal{E}_{\text{Cr}} = A_{\text{Cr}} / 3 = 52 / 3 = 17,33$  г/моль.

Выражаем время в секундах:  $0,5 \text{ ч} = 1800 \text{ с}$ ,

тогда  $m = 17,33 \cdot 10 \cdot 1800 / 96500 = 3,23$  г.

### Модульные задания

111. Как изменяются восстановительная способность металлов и окислительная способность их ионов в ряду напряжений?

112. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Написать уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислить значения стандартных ЭДС.

113. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 М растворы солей этих металлов, равна 0,47 В. Изменится ли ЭДС, если взять 0,001 М растворы. Ответ обосновать.

114. В каком направлении пойдет реакция  $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$  в гальваническом элементе, стандартная ЭДС которого равна 0,46 В? Вывод сделать на основании расчета  $\Delta G^0$  этой реакции.

115. Составить схему гальванического элемента, при работе которого происходит реакция  $\text{Ni} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ . Какие процессы протекают на электродах при работе этого элемента?

116. Гальванический элемент Даниэля – Якоби, его устройство, ЭДС. Изменится ли значение ЭДС этого гальванического элемента, если концентрацию сульфата меди и сульфата цинка уменьшить в 10 раз?

117. Составить схемы электролиза водных растворов  $\text{KCl}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{PbBr}_2$  с платиновыми электродами.

118. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  с угольными электродами.

119. При электролизе раствора  $\text{CuCl}_2$  на аноде выделилось 560 мл газа (н. у.). Найти массу меди, выделившейся на катоде.

120. Водный раствор содержит смесь катионов  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ . В какой последовательности будут восстанавливаться указанные ионы при электролизе? Сколько электричества (Кл) нужно пропустить через раствор, чтобы выделить по 3 г указанных металлов?





## Тема 8. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

**Цель:** формирование знаний об окислительно-восстановительных процессах, электродных потенциалах и электродвижущей силе окислительно-восстановительных реакций.

**Задачи:**

- изучить причины и механизм протекания коррозии металлов;
- знать условия и типы электрохимической коррозии;
- иметь понятия о показателях коррозии для оценки ее скорости.

При изучении данной темы необходимо уяснить, что **коррозия** – это разрушение металлов вследствие химического или электрохимического взаимодействия их с внешней средой.

Ржавление – частный случай коррозии, когда разрушению подвергаются черные металлы, т. е. железо и его сплавы. В зависимости от характера процессов взаимодействия металла с внешней средой различают два вида коррозии – химическую и электрохимическую. Особое внимание следует уделить изучению химических процессов при химической и электрохимической коррозии, также необходимо выяснить причину электрохимической коррозии и то, какое влияние на этот вид коррозии оказывает наличие примесей на поверхности металла.

Коррозией металлов называется процесс химического разрушения металлов под действием окружающей среды. Причиной коррозии является термодинамическая неустойчивость металлов в различных средах. Все коррозионные процессы протекают самопроизвольно с уменьшением свободной энергии ( $\Delta G$ ).

По механизму протекания различают химическую и электрохимическую коррозии. Под химической коррозией понимают счисление металла, не сопровождающееся возникновением в системе электрического тока. Процессы окисления и восстановления не разделены в пространстве.

Электрохимическая коррозия – разрушение металла в среде электролита в результате реакций электрохимического характера. Эта коррозия обусловлена двумя протекающими отдельно процессами – анодным и катодным.

Электрохимическая коррозия протекает по двум различным механизмам и подразделяется на два типа: гальванокоррозию и электрокоррозию.

В практике часто имеют дело с контактом двух различных металлов. При наличии электролита в месте контакта самопроизвольно возникает коррозионный гальванический элемент. При гальванокоррозии различают атмосфер-

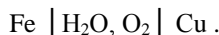




ную коррозию (коррозию металла в нейтральной среде в присутствии кислорода) и коррозию в кислой среде (как в присутствии, так и в отсутствии кислорода).

Рассмотрим, например, коррозию железа, контактирующего с медью, в различных условиях.

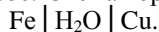
1. *Атмосферная коррозия.* Схема возникающего при этом коррозионного элемента следующая:



В таком элементе Fe – анод, а Cu – катод, так как  $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$ ,  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$ . На аноде протекает процесс  $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$ , а на катоде –  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4 \text{OH}^-$  (кислородная деполяризация).

Суммарная реакция:  $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Продуктом коррозии является  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , который окисляется кислородом воздуха до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

2. *Коррозия в нейтральной среде.* Схема коррозионного элемента:



Процесс на аноде:  $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ .

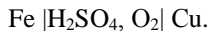
Процесс на катоде:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$  (водородная деполяризация).

Суммарная реакция:  $\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2$ .

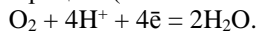
Продуктом коррозии, как и в первом случае, является  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , который по вышеуказанной реакции превращается в  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

3. *Коррозия в растворе серной кислоты с растворенным кислородом.*

Схема коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает тот же процесс ( $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$ ), а на катоде –



Суммарная реакция:  $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 4\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ . Продуктом коррозии является соль  $\text{FeSO}_4$ .

4. *Коррозия в растворе хлороводородной кислоты.* Схема коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает следующий процесс:  $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$ , на катоде –  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ .

Суммарная реакция:  $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$ . Продуктом коррозии является соль  $\text{FeCl}_2$ .

Для оценки скорости коррозии используют следующие показатели коррозии:

**весовой показатель:**





$$K_m = \Delta m / (S \cdot t), \text{ г}/(\text{м}^2 \cdot \text{ч}),$$

где  $\Delta m$  – масса металла, разрушенного за время коррозии, г;

$S$  – поверхность корродирующего металла,  $\text{м}^2$ ;

$t$  – время коррозии, ч;

**объемный показатель:**

$$K_v = V_r / (S \cdot t), \text{ см}^3/(\text{м}^2 \cdot \text{ч}),$$

где  $V_r$  – объем поглощенного или выделившегося с поверхности металла газа за время коррозии,  $\text{см}^3$ .

Весовой показатель коррозии связан с объемным показателем следующим уравнением:

$$K_v = K_m \cdot V_{\text{экв}} (\text{газа}) / M_{\text{экв}} (\text{Ме}), \text{ см}^3/(\text{м}^2 \cdot \text{ч}),$$

где  $V_{\text{экв}}$  (газа) – объем эквивалента поглощенного или выделившегося газа ( $\text{см}^3/\text{моль}$ );

$M_{\text{экв}} (\text{Ме})$  – молярная масса эквивалента металла;

**токовый показатель:**

$$i_{\text{кор}} = (K_m \cdot F \cdot B \cdot 1000) / M_{\text{ме}}, \text{ мА}/\text{м}^2,$$

где  $F$  – постоянная Фарадея, равная  $26,8 \text{ А} \cdot \text{ч}/\text{моль}$ ;

$B$  – валентность корродирующего металла;

$M_{\text{ме}}$  – молярная масса атомов металла,  $\text{г}/\text{моль}$ ;

**глубинный показатель:**

$$\Pi = (K_m \cdot 8,76) / \rho, \text{ мм}/\text{год},$$

где  $\rho$  – плотность корродирующего металла  $\text{г}/\text{см}^3$ .

Во всех случаях отрицательный весовой показатель необходимо брать в  $\text{г}/\text{м} \cdot \text{ч}$ .

### Пример выполнения модульного задания

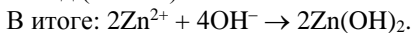
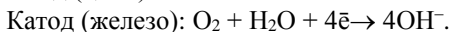
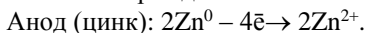
Железная пластинка, частично покрытая цинком, находится во влажном воздухе и сильноокислой среде. Какой вид коррозии наблюдается? Дать мотивированный ответ, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

*Решение.* Чистые металлы вне контакта с другими металлами практически коррозии не подвергаются. При соприкосновении двух металлов в присутствии электролита образуется гальванический элемент, возникает разность потенциалов и начинает корродировать тот металл, у которого величина электродного потенциала имеет наименьшую алгебраическую величину, т. е. наиболее активный. В данном примере наблюдается электрохимическая коррозия. В гальванической паре  $\text{Zn}/\text{Fe}$  у цинка величина электродного потенциала



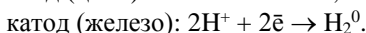
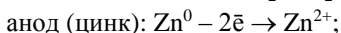
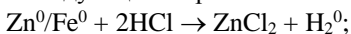


равна  $-0,76$  В, а у железа  $-0,44$  В. Поэтому в первую очередь начинает корродировать цинк, а железо остается неповрежденным.

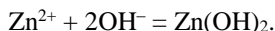


Продуктом коррозии во влажном воздухе является гидроксид цинка.

Процесс коррозии в кислой среде в той же гальванической паре Zn/Fe идет следующим образом:



Атомы цинка, окисляясь, посылают электроны железу, а сами переходят в раствор в виде ионов цинка ( $\text{Zn}^{2+}$ ), где, соединяясь с ионами  $\text{OH}^-$ , образуют  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ :



Ионы водорода ( $2\text{H}^+$ ) принимают электроны и восстанавливаются до  $\text{H}_2$ . Таким образом, продуктами коррозии в гальванопаре Zn/Fe в кислой среде является гидроксид цинка и свободный молекулярный водород, который выделяется на поверхности железа.

### Модульные задания

121. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов.

122. Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Дать этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Написать уравнение протекающей реакции.

123. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов.

124. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако при прикосновении к цинку медной палочкой из последней начинается бурное выделение водорода. Дать этому объяснение, составив электронные





уравнения анодного и катодного процессов. Написать уравнение протекающей реакции.

125. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Привести пример протекторной защиты никеля в электролите, содержащем растворенный кислород. Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов.

126. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка идет более интенсивно? Ответ мотивировать, составив электронные уравнения соответствующих процессов.

127. Почему химически чистое железо является более стойким против коррозии, чем техническое железо? Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и сильноокислой среде.

128. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?

129. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие, анодное или катодное? Почему? Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

130. Цинковую и железную пластинку опустили в раствор сульфата меди. Составить электронные и ионные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?





## Тема 9. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

**Цель:** формирование знаний о дисперсных системах и коллоидных растворах, их получении и основных свойствах.

**Задачи:** изучить методы получения коллоидных растворов; знать условия образования и строение коллоидных частиц; иметь понятия об устойчивости коллоидных растворов.

Система, в которой одно вещество раздроблено и распределено в массе другого вещества, называется **дисперсной системой**.

Вещество, распределенное в виде отдельных частиц (твердых частиц, капель жидкости, пузырьков газа и т. д.), называется дисперсной фазой. Вещество, в котором распределена дисперсная фаза, – дисперсионной средой. Дисперсная фаза нерастворима в дисперсионной среде и отделена от нее поверхностью раздела. Дисперсные системы различаются степенью дробления дисперсной фазы. Степень измельчения (дробления) вещества называется степенью дисперсности. По степени дисперсности дисперсные системы разделяются на три вида ( $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$ ):

- 1) грубодисперсные (суспензии, эмульсии и т. д.) – 100 нм;
- 2) коллоидные – 1–100 нм;
- 3) молекулярно-ионные (истинные растворы) – 1 нм.

Классификация грубодисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды представлена ниже.

**Суспензии** – это системы, состоящие из твердых частиц, взвешенных в жидкости. Частицы твердого вещества видны в микроскоп и имеют размер 100–1 000 нм. Суспензии (например, взвесь глины в воде) не фильтруются через бумажные фильтры, не обладают осмотическим давлением и являются седиментационно неустойчивыми, частицы дисперсной фазы выпадают на дно сосуда под действием тяжести.

**Эмульсиями** называются дисперсные системы, в которых дисперсная фаза и дисперсионная среда жидкие. Для получения эмульсии необходимо взять две взаимно нерастворимые жидкости (или ограниченно нерастворимые) и диспергировать одну в другой в виде мелких капель. Например, эмульсия: масло в воде. Обычно одна из фаз эмульсий – вода. Другой фазой может быть любая органическая жидкость, нерастворимая в воде: масло, бензол, бензин и т. п. Для повышения устойчивости эмульсий вводят особые вещества, называемые эмульгаторами. Эмульгатор, адсорбируясь на поверхности капель дисперсной фазы, образует пленки, препятствующие слиянию капель друг с





другом. В качестве эмульгаторов в большинстве случаев применяют соли высокомолекулярных жирных кислот – мыла.

**Пены** называют высококонцентрированные связанные дисперсные системы, в которых дисперсная фаза – газ, а дисперсионная среда – жидкость, вытянутая в тонкие пленки. Если эти пленки способны отвердеть, то можно получить практически безгранично устойчивую твердую пену (пенобетоны, пенопласты, микропористая резина и т. д.).

Дымы и туманы представляют собой дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой. **Дым** – это твердые частицы, распределенные в газе, а **туман** – весьма мелкие капельки жидкости, также распределенные в газе. Устойчивые, неоседающие дымы и туманы имеют весьма мелкие размеры частиц дисперсной фазы, поэтому их объединяют под общим названием **аэрозоли** независимо от агрегатного состояния дисперсной фазы.

Коллоидные системы представляют собой вид дисперсных систем с размером частиц дисперсной фазы от 1 до 100 нм. Диспергирование (дробление) растворенного вещества в истинных растворах происходит до молекул и ионов. В коллоидных системах частицы дисперсной фазы представляют собой относительно крупные агрегаты, состоящие из сотен и тысяч молекул, ионов и атомов.

Жидкие коллоидно-дисперсные системы называются **коллоидными растворами**, или **золями**. От истинных растворов коллоидные растворы отличаются рядом специфических свойств: они относительно неустойчивые, частицы дисперсной фазы не проходят через мембрану, обладают малой скоростью диффузии, способны рассеивать свет.

Если направить пучок света через коллоидный раствор, то частички растворенного вещества рассеивают свет – в жидкости наблюдается светящийся конус (конус Тиндаля). Это свойство коллоидных растворов отличает их от истинных, которые свет не рассеивают.

Частица дисперсной фазы в коллоидном растворе называется **мицеллой**. Мицелла в целом электронейтральна. В центре мицеллы находится ядро. **Ядро** мицеллы представляет собой совокупность кристаллически или аморфно упакованных молекул труднорастворимого соединения. Ядро коллоидной частицы прочно адсорбирует на своей поверхности ионы определенного заряда электролита-стабилизатора, которые называются **потенциалопределяющими ионами**. Ионы противоположного знака, компенсирующие заряд частицы, называются **противоионами**. Одна часть противоионов располагается за счет электростатического взаимодействия в адсорбционном слое в непосредственной близости к ядру и удерживается частицей при ее передви-





жении по раствору, а вторая часть находится в диффузном слое и слабо связана с частицей. Ядро вместе с адсорбционным слоем (потенциалоопределяющие ионы совместно с частью противоионов) называется гранулой. Гранула имеет заряд. Знак заряда гранулы определяется потенциалопределяющими ионами, прочно адсорбированными на поверхности ядра коллоидной частицы. Мицелла в целом электронейтральна за счет диффузного слоя.

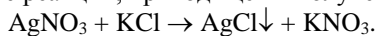
Знание строения мицеллы помогает найти знак заряда иона-стабилизатора и всей коллоидной частицы. Зная знак заряда коллоидной частицы, можно предсказать влияние электролитов на коагуляцию (правило значности и валентности Шульце – Гарди), возможность взаимной коагуляции зольей, условия пептизации.

### Примеры выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Написать формулу мицеллы гидрозоля хлорида серебра, полученного при взаимодействии сильноразбавленного раствора хлорида калия с избытком нитрата серебра. Определить направление движения гранулы при электрофорезе.

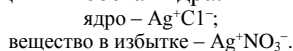
*Решение.*

1. Записать уравнение реакции, приводящей к получению золя, например:



2. Установить состав ядра коллоидной частицы. Это вещество, образующее осадок, –  $\text{AgCl}$ ; хлористое серебро имеет ионную кристаллическую решетку, состоит из ионов  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Cl}^-$ . Состав ядра –  $m\text{AgCl}$  ( $m$  – некоторое число).

3. В избытке –  $\text{AgNO}_3$ . Сравнить ионы вещества, находящиеся в растворе в избытке, с ионами, входящими в состав ядра:



Одноименные или близкие по химической природе ионы могут быть ионами-стабилизаторами (потенциалоопределяющими ионами), ионы-стабилизаторы в данном случае  $\text{Ag}^+$ .

4. Записать выделенные две части мицеллы – ядро и слой потенциалопределяющих ионов. В нашем случае это  $m\text{AgCl}n\text{Ag}^+$ .

5. Обратит внимание на заряд образующейся системы, в данном случае – положительный.

6. Выбрать противоионы. Это тоже ионы вещества, находящиеся в избытке. В данном случае  $\text{AgNO}_3$  дает:





|                               |             |
|-------------------------------|-------------|
| $Ag^+$                        | $NO_3^-$    |
| потенциалопределяющие<br>ионы | противоионы |

7. Продолжить схему строения мицеллы, записав слой противоионов:

|         |         |                  |
|---------|---------|------------------|
| ядро    | ионы    | противоионы      |
| $mAgCl$ | $nAg^+$ | $(n - x) NO_3^-$ |

Противоионы взаимодействуют со слоем потенциалопределяющих ионов кулоновскими силами. Поэтому число этих ионов  $(n - x)$  несколько меньше количества потенциалопределяющих ионов  $(n)$ .

8. Зафиксировать знак заряда записанной системы – коллоидной частицы:

|                  |                                 |                                 |
|------------------|---------------------------------|---------------------------------|
| $mAgCl$          | $nAg^+$                         | $(n - x) NO_3^-$                |
| ядро не заряжено | положительно<br>заряженный слой | отрицательно<br>заряженный слой |

Поскольку  $n > (n - x)$ , то вся система заряжена положительно.

9. Завершить запись мицеллы, указав диффузный слой, который состоит из остальных противоионов.



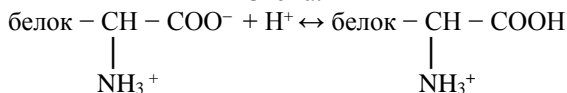
10. Гранула заряжена положительно, поэтому при электрофорезе будет двигаться к катоду.

**Пример 2.** Получен золь гемоглобина в буферном растворе с  $pH = 3,5$ . Какой заряд будут иметь частицы гемоглобина, если его изоэлектрическая точка находится при  $pH = 6,7$ ?

**Решение.** При величинах  $pH$  больше, чем величина ИЭТ, молекула белка заряжена отрицательно, а при величинах  $pH$  меньше, чем ИЭТ, – положительно. Значит, при  $pH = 6,7$  будем иметь избыток  $H^+$ :

$$ИЭТ = 6,7 > 3,5 \quad \text{заряд} +$$

Схема:





Таким образом, при электрофорезе белок будет двигаться к катоду.

### Модульные задания

1. Для получения гидрозоль иодида серебра смешали 20 мл 0,005 н. раствора нитрата серебра с 50 мл 0,1 н. раствора иодида калия. Написать схему строения мицеллы этого золя. Определить заряд гранулы и направление ее движения при электрофорезе.
2. Получен золь желатина в буферном растворе с  $\text{pH} = 3$ . Какой заряд будут иметь частицы желатина, если изоэлектрическая точка его находится при  $\text{pH} = 4,7$ ?
3. Золь бромида серебра получен смешиванием 20 мл 0,005 н. раствора нитрата серебра и 30 мл 0,0025 н. раствора бромида калия. Написать схему строения мицеллы полученного золя и определить направление движения гранулы бромида серебра при электрофорезе.
4. Получен золь гемоглобина в буферном растворе с  $\text{pH} = 3,5$ . Какой заряд будут иметь частицы гемоглобина, если его изоэлектрическая точка находится при  $\text{pH} = 6,7$ ?
5. Золь бромида серебра получен сливанием равных объемов 0,01 н. раствора  $\text{RbBr}$  и 0,0005 н. раствора  $\text{AgNO}_3$ . Написать формулу мицеллы и указать название всех ее слоев.
6. Казеин, изоэлектрическая точка которого находится при  $\text{pH} = 4,9$ , поместили в раствор, в котором концентрация гидроксидных ионов в 10 раз больше, чем в воде. Как заряжен казеин в растворе?
7. Написать формулу мицеллы, полученной сливанием равных объемов 0,0004 н. раствора бромида рубидия и 0,01 н. раствора нитрата серебра. Назвать все слои мицеллы.
8. Получен золь глобулина в буферном растворе с  $\text{pH} = 3,0$ . Какой заряд будут иметь частицы глобулина, если его изоэлектрическая точка находится при  $\text{pH} = 6,8$ ?
9. Написать схему строения мицеллы гидрозоль бромида серебра, полученного при взаимодействии разбавленного раствора нитрата серебра с избытком бромида калия. Назвать все слои мицеллы.
10. Изоэлектрическая точка казеина равна 4,6. Его поместили в буферный раствор с  $\text{pH} = 6,8$ . Какой заряд будет иметь казеин? Показать это схематически.





## ЛИТЕРАТУРА

### *Основная*

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
3. Коровин, Н. В. Общая химия:учебник для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2005. – 557 с.:ил.
4. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
5. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
6. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
7. Химия: учебно-методический комплекс: учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с.
8. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

### *Дополнительная*

1. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Высш. шк., 2003. – 96 с.
2. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
- 3.Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.
- 4.Колотыркин, Я.М. Металл и коррозия / Я.М. Колотыркин. – М.: Металлургия, 2005. –388 с.
5. Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск: Университетское, 1996. – 560 с.
- 6.Улиг, Г.Г., Ревн Р.У. Коррозия и борьба с ней / Г.Г. Улиг, Р.У.Ревн. –Л.: Химия, 1989. –456 с.

### *Справочники:*

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия,1977.
2. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.





Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



Составители  
**Поддубная** Ольга Владимировна  
**Ковалева** Ирина Владимировна  
**Мохова** Елена Владимировна  
**Седнев** Константин Викторович  
**Шагитова** Марина Николаевна

