

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Инженерно-физический факультет

Т.А. Родина

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Часть 1

Учебное пособие для СПО



Благовещенск

2020

ББК 24.1 я 73
Р 60

*Печатается по решению
редакционно-издательского совета
инженерно-физического факультета
Амурского государственного
университета*

Родина Т.А.

Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии.
Часть 1. Учебное пособие для СПО. / Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2020. – 95 с.

Пособие предназначено для обучающихся 2 курса специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» и является частью методического обеспечения дисциплины «Общая и неорганическая химия».

Учебное пособие включает задачи и упражнения по основным разделам общей химии, выполнение которых позволит обучающимся закрепить теоретические знания по дисциплине, помочь в усвоении основных положений химии и закономерностей химических процессов. Приведены примеры решения типовых задач, которые будут полезны при организации самостоятельной работы. Пособие составлено в соответствии с требованиями ФГОС СПО по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» и рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия».

В авторской редакции.

Рецензенты: А.П. Пакулина, д.х.н., профессор кафедры химии Дальневосточный ГАУ
Г.Г. Охотникова, к.т.н., доцент кафедры химии и химической технологии АмГУ.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	4
1 Основные понятия и законы химии.....	6
1.1 Основные газовые законы.....	6
1.2 Закон эквивалентов.....	12
1.3 Вывод формул химических соединений.....	17
2 Основные классы неорганических соединений.....	20
3 Строение атомов элементов. Периодический закон Д.И. Менделеева. Химическая связь.....	22
3.1 Строение атомов элементов.....	22
3.2 Периодический закон Д.И. Менделеева.....	26
3.3 Химическая связь.....	28
4 Химическая термодинамика.....	30
4.1 Термохимия.....	30
4.2 Расчеты изменения энтропии.....	35
4.3 Расчеты изменения энергии Гиббса.....	38
5 Химическая кинетика.....	42
5.1 Скорость химических реакций.....	42
5.2 Химическое равновесие.....	48
6 Концентрация растворов.....	57
6.1 Способы выражения концентрации растворов.....	57
6.2 Растворимость.....	61
7 Коллигативные свойства растворов.....	65
8 Свойства растворов электролитов.....	70
9 Гидролиз солей.....	76
10 Комплексные соединения.....	78
Справочные таблицы.....	80
Библиографический список.....	94

ПРЕДИСЛОВИЕ

При освоении образовательной программы среднего профессионального образования по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений», дисциплина «Общая и неорганическая химия», изучаемая студентами 2 курса, относится к обязательной части математического и общего естественнонаучного цикла профессиональной подготовки и формирует основы объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения.

Решение задач и упражнений по общей и неорганической химии является обязательной частью дисциплины, так как способствует глубокому усвоению и закреплению теоретических представлений, развивает химическое мышление, формирует целостное представление о предмете. Приобретение навыков решения задач является также одним из критериев прочного усвоения курса.

Основные цели при изучении общей и неорганической химии определяются содержанием ФГОС СПО. Решение химических задач направлено на формирование следующих результатов образования:

уметь:

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
- находить молекулярную формулу вещества;
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов;

знать:

- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;

- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- основные понятия и законы химии;
- основы электрохимии;
- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

Настоящее учебное пособие включает задачи и упражнения, которые охватывают основные разделы программы курса общей химии, в том числе – строение вещества, химическую кинетику и равновесие, процессы в растворах, свойства комплексных соединений. Для организации самостоятельной работы рассмотрены примеры решения типовых задач. В конце пособия приведены справочные данные.

1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1 Основные газовые законы

Контрольные вопросы:

1. Что такое относительная молекулярная масса вещества, в каких единицах она измеряется?
2. Дайте определение количества вещества.
3. Дайте понятие молярной массы. В каких единицах она измеряется?
4. Дайте понятие молярного объема. В каких единицах он измеряется?
5. Дайте формулировку законов Бойля – Мариотта и Гей-Люссака.
6. Дайте формулировку закона Авогадро. Чему равно число Авогадро?
7. Какие условия нахождения газов называются нормальными?
8. Что такое относительная плотность газа по другому газу? Что показывает эта величина?
9. Как рассчитать относительную плотность газа по водороду, по воздуху?

Примеры решения задач:

1. Приведение объема газа к нормальным условиям.

Какой объем при н. у. занимают $1,3 \text{ м}^3$ газа, находящиеся при $50 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $0,975 \cdot 10^5 \text{ Па}$?

Решение:

Для приведения объема газа к нормальным условиям используют общую формулу, объединяющую законы Бойля – Мариотта и Гей-Люссака:

$$PV/T = P_0V_0/T_0.$$

Отсюда, объем газа (при н. у.) равен $V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T}$,

где $T_0 = 273 \text{ К}$, $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $T = 273 + 50 = 323 \text{ К}$.

$$V_0 = \frac{0,975 \cdot 10^5 \cdot 1,3 \cdot 273}{1,013 \cdot 10^5 \cdot 323} = 1,06 \text{ м}^3$$

Ответ: при н. у. газ занимает объем, равный $1,06 \text{ м}^3$.

2. Вычисление молярной массы газа.

При $17 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 780 мм рт. ст. масса 624 мл газа равна $1,56 \text{ г}$.

Найдите молекулярную массу газа.

Решение:

Вычислить молярную массу газа можно по уравнению Менделеева – Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M}RT,$$

где m – масса газа, M – молярная масса газа, R – молярная (универсальная) газовая постоянная, равная 8,3144 Дж/моль·К.

Переведем значения температуры и давления в СИ:

$$T = 17 + 273 = 290 \text{ K}, \quad P = \frac{780 \cdot 1,013 \cdot 10^5}{760} = 1,040 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

(Если давление в Па, то объем берём в м³, если давление в кПа, то объем – в литрах).

Тогда молярная масса газа равна

$$M = \frac{m}{PV}RT = \frac{1,56}{1,040 \cdot 10^5 \cdot 0,624 \cdot 10^{-3}} \cdot 8,3144 \cdot 290 = 57,96 \text{ г/моль.}$$

3. Вычисление относительной плотности газа по его молекулярной массе.

Вычислите плотность углекислого газа по водороду и воздуху.

Решение:

Из закона Авогадро следует, что относительная плотность одного газа по другому равна отношению молекулярных масс (M_r) этих газов, т. е. $D = M_r(1)/M_r(2)$.

Средняя молекулярная масса воздуха равна 29, $M_r(\text{H}_2) = 2$, $M_r(\text{CO}_2) = 44$. Следовательно, плотность углекислого газа по водороду $D_{\text{H}_2} = 44/2 = 22$, а по воздуху $D_{\text{возд.}} = 44/29 = 1,52$.

Таким образом углекислый газ в 22 раза тяжелее водорода и в 1,52 раза тяжелее воздуха.

4. Определение средней молекулярной массы смеси газов по относительной плотности.

Вычислите среднюю молекулярную массу смеси газов, состоящей из 80 % метана и 20 % кислорода (по объему), используя значения относительной

плотности этих газов по водороду.

Решение:

Отношение объемов газов в двухкомпонентной газовой смеси обратно пропорционально разностям между плотностью смеси и плотностями газов, составляющих эту смесь. Обозначим относительную плотность газовой смеси D_{H_2} . Она будет больше плотности метана, но меньше плотности кислорода. Относительные плотности метана и кислорода по водороду, соответственно, равны 8 и 16.

$$\frac{V_{CH_4}}{V_{O_2}} = \frac{16 - D_{H_2}}{D_{H_2} - 8}; \quad \frac{80}{20} = \frac{16 - D_{H_2}}{D_{H_2} - 8};$$
$$4(D_{H_2} - 8) = 16 - D_{H_2}; \quad D_{H_2} = 9,6.$$

Находим молекулярную массу газовой смеси по формуле:

$$M_r = D_{H_2} \cdot M_r(H_2) = 9,6 \cdot 2 = 19,2.$$

5. Определение объема газа по заданной массе.

Какой объем (н. у.) занимает 2 г фосгена $COCl_2$?

Решение:

Молекулярная масса фосгена равна 99. Зная молярный объем, найдем объем, занимаемый 2 г фосгена:

$$\begin{array}{l} 99 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л} \\ 2 \text{ г} \text{ — } x \text{ л} \end{array}$$
$$x = \frac{22,4 \cdot 2}{99} = 0,453 \text{ л} = 453 \text{ мл.}$$

6. Определение массы газа по заданному объему.

Определите массу 650 мл азота при 28 °С и давлении 95000 Па, если масса 1 л азота при н. у. равна 1,251 г.

Решение:

Приводим объем газа к нормальным условиям:

$$PV/T = P_0V_0/T_0,$$
$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T} = \frac{95000 \cdot 650 \cdot 273}{101325 \cdot 301} = 553 \text{ мл.}$$

Рассчитываем массу вычисленного объема азота:

$$1 \text{ л газа} \text{ — } 1,251 \text{ г}$$

$$0,553 \text{ л} \text{ — } x \text{ г}$$

$$x = \frac{0,553 \cdot 1,251}{1} = 0,692 \text{ г.}$$

7. Вычисление абсолютной массы молекулы вещества.

Определите массу одной молекулы диоксида серы.

Решение:

Вычисляем молекулярную массу сернистого газа:

$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2A_r(\text{O}) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$, следовательно, молярная масса $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль. Известно, что один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, поэтому масса одной молекулы SO_2 будет равна:

$$m = \frac{M_r}{N_A} = \frac{64}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,063 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Определите массу молекулы газа, если масса 1 л газа (н. у.) равна $0,1785 \cdot 10^{-3}$ кг.

Решение:

Исходя из молярного объема газа, определяем массу 1 моль газа:

$$1 \text{ л газа} \text{ — } 0,1785 \text{ г}$$

$$22,4 \text{ л} \text{ — } x \text{ г}$$

$$x = \frac{22,4 \cdot 0,1785}{1} = 4 \text{ г}$$

Число молекул в 1 моль любого газа равно постоянной Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$. Следовательно, масса молекулы m газа равна:

$$m = \frac{4}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,664 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Задачи:

1. При 17°C некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100°C , если давление его останется неизменным?

2. Давление газа, занимающего объем 2,5л, равно 121,6 кПа (912мм рт.

ст.). Чему будет равно давление, если, не изменяя температуры, сжать газ до объема в 1л?

3. На сколько градусов надо нагреть газ, находящийся в закрытом сосуде при 0 °С, чтобы давление его увеличилось вдвое?

4. При 27 °С и давлении 720 мм рт. ст. объем газа равен 5л. Какой объем займет это же количество газа при 39 °С и давлении 104 кПа?

5. При нормальных условиях 1 г воздуха занимает объем 773 мл. Какой объем займет та же масса воздуха при 0 °С и давлении, равном 93,3 кПа (700 мм рт. ст.)?

6. В стальном баллоне вместимостью 12 л находится при 0 °С кислород под давлением 15,2 МПа. Какой объем кислорода, находящегося при нормальных условиях можно получить из такого баллона?

7. При давлении 98,7 кПа и температуре 91 °С некоторое количество газа занимает объем 680 мл. Найти объем газа при нормальных условиях.

8. Рассчитайте молекулярную массу газа, если 7 г его при 20 °С и давлении 25,3 кПа занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

9. Определите массу паров толуола в помещении объемом 30 м³ при 25 °С. Давление паров толуола при этой температуре 2972 Па.

10. Сколько граммов воды можно получить при конденсации водяного пара, занимающего при 100 °С и давлении 1 атм. объем 1 л?

11. Масса 600 мл паров вещества при 87 °С и давлении 640 мм рт. ст. равна 1,3 г. Определите молекулярную массу вещества.

12. Масса 1 л азота (н. у.) равна 1,251 г. Вычислите плотность азота по водороду и воздуху.

13. Плотность газа по водороду равна 2,562. Вычислите массу 1 л газа при н. у.

14. Газ, плотность которого по воздуху 0,6, содержится в сосуде емкостью 0,02 м³ под давлением $1,038 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при 20 °С. Определите массу газа.

15. Средняя плотность по водороду газовой смеси, состоящей из водорода и кислорода, равна 12,5. Вычислите объемные доли (%) водорода и кислоро-

да в смеси.

16. Определите плотность по воздуху смеси газов, состоящей из 200 мл азота и 300 мл оксида серы(IV) (н. у.).

17. Какие объемы водорода и кислорода (н. у.) нужно взять для получения 500 мл смеси, плотность которой по воздуху равна 0,69?

18. Определите среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38 % фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .

19. Вычислите среднюю плотность по воздуху газовой смеси, объемные доли газов в которой для CH_4 и C_2H_4 равны 52 и 48 %, соответственно.

20. Вычислите среднюю молекулярную массу смеси газов, состоящей из 60 % CO и 40 % CO_2 (по объему), используя значения относительной плотности этих газов по водороду.

21. Какой объем занимает 1 г каждого из газов: а) кислорода; б) озона; в) углекислого газа при н. у.?

22. Вычислите объем: а) 100 г водорода; б) 250 г азота при н. у.

23. Вычислите массу: а) аммиака NH_3 количеством вещества 1,5 моль; б) углекислого газа CO_2 количеством вещества 0,5 моль.

24. В 100 л воздуха содержится 0,6 л ксенона. В каком объеме воздуха (н. у.) содержится 10^{25} молекул?

25. Молекула некоторого вещества имеет массу $1,2 \cdot 10^{-25}$ кг. Определите молекулярную массу вещества.

26. Сравните число молекул, содержащееся в 3 кг H_2SO_4 с числом молекул, содержащихся в 3 кг HNO_3 . В каком случае и во сколько раз число молекул больше?

27. Какое количество вещества содержится в: а) $0,1 \text{ м}^3$ водорода; б) 0,1 кг водорода?

28. В какой массе сероуглерода CS_2 содержится столько же молекул, сколько их в $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ воды?

29. Сколько моль и молекул содержится в 2,8 л газа при н. у.?

30. Сколько молекул углекислого газа получится при сгорании $4 \cdot 10^{-6}$ кг углерода?

1.2 Закон эквивалентов

Контрольные вопросы:

1. Дайте формулировку закона эквивалентов, запишите его математическое выражение.
2. Дайте понятие молярной массы эквивалента, молярного объема эквивалента вещества.
3. Назовите методы определения молярной массы эквивалента, молярного объема эквивалента вещества.
4. Что такое фактор эквивалентности вещества?
5. Чему равен фактор эквивалентности простого вещества, кислоты, основания, соли?

Примеры решения задач:

1. Определение молярной массы эквивалента элемента.

При восстановлении 8 г оксида трехвалентного металла израсходовано 3,36 л водорода (н. у.). Определите молярную массу эквивалента и атомную массу металла.

Решение:

Формула оксида металла Me_2O_3 . Количество эквивалентов всех веществ в реакции равны. Запишем математическое выражение закона эквивалентов:

$$n_3(Me) = n_3(Me_2O_3) = n_3(O_2) = n_3(H_2)$$

$$n_3 = \frac{m}{M_3} = \frac{V}{V_3}$$

Отсюда,

$$\frac{m(Me_2O_3)}{M_3(Me_2O_3)} = \frac{V(H_2)}{V_3(H_2)}$$

Объем эквивалента водорода, равен

$$V_3(H_2) = V_m \cdot f_3 = 22,4 \cdot \frac{1}{2} = 11,2 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

$$\frac{8}{M_3(Me_2O_3)} = \frac{3,36}{11,2}$$

$$M_3(Me_2O_3) = 26,67 \text{ г/моль}$$

В соответствии с законом сохранения массы вещества, масса эквивалента оксида металла равна сумме масс эквивалента металла и кислорода. Масса эквивалента кислорода равна 8 ($M_3(O_2) = 32 \cdot \frac{1}{4} = 8 \text{ г/моль}$).

$$M_3(Me) = M_3(Me_2O_3) - M_3(O_2) = 26,67 - 8 = 18,67 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

По условию задачи, металл трехвалентный, значит его $f_3 = 1/3$.

$$M(Me) = \frac{M_3}{f_3} = 18,67 \cdot 3 = 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Следовательно, этот металл – железо.

2. Определение молярной массы эквивалента элемента по его массовой доле в химическом соединении.

Вычислите молярную массу эквивалента металла, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78 %, молярная масса эквивалента хлора 35,45 г/моль.

Решение:

Массовая доля металла в хлориде равна: $\omega = 100 - 79,78 = 20,22 \%$.

По закону эквивалентов отношение массы металла к массе хлора равно отношению молярных масс эквивалента металла и хлора:

$$\frac{20,22}{79,78} = \frac{M_3(Me)}{35,45}$$

$$M_3(Me) = 8,98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

3. Определение молярной массы эквивалента сложных веществ в реакциях обмена.

Вычислите молярную массу эквивалента, фактор эквивалентности и кислотность гидроксида алюминия, если 1,95 г $Al(OH)_3$ прореагировало с 3,15 г азотной кислоты.

Решение:

Молярная масса эквивалента и фактор эквивалентности могут иметь разные значения в зависимости от протекающей химической реакции. Запишем математическое выражение закона эквивалентов:

$$n_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = n_3(\text{HNO}_3)$$
$$\frac{m(\text{Al}(\text{OH})_3)}{M_3(\text{Al}(\text{OH})_3)} = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M_3(\text{HNO}_3)}$$

Поскольку азотная кислота является одноосновной, то ее молярная масса эквивалента равна молярной массе 63 г/моль.

$$\frac{1,95}{M_3(\text{Al}(\text{OH})_3)} = \frac{3,15}{63}$$
$$M_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = 39 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Молярная масса гидроксида алюминия равна 78 г/моль. Находим фактор эквивалентности:

$$f_3 = \frac{M_3}{M} = \frac{39}{78} = 1/2.$$

Следовательно, 1 моль гидроксида алюминия эквивалентен 2 моль кислоты, т.е. кислотность гидроксида алюминия равна 2. Тогда уравнение реакции:



4. Вычисление молярной массы эквивалента сложного вещества по реакции его взаимодействия с другим веществом.

На нейтрализацию 0,728 г щёлочи израсходовано 0,535 г HNO_3 . Вычислите молярную массу эквивалентов щёлочи; определите, какая взята щёлочь.

Решение:

Так как валентность металла неизвестна, то формула щелочи $\text{Me}(\text{OH})_x$. Поскольку азотная кислота является одноосновной, то ее молярная масса эквивалента равна молярной массе 63 г/моль.

Запишем математическое выражение закона эквивалентов:

$$n_3(Me(OH)_x) = n_3(HNO_3)$$

$$n_3 = \frac{m}{M_3}$$

Отсюда,

$$\frac{m(Me(OH)_x)}{M_3(Me(OH)_x)} = \frac{m(HNO_3)}{M_3(HNO_3)}$$

$$\frac{0,728}{M_3(Me(OH)_x)} = \frac{0,535}{63}$$

$$M_3(Me(OH)_x) = 85,7 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Молярная масса эквивалента щёлочи равна сумме молярных масс эквивалентов металла и гидроксогруппы. Масса эквивалента гидроксогруппы равна

17. Находим массу эквивалента металла:

$$M_3(Me) = M_3(Me(OH)_x) - M_3(OH) = 85,7 - 17 = 68,7 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Валентность металла неизвестна, но, поскольку, это щелочной металл, то валентность может быть равна 1 или 2. Если металл одновалентен, то $A_r(Me) = 68,7$. Одновалентного металла с такой атомной массой, образующего щёлочь, в Периодической системе нет. Если валентность металла равна 2, то

$$M(Me) = \frac{M_3}{f_3} = 68,7 \cdot 2 = 137,4 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Двухвалентный металл с такой атомной массой – барий; следовательно, формула щёлочи – $Ba(OH)_2$.

Задачи:

1. Сколько моль эквивалентов содержится в 100 г карбоната кальция?
2. Определите массу 3 молей эквивалентов гидроксида натрия.
3. Сколько моль эквивалентов содержится в 10 г гидроксида бария?
4. Какой объем занимает 0,2 моль эквивалентов водорода (при н. у.)?
5. При сгорании 1,5 г металла получилось 2,1 г оксида. Рассчитайте молярную массу эквивалента оксида этого металла.
6. Хлорид металла содержит 69 % хлора. Вычислите молярную массу эк-

вивалента металла.

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

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

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

10. На осаждение хлора, содержащегося в 0,666 г соли, израсходовано 1,088 г нитрата серебра. Вычислите молярную массу эквивалента соли.

11. Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты, если на нейтрализацию 9 г её израсходовано 8 г гидроксида натрия.

12. Азот образует оксиды, в одном из которых массовая доля азота составляет 25,93 %, а в другом 36,84 %. Какова молярная масса эквивалента азота в этих оксидах? Напишите их формулы.

13. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что металл массой 6 г вытесняет из кислоты при н. у. водород, объемом 5,6 л.

14. При взаимодействии цинка с соляной кислотой выделилось 0,28 л (н. у.) водорода. Найдите массу израсходованного цинка и образовавшегося хлорида цинка.

15. Металл массой 3,006 г взаимодействует с серой массой 1,635 г. Определите молярную массу эквивалента металла, если молярная масса эквивалента серы равна 16,03 г/моль.

16. Металл массой 2 г вытесняет из раствора медной соли медь массой 1,132 г. Массовая доля кислорода в оксиде меди составляет 20%. Определите молярные массы эквивалента металла и меди.

17. Двухвалентный металл массой 3 г реагирует без остатка с 15,75 г кислоты, молярная масса эквивалента которой 63 г/моль; или с 12,75 г другой кислоты. Определите: молярную массу эквивалента металла, молярную массу эквивалента другой кислоты, атомную массу металла. Какой это металл?

18. На восстановление 9,9375 г оксида двухвалентного металла израсходовано 0,25 г водорода. Чему равны молярные массы эквивалента металла и оксида, атомная масса металла? Какой это металл?

19. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите молярную массу эквивалента металла.

20. Определите молярные массы эквивалента металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

1.3 Вывод формул химических соединений

Контрольные вопросы:

1. Что такое относительная молекулярная масса вещества, в каких единицах она измеряется?
2. Дайте определение количества вещества.
3. Дайте понятие молярной массы. В каких единицах она измеряется?
4. Что такое массовая доля? Как рассчитать массовую долю элемента в соединении?

Примеры решения задач:

1. Нахождение простейшей формулы вещества по массовым долям элементов.

Какой будет формула оксида азота, в котором массовая доля кислорода составляет 36,36 %?

Решение:

Массовая доля азота в оксиде $\omega(\text{N}) = 100 - 36,36 = 63,64 \%$.

Атомные массы элементов: $A_r(\text{N}) = 14$, $A_r(\text{O}) = 16$.

Обозначим число атомов азота и кислорода через x и y , соответственно, тогда формула оксида N_xO_y . Так как коэффициенты x и y показывают количество вещества азота и кислорода, соответственно, то их можно выразить, как отношение массы к атомной массе каждого элемента. Тогда:

$$x : y = \frac{m(\text{N})}{A_r(\text{N})} : \frac{m(\text{O})}{A_r(\text{O})} = \frac{63,64}{14} : \frac{36,36}{16} = 4,57 : 2,27.$$

Так как количество атомов не может быть дробным числом, приведем по-

лученное отношение к отношению целых чисел:

$$x : y = \frac{4,57}{2,27} : \frac{2,27}{2,27} = 2 : 1.$$

Таким образом, простейшей формулой оксида будет N_2O .

2. Нахождение простейшей формулы вещества по массовым долям элементов и плотности.

Какой будет формула оксида азота, в котором массовая доля кислорода составляет 69,57 %? Относительная плотность этого вещества по водороду 46.

Решение:

Массовая доля азота в оксиде $\omega(N) = 100 - 69,57 = 30,43 \%$.

Атомные массы элементов: $A_r(N) = 14$, $A_r(O) = 16$.

Обозначим число атомов азота и кислорода через x и y , соответственно, тогда формула оксида N_xO_y . Так как коэффициенты x и y показывают количество вещества азота и кислорода, соответственно, то их можно выразить, как отношение массы к атомной массе каждого элемента. Тогда:

$$x : y = \frac{m(N)}{A_r(N)} : \frac{m(O)}{A_r(O)} = \frac{30,43}{14} : \frac{69,57}{16} = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Таким образом, простейшей формулой оксида будет NO_2 , с молекулярной массой 46.

Найдем молекулярную массу вещества, зная его плотность по водороду:

$$M_r = 2 \cdot D_{H_2} = 2 \cdot 46 = 92.$$

Следовательно, в молекуле вещества должно содержаться 2 группы NO_2 (т.к. $92/46 = 2$), и истинная формула оксида N_2O_4 .

Задачи:

1. Элементный состав вещества следующий: массовая доля элемента железа 72,41 %, массовая доля кислорода 27,59 %. Выведите химическую формулу.

2. Какова формула соединения, в котором массовая доля калия равна 0,565, углерода – 0,087, кислорода – 0,348?

3. Определите простейшую формулу соединения калия с марганцем и кислородом, если массовые доли элементов в этом веществе составляют соответственно 24,7, 34,8 и 40,5 %.

4. Молярная масса соединения азота с водородом равна 32 г/моль, а массовая доля атомов азота в нём составляет 87,5 %. Определите молекулярную формулу вещества.

5. Найти простейшую формулу вещества, содержащего (по массе) 39,66 % натрия, 27,59 % серы и 41,38 % кислорода.

6. Выведите простейшую формулу соединения, если известен его элементный состав:

а) углерода 27,3 % и кислорода 72,7 %;

б) кальция 81,1 % и азота 18,9 %;

в) натрия 17,6 %, хрома 39,7 % и кислорода 42,7 %.

7. Найдите молекулярную формулу соединения азота с водородом, если массовая доля водорода в нем равна 12,5 %, а относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 16.

8. Массовые доли элементов в органическом соединении: углерода – 48,65 %, водорода – 8,11 %, кислорода – 43,24 %. Определите формулу, если молярная масса вещества равна 74 г/моль.

9. При сгорании 3,636 г вещества образуется 8 г углекислого газа и 4,3632 г воды. Масса 1 моль данного вещества равна 60 г. Установить молекулярную формулу данного вещества.

10. При сгорании 2,3 г вещества образуется 4,4 г оксида углерода(IV) и 2,7 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,59. Определите молекулярную формулу данного вещества.

11. При полном сгорании вещества массой 1,1 г были получены углекислый газ объёмом 1,12 дм³ и вода массой 0,9 г. При н. у. 0,7 дм³ паров вещества имеют массу 2,75 г. Найдите истинную формулу вещества.

12. При сжигании 29 г углеводорода образовалось 88 г углекислого газа и 45 г воды, относительная плотность вещества по воздуху равна 2. Найти мо-

лекулярную формулу углеводорода.

13. Найдите молекулярную формулу вещества, если его плотность по водороду равна 67,5, а массовые доли элементов: серы 23,7 %, кислорода 23,7 %, хлора 52,6 %.

14. Молибден образует два карбида. При сжигании одного из них массой 1,4040 г и другого массой 2,6520 г образуется углекислый газ одного и того же объема 0,2912 л (н. у.). Найдите формулы этих карбидов.

15. При полном сгорании органического вещества массой 13,8 г получен углекислый газ массой 26,4 г и вода массой 16,2 г. Относительная плотность по водороду 23. Определите молекулярную формулу вещества.

2 ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Контрольные вопросы:

1. Дайте понятие простым и сложным веществам, приведите примеры.
2. По каким признакам и как классифицируются сложные вещества?
3. Что такое оксиды, основания, кислоты, соли? Приведите примеры.
4. По каким признакам классифицируются оксиды, основания, кислоты, соли?
5. Приведите примеры реакций, характеризующих химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.
6. Каковы правила номенклатуры основных классов неорганических соединений? Приведите примеры.

Задачи:

1. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe₂O₃; SnO или SnO₂; ZnO или CdO; SnO или PbO; BeO или CaO; As₂O₃ или Bi₂O₃; MnO или Mn₂O₇; K₂O или MgO? Ответ поясните.

2. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите на примерах: FeCl₃ → Fe₂O₃; Al(CH₃COO)₃ → Al₂O₃; CuSO₄ → CuO; MnBr₂ → MnO.

14. Укажите формулы оснований, которые можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде:

- а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) LiOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$

15. Какие названия оснований составлены неверно:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа; б) KOH – гидроксид калия(I);
в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция; г) CuOH – гидроксид меди(I)

16. С какими солями реагирует соляная кислота?

- а) нитрат серебра; б) силикат калия;
в) карбонат натрия; г) сульфат меди(II)

17. Двухосновными кислотами являются:

- а) азотная; б) угольная; в) фосфорная; г) серная

18. Какие кислоты диссоциируют ступенчато?

- а) сернистая; б) азотистая; в) хлорная; г) соляная

19. Укажите формулу дигидроортофосфата кальция:

- а) CaHPO_4 ; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$

20. Выберите формулу сульфата гидроксожелеза(III):

- а) $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$; б) $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$; в) $(\text{FeOH})\text{SO}_4$; г) $\text{Fe}(\text{HS})_2$

3 СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

3.1 Строение атомов элементов

Контрольные вопросы:

1. Каковы современные представления о строении атома?
2. Дать понятие атомной орбитали.
3. Какие квантовые числа определяют состояние электрона в атоме? Каков их физический смысл?
4. Что называют энергетическим уровнем, энергетическим подуровнем?
5. Правила заполнения электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского.
6. Какова максимальная емкость атомной орбитали, энергетического под-

уровня, энергетического уровня?

7. Дайте понятие основному и возбужденному состоянию атома.
8. Что представляет собой электронная и графическая формула элемента?
9. Какое состояние электронов называется вырожденным?

Задачи:

1. Сколько свободных *d*-орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V? Напишите электронные и графические формулы этих элементов.

2. Напишите электронные формулы атомов натрия, хрома, железа.

3. Напишите электронные и графические формулы атома серы в основном и возбужденном состоянии.

4. Запишите электронную и графическую формулы атома хлора. Укажите, сколько электронных пар в атоме хлора, какие орбитали они занимают? Сколько неспаренных электронов в атоме хлора?

5. В атоме элемента имеется 5 электронных слоев и 5 внешних электронов. На каких орбиталях они находятся? Запишите электронную и графическую формулы атома элемента.

6. Электроны, находящиеся на одной АО отличаются значением:

- а) главного квантового числа
- б) орбитального квантового числа
- в) магнитного квантового числа
- г) спинового квантового числа

7. В соответствии с правилом Клечковского заполнение электронами АО происходит:

- а) в направлении увеличения суммарного спина
- б) при разных значениях четырех квантовых чисел
- в) в направлении увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел
- г) в направлении уменьшения суммарного спина

8. Спиновое квантовое число определяет:

- а) форму атомной орбитали

- б) энергию электрона на энергетическом уровне
- в) ориентацию атомной орбитали в пространстве
- г) собственный момент количества движения электрона

9. Главное квантовое число определяет:

- а) форму атомной орбитали
- б) энергию электрона на энергетическом подуровне
- в) размеры электронного облака
- г) собственный момент количества движения электрона

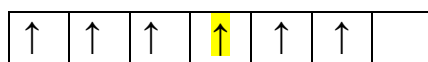
10. Суммарный спин электронов атома фосфора в возбужденном состоянии равен:

- а) $3/2$
- б) $5/2$
- в) $1/2$
- г) 0

11. Суммарный спин электронов атома с электронной конфигурацией $\dots 4s^2 4p^3$ в основном состоянии равен:

- а) 0
- б) $1/2$
- в) $5/2$
- г) $3/2$

12. Определите значение квантовых чисел для электрона на 5f-подуровне:



- а) $n = 5; l = 4; m = -3; S = 1/2;$
- б) $n = 5; l = 3; m = 0; S = 1/2;$
- в) $n = 3; l = 3; m = -3; S = 1/2;$
- г) $n = 4; l = 2; m = 2; S = 1/2$

13. Определите значение квантовых чисел для электрона на 6p-подуровне:



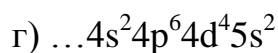
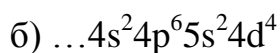
- а) $n = 5; l = 5; m = 1; S = 1/2;$
- б) $n = 6; l = 5; m = 0; S = 1/2;$
- в) $n = 6; l = 1; m = 0; S = 1/2;$
- г) $n = 6; l = 2; m = -1; S = 1/2$

14. Укажите правильную электронную формулу для основного состояния атома с зарядом ядра +35:

- а) $\dots 4s^2 4p^6 3d^9$
- б) $\dots 4s^2 3d^9 4p^6$
- в) $\dots 4s^2 4p^6 4d^9$
- г) $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^5$

15. Укажите правильную электронную формулу для основного состояния атома с зарядом ядра +42:

- а) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 5p^4$
- в) $\dots 4s^2 4p^6 4d^6$



16. Какое количество электронов может максимально располагаться на d- и s- подуровнях:

а) 10 и 2

б) 6 и 2

в) 10 и 6

г) 14 и 2

17. Какое количество электронов может максимально располагаться на s- и p- подуровнях:

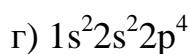
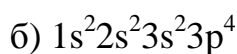
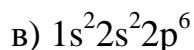
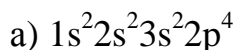
а) 1 и 3

б) 6 и 14

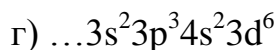
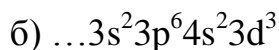
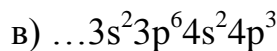
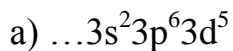
в) 2 и 6

г) 2 и 10

18. Какая электронная конфигурация соответствует иону O⁻²?

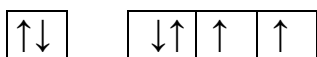


19. Какая электронная конфигурация соответствует иону Mn⁺²?

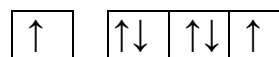


20. Укажите правильную графическую формулу внешнего уровня атома кислорода:

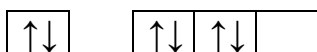
а)



в)



б)



г)



21. Укажите правильную графическую формулу внешнего уровня атома хлора:

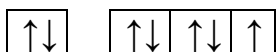
а)



в)



б)



г)



22. Число вакантных орбиталей на внешнем p-подуровне атома кремния равно:

а) 0

б) 2

в) 1

г) 3

23. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атома серы равно:

- а) 6 б) 4 в) 2 г) 8

24. Какие АО будут заполняться первыми: 6s или 4d; 6p или 5s?

- а) 6s и 6p б) 6s и 5s в) 4d и 6p г) 4d и 5s

25. Какие АО будут заполняться первыми: 4p или 4d; 3d или 4s?

- а) 4p и 3d б) 4d и 3d в) 4p и 4s г) 4d и 4s

3.2 Периодическая система Д.И. Менделеева

Контрольные вопросы:

1. Дайте современную формулировку периодического закона.
2. Как построена периодическая система химических элементов.
3. Каков физический смысл порядкового номера химического элемента.
4. Какая связь положения элемента в периодической системе с его электронным строением.
5. Назовите и охарактеризуйте электронные семейства элементов.
6. Как зависят свойства химических элементов от их положения в периодической системе (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

Задачи:

1. Как меняется восстановительная способность и сила кислот в ряду HF, HCl, HBr, HI?

2. На примере кислородных соединений марганца покажите, как с увеличением степени окисления элементов меняется характер оксидов и соответствующих им гидроксидов.

3. Напишите электронные формулы ионов: O^{2-} , S^{2-} , Sc^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Ag^+ , Rb^+ , Br^- .

4. Конфигурация валентных электронов атомах двух элементов выражается формулами: а) $3s^23p^2$ и $3d^24s^2$; б) $3d^34s^2$ и $4s^24p^3$. В каких периодах и группах находятся эти элементы? Будут ли она отличаться по свойствам?

5. Напишите электронные формулы элементов с порядковым номером 35, 42 и 56. Определите их место в периодической системе химических элементов.

6. Какую высшую степень окисления проявляют германий, сурьма, хром, марганец? Составьте формулы оксидов элементов, отвечающих этим степеням окисления. К каким электронным семействам принадлежат эти элементы?

7. Внешние уровни атомов имеют вид: $2s^22p^1$; $4s^24p^2$; $5s^25p^4$. В каких периодах, группах и подгруппах периодической системы находятся эти элементы? К каким электронным семействам они принадлежат?

8. У какого из элементов, хрома или селена, сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивируйте положением этих элементов в периодической системе. Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом?

9. У какого из элементов, титана или германия, сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивируйте положением этих элементов в периодической системе. Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом?

10. Внешний и предвнешний уровень атома элемента имеют вид $3s^23p^63d^34s^2$. Определите положение элемента в периодической системе. К какому электронному семейству он относится? Какова его высшая степень окисления? Составьте формулу соответствующего оксида.

11. Свойства химических элементов изменяются в зависимости от:

- | | |
|------------------------------|--------------------------------|
| а) от атомной массы элемента | б) от заряда ядра атома |
| в) от атомных радиусов | г) от числа электронов в атоме |

12. Сродство к электрону атомов в группах периодической системы:

- | | |
|------------------------------|----------------------------|
| а) увеличивается снизу вверх | б) уменьшается снизу вверх |
| в) изменяется периодически | г) не изменяется |

13. Электроотрицательность атомов в периодах периодической системы:

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------|
| а) не изменяется | б) увеличивается слева направо |
| в) увеличивается справа налево | г) изменяется периодически |

14. Энергия ионизации атомов в группах периодической системы:

- | | |
|----------------------------|------------------|
| а) изменяется периодически | б) не изменяется |
|----------------------------|------------------|

связи).

2. Дайте характеристику ковалентной связи и механизмам ее образования.
3. Опишите свойства ковалентной связи (полярность, поляризуемость, кратность, насыщаемость, направленность).
4. Перечислите основные положения теории гибридизации. Назовите типы гибридизации и приведите примеры соединений. Как гибридное состояние атомов определяет геометрию молекул?
5. Дайте характеристику ионной связи. Рассмотрите механизм ее образования. Назовите свойства ионной связи.
6. Дайте характеристику металлической связи. Какие свойства вещества определяет металлическая связь.
7. Какая связь называется водородной? Рассмотрите механизм ее образования и влияние водородной связи на свойства веществ.
8. Назовите типы межмолекулярных взаимодействий. Какие свойства веществ они определяют?

Задачи:

1. Составьте электронные схемы строения молекул Cl_2 , H_2S , N_2 . Определите в каждом случае тип химической связи.
2. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами, в основном и возбужденном состоянии может проявлять фосфор? Напишите структурные формулы соответствующих соединений.
3. Какие кристаллические структуры называются атомными, ионными, молекулярными, металлическими? Приведите примеры. Как зависят свойства кристаллических веществ от типа химической связи?
4. Чем обусловлена геометрическая форма молекул? Какова геометрическая форма молекул HCl , H_2S , NH_3 ?
5. Изобразите схему строения молекул CO , CO_2 . Определите тип гибридизации атомных орбиталей.
6. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей мышьяка в молекуле AsCl_3 , если угол между связями равен 90° ?

- a) sp б) sp^2 в) sp^3 г) нет гибридизации

7. Для какого типа гибридизации характерен валентный угол 120° ?

- a) sp б) sp^2 в) sp^3 г) s^2p^2

8. В каком соединении все связи ковалентные полярные?

- a) $CaCl_2$ б) S_8 в) PH_3 г) H_2O_2

9. Для какого соединения характерна ионная связь?

- a) H_2CO_3 б) SiH_4 в) SO_2 г) Na_2SO_4

10. Между молекулами какого вещества возникают водородные связи?

- a) HI б) H_2O_2 в) AsH_3 г) H_2Te

11. В каком соединении длина связи наибольшая?

- a) H_2O б) H_2Te в) H_2Se г) H_2S

12. В каком соединении энергия связи наименьшая?

- a) AsH_3 б) PH_3 в) SbH_3 г) NH_3

13. С каким элементом хлор образует наиболее полярную связь?

- a) As б) Na в) H г) N

14. В молекуле какого вещества присутствуют как σ -, так и π -связи?

- a) P_4 б) NH_3 в) SO_3 г) CCl_4

15. σ -Связи образуются при перекрывании орбиталей:

- a) $p_z-d_{z^2}$ б) p_x-p_x в) $d_{xy}-d_{xy}$ г) $d_{xz}-d_{xz}$

4 ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

4.1 Термохимия

Контрольные вопросы:

1. Что изучает термодинамика?
2. Дайте определения основных понятий в термодинамике: система, фаза, процесс, параметры состояния, функции параметров состояния, теплота, работа.
3. Что такое внутренняя энергия системы? Можно ли определить ее абсолютное значение?
4. Что такое энтальпия реакции; стандартная энтальпия; стандартная эн-

тальпия образования?

5. Какие условия в термодинамике считаются стандартными?
6. Что изучает термохимия?
7. Что называют тепловым эффектом реакции? В каких единицах его измеряют?
8. Как классифицируются реакции по тепловому эффекту?
9. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.

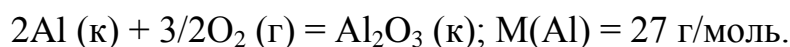
Примеры решения задач:

1. Расчет стандартной теплоты образования вещества.

При взаимодействии 9,0 г алюминия с кислородом выделяется 279,7 кДж тепла. Определите стандартную энтальпию образования оксида алюминия. Запишите термохимическое уравнение реакции.

Решение:

Записываем термохимическое уравнение реакции образования 1 моль оксида алюминия из простых веществ и молярную массу алюминия:



По уравнению реакции находим количество Al_2O_3 , образующегося из 9 г алюминия:

$$\begin{array}{l} \text{из } 2 \cdot 27 \text{ г алюминия образуется } 1 \text{ моль } \text{Al}_2\text{O}_3, \\ \text{из } 9,0 \text{ г} \quad \quad \quad - \quad \quad \quad x \\ x = 1/6 \text{ моль} \end{array}$$

Находим количество теплоты, выделяющейся при образовании одного моль оксида алюминия по пропорции:

$$\begin{array}{l} \text{при образовании } 1/6 \text{ моль } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ выделяется } 279,7 \text{ кДж,} \\ 1 \text{ моль} \quad \quad \quad - \quad \quad \quad x \\ x = 279,7 \cdot 6 = 1678,2 \text{ кДж.} \end{array}$$

Полученная величина является теплотой образования оксида алюминия; так как реакция экзотермическая, то стандартная энтальпия образования имеет отрицательный знак: $\Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1678,2 \text{ кДж/моль}$.

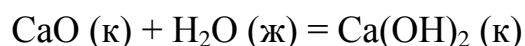


2. Расчет теплового эффекта химической реакции по теплотам образования реагирующих веществ и продуктов реакции.

Определите энтальпию реакции гашения извести и вычислите, сколько тепла выделяется при получении одной тонны гашеной извести (условия стандартные).

Решение:

Записываем уравнение реакции и выписываем из справочных таблиц стандартные энтальпии образования веществ (см. справочную таблицу 4):



$$\Delta H_f^\circ(\text{CaO (к)}) = -635,1 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O (ж)}) = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{Ca(OH)}_2 \text{ (к)}) = -986,2 \text{ кДж/моль.}$$

По следствию из закона Гесса вычисляем энтальпию реакции:

$$\Delta H_r^\circ = -986,2 - (-635,1 - 285,8) = -986,2 + 920,9 = -65,3 \text{ кДж.}$$

Исходя из молярной массы гидроксида кальция (74 г/моль), составляем и решаем пропорцию:

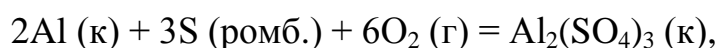
при получении 74 г Ca(OH)_2 выделяется 65,3 кДж,

$$10^6 \text{ г} \quad - \quad x$$

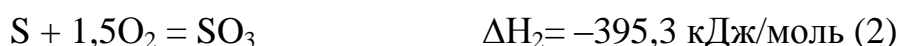
$$x = 88243 \text{ кДж.}$$

3. Расчет теплового эффекта химической реакции по закону Гесса.

Определите тепловой эффект реакции образования сульфата алюминия при сгорании алюминия и серы ромбической согласно реакции:



используя следующие термохимические уравнения:

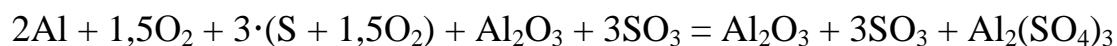


Решение:

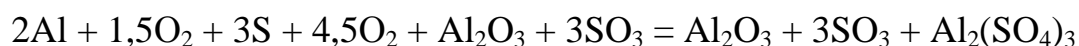
В соответствии с законом Гесса тепловой эффект химической реакции зависит только от состояния исходных веществ и продуктов реакции, и не за-

висит от пути процесса. Поэтому термохимические уравнения можно разбивать на отдельные стадии независимо от того, осуществимы они на практике или нет.

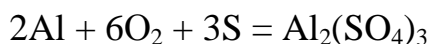
Чтобы получить реакцию образования сульфата алюминия нужно сложить уравнения (1), (2) и (3), причем второе уравнение должно быть взято три раза:



Раскроем скобки:



Приведем подобные и сократим уравнение:



Таким образом, ΔH реакции может быть найдена по тепловым эффектам отдельных стадий.

Тогда $\Delta H_r = \Delta H_1 + 3\Delta H_2 + \Delta H_3 = (-1670,2) + 3 \cdot (-395,3) + (-579,7) = -3435,8$ кДж/моль.

Задачи:

1. Исходя из значения энтальпии реакции:



и стандартных энтальпий образования CaO и P_2O_5 , определите стандартную энтальпию образования ортофосфата кальция.

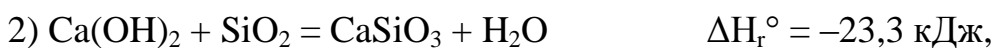
2. При взаимодействии 112 л азота (н. у.) с водородом выделяется 462 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите энтальпию образования аммиака.

3. Вычислите, какое количество теплоты выделяется при сжигании 100 л CH_4 .

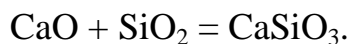
4. Не проводя расчётов, укажите, в какой из двух эндотермических реакций энтальпия больше и почему: 1) $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2$; 2) $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$.

5. Исходя из двух термохимических уравнений:



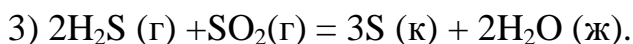


и не используя справочных данных, определите энтальпию реакции



6. Активные металлы могут гореть в атмосфере углекислого газа. Вычислите энтальпию реакции: $2\text{Mg(к)} + \text{CO}_2 = 2\text{Mg(к)} + \text{C(графит)}$ и определите, какое количество теплоты выделится при сгорании 1 кг магния.

7. Исходя из термохимических уравнений 1 и 2, вычислите энтальпию третьей реакции (справочником не пользоваться):



8. Для определения энтальпии образования фторида кальция было взято 2,0 г кальция и достаточное количество фтора. В ходе реакции между ними выделился 61 кДж теплоты. Вычислите опытное значение энтальпии образования фторида кальция, если справочная величина равна $-1214,6 \text{ кДж/моль}$.

9. Исходя из двух термохимических уравнений:

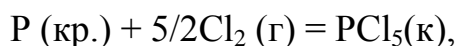


определите энтальпию образования пентафторида мышьяка.

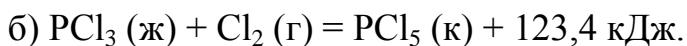
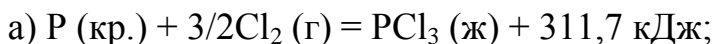
10. Определите энтальпию реакции разложения пероксида водорода на воду и кислород, используя два термохимических уравнения и не используя справочных данных:



11. Определите энтальпию образования пентахлорида фосфора:



если известны тепловые эффекты следующих реакций:

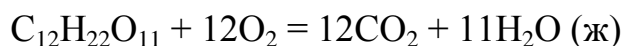


12. Теплота растворения NaOH в воде равна 41,6 кДж. Какое количество

теплоты выделится при растворении в воде 225 г NaOH?

14. При растворении 16 г карбида кальция в воде выделилось 31,3 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования гидроксида кальция.

15. Вычислите стандартную теплоту образования сахарозы, если тепловой эффект реакции



равен -5694 кДж.

16. При восстановлении оксида железа(III) массой 80,0 г алюминием (реакция алюмотермии) выделяется 426,3 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования оксида железа(III), если энтальпия образования оксида алюминия $-1675,0$ кДж/моль.

17. При сжигании 3,04 г магния выделилось 76,45 кДж теплоты. Теплота образования MgO (ΔH_f° , кДж/моль) равна:

а) +232,4 б) $-611,0$ в) $-232,4$ г) +611,0

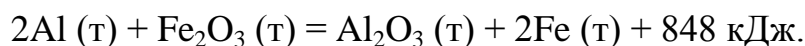
18. Теплота образования оксида углерода(IV) равна $\Delta H_f^\circ = -393,6$ кДж. При выделении теплоты в количестве 209,3 кДж образовался оксид углерода(IV) в объеме (в литрах при н. у.), равном:

а) 6 б) 8 в) 10 г) 12

19. При образовании 1 л (при н. у.) HBr выделяется 1,58 кДж теплоты. Теплота образования (ΔH_f° , кДж/моль) бромоводорода равна:

а) +35,4 б) $-35,4$ в) +22,4 г) $-22,4$

20. Термохимическое уравнение реакции имеет вид:



Количество теплоты (в кДж), которое выделится при взаимодействии 10,8 г алюминия, равно:

а) +84,8 б) +169,6 в) +254,4 г) +424,0

4.2 Расчеты изменения энтропии

Контрольные вопросы:

1. Что такое энтропия? В каких единицах она измеряется?

2. Что называют стандартной энтропией?
3. Как зависит изменение энтропии от температуры?
4. Приведите примеры процессов, сопровождающихся увеличением и уменьшением энтропии системы.

Примеры решения задач:

1. Расчет изменения энтропии в химической реакции.

Вычислите изменение энтропии в ходе химической реакции (условия стандартные):



Решение:

Запишем справочные значения стандартных энтропий графита, водорода и этана (таблица 4):

$$S^\circ (\text{C (графит)}) = 5,74 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

$$S^\circ (\text{H}_2 (\text{г})) = 130,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

$$S^\circ (\text{C}_2\text{H}_6 (\text{г})) = 229,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

Изменение энтропии в химической реакции рассчитываем по следствию из закона Гесса:

$$\begin{aligned} \Delta S_r^\circ &= S_{\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})}^\circ - (2S_{\text{C(графит)}}^\circ + 3S_{\text{H}_2(\text{г})}^\circ) = 229,5 - (2 \cdot 5,74 + 3 \cdot 130,6) = \\ &= -173,78 \text{ Дж/К}. \end{aligned}$$

2. Расчет изменения энтропии при фазовых превращениях.

Удельная энтальпия плавления свинца 23040 Дж/кг. Температура плавления свинца 327,4 °С. Найдите изменение энтропии при плавлении 250 г свинца.

Решение:

Изменение энтропии при переходе вещества из одного агрегатного состояния в другое равно: $\Delta S = \Delta H/T$, где ΔH – энтальпия обратимого фазового превращения; T – абсолютная температура фазового превращения.

При определении изменения энтропии необходимо учесть массу вещества, претерпевшего фазовое превращение. Вычисляем энтальпию плавления 250 г свинца:

$$23040 \cdot 0,25 = 5760 \text{ Дж.}$$

Абсолютная температура плавления свинца:

$$T = 327,4 + 273 = 600,4 \text{ К.}$$

Вычисляем изменение энтропии при плавлении 250 г свинца:

$$\Delta S = 5760/600,4 = 9,59 \text{ Дж/К.}$$

Задачи:

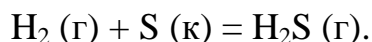
1. Рассчитайте изменение энтропии при плавлении 3 моль уксусной кислоты CH_3COOH , если температура плавления CH_3COOH $16,6^\circ\text{C}$, а теплота плавления 194 Дж/г .

2. Вычислите изменение энтропии при испарении 250 г воды при 25°C , если молярная теплота испарения воды при этой температуре $44,08 \text{ кДж/моль}$.

3. Теплота испарения бромбензола при $429,8 \text{ К}$ равна $241,0 \text{ Дж/г}$. Определите изменение энтропии при испарении $1,25 \text{ моль}$ бромбензола.

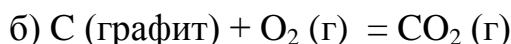
4. Теплота испарения нафталина C_{10}H_8 равна 149600 Дж/кг , а температура плавления $80,4^\circ\text{C}$. Найдите изменение энтропии при плавлении $3,1 \text{ моль}$ нафталина.

5. Рассчитайте изменение энтропии системы:

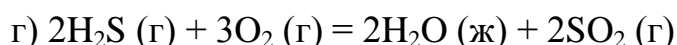
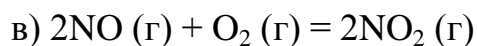
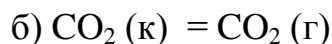
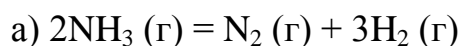


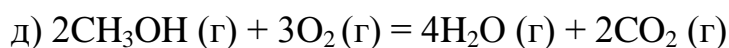
6. Рассчитайте изменение энтропии реакции разложения бертолетовой соли, если $S^\circ (\text{KClO}_3) = 142,97 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, а $S^\circ (\text{KCl}) = 82,68 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$.

7. Вычислите изменение энтропии при стандартных условиях для реакций:

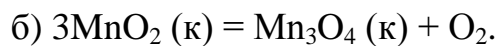
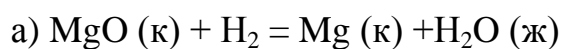


8. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:

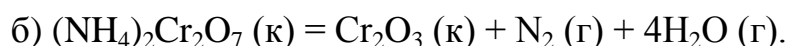
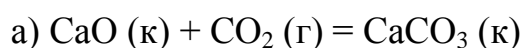




9. Не проводя вычислений, определите, как изменяется энтропия при протекании реакций:



10. Не проводя расчетов, определите знак ΔS химических реакций:



4.3 Расчеты изменения энергии Гиббса

Контрольные вопросы:

1. Дайте понятие энергии Гиббса. В каких единицах она измеряется?
2. Как энергия Гиббса характеризует возможность и направление протекания самопроизвольного процесса?
3. Запишите уравнение Гиббса. Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении возможности протекания процесса?

Примеры решения задач:

1. Расчет изменения Гиббса в химической реакции. Определение направления протекания химической реакции.

Вычислите энергии Гиббса при 600 °С для реакций разложения карбонатов кальция и магния и определите, какой из карбонатов разлагается при данной температуре.

Решение:

Записываем уравнения реакций и справочные данные (таблица 4) о термодинамических свойствах веществ:

	$\text{CaCO}_3 (\text{к}) = \text{CaO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$.		
ΔH_f° , кДж/моль	-1206,0	-635,1	-393,5
S° , Дж/моль·К	92,7	39,6	213,6
	$\text{MgCO}_3 (\text{к}) = \text{MgO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$.		
ΔH_f° , кДж/моль	-1096,2	-601,2	-393,5

S° , Дж/моль·К 65,7 26,9 213,6

Вычисляем для первой реакции изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса при $T = 873$ К по уравнению:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ:$$

$$\Delta H_r^\circ = -393,5 + (-635,1) - (-1206,0) = 177,4 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_r^\circ = 213,6 + 39,6 - 92,8 = 160,4 \text{ Дж/К, или } 0,1604 \text{ кДж/К.}$$

$$\Delta G_r^\circ = 177,4 - 873 \cdot 0,1604 = 37,4 \text{ кДж.}$$

Проводим аналогичные вычисления для второй реакции:

$$\Delta H_r^\circ = -393,5 + (-601,2) - (-1096,2) = 101,5 \text{ кДж.}$$

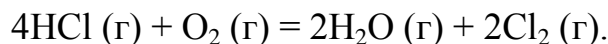
$$\Delta S_r^\circ = 213,6 + 26,9 - 65,7 = 174,8 \text{ Дж/К, или } 0,1748 \text{ кДж/К.}$$

$$\Delta G_r^\circ = 101,5 - 873 \cdot 0,1748 = -51,1 \text{ кДж.}$$

Судя по знаку энергии Гиббса реакций, карбонат кальция не будет разлагаться ($\Delta G > 0$), а реакция разложения карбоната магния при 600°C возможна ($\Delta G < 0$).

2. Расчет равновесной температуры химической реакции.

Вычислите приблизительную температуру достижения состояния равновесия в закрытой системе для реакции:



Решение:

Записываем уравнение Гиббса:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ.$$

В состоянии равновесия $\Delta G = 0$, следовательно:

$$T = \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ}$$

Можно принять, что величины ΔH и ΔS не зависят от температуры, и вычислить эти величины из стандартных (табличных) значений энтальпий образования и энтропий соединений, участвующих в реакции. Запишем справочные данные (таблица 4) о термодинамических свойствах веществ:

Вещество	HCl (г)	O ₂ (г)	H ₂ O (г)	Cl ₂ (г)
ΔH_f° , кДж/моль	-92,3	0	-241,8	0

S° , Дж/моль·К 186,7 205,0 188,7 223,0

Вычисляем изменение энтальпии реакции при стандартных условиях:

$$\Delta H_r^\circ = (-241,8) \cdot 2 - (-92,3) \cdot 4 = -114,4 \text{ кДж.}$$

Вычисляем изменение энтропии реакции при стандартных условиях:

$$\Delta S_r^\circ = 2 \cdot 223,0 + 2 \cdot 188,7 - (205,0 + 4 \cdot 186,7) = -128,4 \text{ Дж/К,}$$

или $-0,1284 \text{ кДж/К.}$

Вычисляем температуру:

$$T = \frac{-114,4}{-0,1284} = 891 \text{ К, или } 618 \text{ }^\circ\text{C.}$$

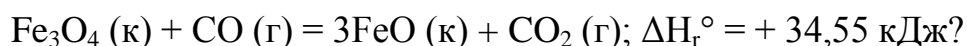
Таким образом, при $T \approx 630 \text{ }^\circ\text{C}$ система находится в равновесии (прямая и обратная реакции равновероятны).

Задачи:

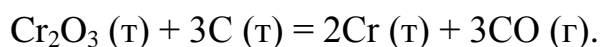
1. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG° реакции, протекающей по уравнению: $\text{NH}_3 (\text{г}) + \text{HCl} (\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl} (\text{к})$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

2. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG° реакции, протекающей по уравнению: $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{к}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{г})$. Определите, в каком направлении при 298 К (прямом или обратном) будет протекать реакция. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции.

3. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



4. Вычислите энергию Гиббса и определите возможность протекания реакции при температурах 1000 и 3000 К:

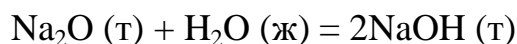


5. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях, невозможна экзотермическая реакция: $\text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) = \text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$? Рассчитайте ΔG

данной реакции. При каких температурах данная реакция становится самопроизвольной?

6. С чем будет более интенсивно взаимодействовать газообразный хлористый водород (в расчете на 1 моль): с алюминием или с оловом? Ответ дайте, рассчитав ΔG° обеих реакций. Продуктами реакций являются твердая соль и газообразный водород.

7. Рассчитайте изменение энергии Гиббса ΔG° для процесса:



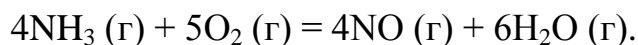
по значениям стандартных энергий Гиббса образования веществ. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях и 95°C ?

8. Вычислите изменение энергии Гиббса для реакции, протекающей по уравнению $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{CO}_2 (\text{г}) = \text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$. Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при стандартных условиях?

9. На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG° реакции, протекающей по уравнению $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

10. На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG° реакции, протекающей по уравнению $\text{CO} (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = \text{CH}_4 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

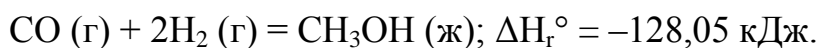
11. Определите ΔG° реакции, протекающей по уравнению



Вычисления сделайте на основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

12. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с диоксидом углерода протекает по уравнению $\text{CH}_4 (\text{г}) + \text{CO}_2 (\text{г}) = 2\text{CO} (\text{г}) + 2\text{H}_2 (\text{г})$; $\Delta H_r^\circ = +247,37 \text{ кДж}$. При какой температуре начнется эта реакция?

13. При какой температуре наступит равновесие системы:



14. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2\text{NO (г)} + \text{O}_2 \text{(г)} = 2\text{NO}_2 \text{(г)}$? Ответ мотивируйте, вычислив ΔG° реакции.

15. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению:



Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG° этой реакции.

5 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

5.1 Скорость химических реакций

Контрольные вопросы:

- 1 Что изучает химическая кинетика?
- 2 Дайте определение скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
- 3 Как влияет природа и состояние реагирующих веществ на скорость химической реакции?
- 4 Сформулируйте закон действующих масс. Запишите математическое выражение этого закона.
- 5 Что определяет константа скорости реакции? Какие факторы влияют на ее величину?
- 6 Как и почему меняется скорость химических реакций при изменении температуры? Приведите выражение уравнения Вант-Гоффа.
- 7 Что такое энергия активации?
- 8 Что такое катализатор, катализ? На чем основано влияние катализатора на изменение скорости реакции?

Примеры решения задач:

1. Расчет скорости химической реакции по концентрациям реагирующих веществ.

Простая реакция между веществами А и В протекает по уравнению



Концентрация вещества А равна 5 моль/л, а вещества В – 4 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,3 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 65 % вещества В.

Решение:

Согласно закону действующих масс скорость простой реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам:

$$V = kc_A^2c_B.$$

Вычисляем скорость реакции в начальный момент:

$$V_1 = 0,3 \cdot 5^2 \cdot 4 = 30,0 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}.$$

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 65 % вещества В, то есть его концентрация станет равной $4 \cdot 0,65 = 2,6$ моль/л. Значит, концентрация вещества В уменьшилась на $4 - 2,6 = 1,4$ моль/л. Так как вещества А и В взаимодействуют между собой в соотношении 2:1 (см. уравнение реакции), то концентрация вещества А уменьшилась на $1,4 \cdot 2 = 2,8$ моль/л и стала равной $5 - 2,8 = 2,2$ моль/л. Следовательно, в тот момент, когда в смеси останется 65 % вещества В, скорость реакции станет равной

$$V_2 = 0,3 \cdot 2,2^2 \cdot 2,6 = 3,78 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}.$$

2. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Как изменяется скорость простой реакции $2\text{NO} (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{NOCl} (\text{г})$ при увеличении концентрации только оксида азота(II) в три раза; только хлора в три раза; при одновременном увеличении концентраций обоих веществ в три раза?

Решение:

Обозначим концентрацию оксида азота(II) через a , а концентрацию хлора через b и запишем выражение закона действующих масс для данной реакции:

$$V = ka^2b .$$

При увеличении концентрации оксида азота(II) в три раза она станет равна $3a$, в то время как концентрация хлора останется неизменной. Тогда скорость реакции будет:

$$V_1 = k(3a)^2b = k9a^2b .$$

Следовательно, скорость реакции увеличится в 9 раз.

При увеличении концентрации хлора в три раза она станет равна $3b$, в то время как концентрация оксида азота(II) останется неизменной. Тогда скорость реакции будет:

$$V_2 = ka^23b .$$

Следовательно, скорость реакции увеличится в 3 раза.

При одновременном увеличении концентрации обоих веществ в три раза концентрация оксида азота(II) станет равна $3a$, а концентрация хлора станет равна $3b$. Тогда скорость реакции будет:

$$V_3 = k(3a)^23b = k27a^2b .$$

Следовательно, скорость реакции увеличится в 27 раз.

Реакцию $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{г})$ провели сначала при одном давлении, а затем при давлении в 10 раз большем. Как изменилась скорость реакции?

Решение:

Обозначим концентрацию водорода через a , а концентрацию кислорода через b и запишем выражение закона действующих масс для данной реакции:

$$V = ka^2b .$$

Увеличение давления газов пропорционально увеличивает их концентрацию. Следовательно, при увеличении давления в 10 раз концентрации веществ также увеличатся в 10 раз и составят, соответственно, $10a$ и $10b$. Тогда скорость реакции будет:

$$V_1 = k(10a)^210b = k1000a^2b .$$

Следовательно, скорость реакции увеличится в 1000 раз.

3. Влияние температуры на скорость химической реакции.

Как изменяется скорость реакции при увеличении температуры на 40 градусов, если температурный коэффициент реакции равен трем?

Решение:

Задача решается по правилу Вант-Гоффа:

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Отсюда:

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 3^4 = 81 \text{ раз.}$$

4. Определение времени протекания реакции при изменении температуры.

При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени протекает реакция при 293 К, если температурный коэффициент реакции равен 2,5?

Решение:

Между скоростью и временем протекания реакции существует обратно пропорциональная зависимость:

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2},$$

где τ_1 и τ_2 – время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 . Правило Вант-Гоффа можно записать в виде:

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

$$\frac{\tau_1}{20} = 2,5^{\frac{353 - 293}{10}} = 2,5^6 = 244$$

$$\tau_1 = 244 \cdot 20 = 4880 \text{ с} = 1 \text{ ч } 21 \text{ мин. } 20 \text{ с.}$$

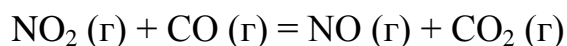
Задачи:

1. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{NH}_3 (\text{г})$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

2. В реакции $\text{C} (\text{т}) + 2\text{H}_2 (\text{г}) = \text{CH}_4 (\text{г})$ концентрацию водорода уменьшили в 3 раза. Как изменится скорость реакции?

3. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе: $2\text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO}_2 (\text{г})$, если: а) объем газовой смеси уменьшить в три раза; б) концентрацию NO уменьшить в 2 раза, а концентрацию NO_2 увеличить в три раза; в) концентрацию O_2 увеличить в 2 раза, а концентрацию NO_2 увеличить в 5 раз.

4. Напишите кинетические уравнения реакции:



Как изменяется скорость каждой реакции при увеличении давления в 4 раза?

5. Азот окисляется по уравнению: $0,5\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{NO}_2 (\text{г})$. Как изменится скорость прямой и обратной реакций, если объем системы уменьшится в 3 раза?

6. Окисление серы протекает по уравнению: $\text{S} (\text{к}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{SO}_2 (\text{г})$. Как изменится скорость прямой и обратной реакций, если объем системы увеличится в два раза?

7. Окисление диоксида серы протекает по уравнению: $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{SO}_3 (\text{г})$. Как изменится скорость прямой и обратной реакций, если концентрация диоксида серы увеличится в два раза, а концентрация SO_3 уменьшится в три раза?

8. Аммиак образуется по реакции: $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{NH}_3 (\text{г})$. Как изменится скорость образования аммиака, если объем системы увеличить в 2 раза, а концентрацию азота увеличить в 3 раза?

9. Реакция протекает по следующей схеме: $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{SO}_3 (\text{г})$. Как изменится скорость прямой реакции – образования серного ангидрида, если увеличить концентрацию SO_2 в 3 раза?

10. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO} (\text{г})$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[\text{N}_2] = 0,025$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[\text{NO}]$ стала равной 0,001 моль/л.

11. Реакция идет по уравнению $N_2 (г) + 3H_2 (г) = 2NH_3 (г)$. Концентрации участвующих в ней веществ были: $[N_2] = 0,9$ моль/л; $[H_2] = 2$ моль/л; $[NH_3] = 0,15$ моль/л. Вычислите концентрацию азота и аммиака, когда $[H_2]$ стала равной $0,2$ моль/л.

12. Реакция протекает по уравнению $2NO (г) + O_2 (г) = 2NO_2 (г)$. Концентрации исходных веществ были: $[NO] = 0,01$ моль/л, $[O_2] = 0,02$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если одновременно увеличить концентрацию кислорода до $0,20$ моль/л и концентрацию NO до $0,08$ моль/л.

13. Напишите выражение закона действующих масс для гетерогенной системы: $CO_2 (г) + C (к) = 2CO (г)$. Как изменится скорость прямой реакции – образования CO, если концентрацию CO_2 уменьшить в четыре раза?

14. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30 °С, если температурный коэффициент равен 3 ?

15. При повышении температуры на 50 градусов скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислите температурный коэффициент реакции.

16. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза, если температурный коэффициент скорости этой реакции равен 2 ?

17. Как изменится скорость реакции, если температура увеличится на 80 °С? Температурный коэффициент реакции равен 2 .

18. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 100 градусов, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен трем?

19. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30 градусов, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен трем?

20. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 140 до 90 °С. Температурный коэффициент скорости реакции равен $2,5$.

21. При понижении температуры на 10 °С скорость реакции уменьшилась

в 2,5 раза. Определите температурный коэффициент реакции.

22. При понижении температуры на 20 °С скорость реакции уменьшилась в 10 раз. Определите температурный коэффициент реакции.

23. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени закончится эта реакция при 453 К, если температурный коэффициент реакции равен 3?

24. Две реакции при 283 К протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой и второй реакций равны 2,5 и 3, соответственно. Как будут относиться скорости реакций, если первую из них провести при 350 К, а вторую – при 330 К?

25. Вычислите, при какой температуре реакция закончится за 45 минут, если при 293 К на это требуется 3 часа. Температурный коэффициент реакции равен 2,5.

5.2 Химическое равновесие

Контрольные вопросы:

1. Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?
2. Какое состояние называется химическим равновесием? Почему химическое равновесие называется динамическим и подвижным?
3. В чем состоит физический смысл константы химического равновесия?
4. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
5. Как влияет на смещение равновесия изменение концентраций веществ, температура, давление, катализатор?

Примеры решения задач:

1. Расчет константы химического равновесия.

При синтезе аммиака $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях взаимодействующих веществ (моль/л): $[N_2] = 2,5$; $[H_2] = 1,8$; $[NH_3] = 3,6$. Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Решение:

Вычисляем константу равновесия K_C реакции:

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{3,6^2}{2,5 \cdot 1,8^3} = 0,89.$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основе уравнения реакции. Исходная концентрация складывается из равновесной концентрации и количества вещества вступившего в реакцию:

$$C_{\text{исх.}} = C_{\text{равн.}} + \Delta C$$

На образование 2 моль NH_3 расходуется 1 моль азота, следовательно, на образование 3,6 моль аммиака потребовалось 1,8 моль азота ($\Delta C(N_2)$). Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его исходную концентрацию:

$$C_{\text{исх.}}(N_2) = 2,5 + 1,8 = 4,3 \text{ моль/л.}$$

На образование 2 моль NH_3 необходимо израсходовать 3 моль H_2 , следовательно, для получения 3,6 моль NH_3 требуется 5,4 моль ($\Delta C(H_2)$). Находим исходную концентрацию водорода:

$$C_{\text{исх.}}(H_2) = 1,8 + 5,4 = 7,2 \text{ моль/л.}$$

2. Расчет константы химического равновесия по парциальным давлениям реагирующих веществ.

Объемный состав реакционной газовой смеси в момент равновесия для реакции $2A \rightleftharpoons 2B + D$ был следующий: 89 % A; 7 % B; 4 % D. Найдите K_P и K_C для этой реакции, если общее давление в системе при температуре 900 К равно 10^5 Па.

Решение:

Для реакции, протекающих между газами, при вычислении константы равновесия удобно пользоваться парциальными давлениями реагирующих веществ:

$$K_P = \frac{P_B^2 \cdot P_D}{P_A^2}$$

Находим парциальные давления реагирующих веществ: $P_A = 0,89 \cdot 10^5$ Па,

$P_B = 0,07 \cdot 10^5$ Па, $P_D = 0,04 \cdot 10^5$ Па. Подставляем эти значения в выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{(0,07 \cdot 10^5)^2 \cdot 0,04 \cdot 10^5}{(0,89 \cdot 10^5)^2} = 24,74.$$

K_C рассчитываем по уравнению:

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n},$$

где Δn – разность между числом молей газообразных веществ после и до реакции, $\Delta n = 3 - 2 = 1$.

$$K_C = \frac{K_p}{RT} = \frac{24,74}{8,314 \cdot 900} = 3,3 \cdot 10^{-3}.$$

3. Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.

Реакция протекает по уравнению $A + B \rightleftharpoons 2D$. Определите равновесные концентрации всех веществ, если исходные концентрации веществ А и В равны 1 моль/л и 2 моль/л, а константа равновесия реакции $K_C = 5$.

Решение:

К моменту равновесия концентрации веществ А и В понизятся, а концентрация вещества D увеличится. Согласно уравнению реакции, на каждый моль веществ А и В образуется 2 моль вещества D. Обозначим понижение концентрации веществ А и В через x моль: $\Delta C(A) = \Delta C(B) = x$ моль. Тогда увеличение концентрации вещества D, $\Delta C(D) = 2x$ моль. Равновесные концентрации веществ А и В будут равны:

$$C_{\text{равн.}} = C_{\text{исх.}} - \Delta C.$$

$$[A] = (1 - x) \text{ моль/л; } [B] = (2 - x) \text{ моль/л.}$$

Исходная концентрация вещества D равна нулю, значит $[D] = \Delta C(D) = 2x$ моль/л.

Подставим эти величины в выражение константы равновесия

$$K_C = \frac{[D]^2}{[A] \cdot [B]} = \frac{(2x)^2}{(1-x)(2-x)} = \frac{4x^2}{2 - 3x + x^2} = 5$$

$$4x^2 = 5 \cdot (2 - 3x + x^2)$$

$$x^2 - 15x + 10 = 0$$

Решая квадратное уравнение, получаем два значения x : $x_1 = 0,7$; $x_2 = 14,3$. По условию задачи справедливо значение x_1 . Отсюда равновесные концентрации веществ равны:

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

$$[B] = 2 - x = 2 - 0,7 = 1,3 \text{ моль/л}$$

$$[D] = 2x = 2 \cdot 0,7 = 1,4 \text{ моль/л.}$$

4. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.

Равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{NO}] = 0,5$; $[\text{O}_2] = 0,7$; $[\text{NO}_2] = 2,1$. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если в системе уменьшить общее давление в 2 раза? Произойдет ли при этом смещение равновесия реакции?

Решение:

До уменьшения давления в системе выражения для скоростей прямой и обратной реакций можно записать в следующем виде:

$$V_{\text{прям.}} = k_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2} = k_1 (0,5)^2 \cdot 0,7 = 0,175k_1$$

$$V_{\text{обр.}} = k_2 C_{\text{NO}_2}^2 = k_2 (2,1)^2 = 4,41k_2$$

При уменьшении давления в 2 раза концентрация всех реагирующих веществ уменьшается также в 2 раза, так как общий объем системы увеличивается в 2 раза. Тогда:

$$V_{\text{прям.}} = k_1 (0,5/2)^2 \cdot 0,7/2 = 0,0219k_1$$

$$V_{\text{обр.}} = k_2 (2,1/2)^2 = 1,1025k_2$$

В результате уменьшения давления скорость прямой реакции уменьшилась в $0,175/0,0219 = 8$ раз, а скорость обратной реакции – в $4,41/1,1025 = 4$ раза.

Таким образом, скорость обратной реакции будет в 2 раза больше, чем прямой, поэтому произойдет смещение равновесия в сторону разложения NO_2 .

5. Влияние изменения температуры на смещение равновесия.

В какую сторону сместится химическое равновесие реакции $AB \rightleftharpoons A + B$, если повысить температуру на 30 градусов? Температурные коэффициенты прямой и обратной реакций соответственно равны 2 и 3.

Решение:

При повышении температуры на 30 градусов скорость прямой реакции возрастет в

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^3 = 8 \text{ раз,}$$

а скорость обратной реакции возрастет в

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 3^3 = 27 \text{ раз.}$$

Таким образом, равновесие сместится в сторону обратной реакции.

6. Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ после смещения равновесия.

Химическое равновесие реакции $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[CO_2] = 2$, $[CO] = 4$, $[H_2] = 3$, $[H_2O] = 6$. Равновесие системы было нарушено из-за уменьшения концентрации CO до 2 моль/л. Вычислите, какими стали новые равновесные концентрации реагирующих веществ после сдвига равновесия.

Решение:

Найдем константу равновесия:

$$K_C = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[H_2] \cdot [CO_2]} = \frac{4 \cdot 6}{3 \cdot 2} = 4.$$

После уменьшения концентрации CO до 2 моль/л, происходит смещение равновесия согласно принципу Ле Шателье в сторону увеличения концентрации CO и H_2O . После установления равновесия новые равновесные концентрации реагирующих веществ будут равны (моль/л):

$$[CO_2] = 2 - x, [H_2] = 3 - x, [CO] = 2 + x, [H_2O] = 6 + x.$$

Выражение для константы равновесия будет иметь вид:

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[H_2] \cdot [CO_2]} = \frac{(2+x) \cdot (6+x)}{(3-x) \cdot (2-x)} = 4$$

$$4 \cdot (3-x) \cdot (2-x) = (2+x) \cdot (6+x)$$

$$3x^2 - 28x + 12 = 0$$

Решая квадратное уравнение, получаем два значения x : $x_1 = 0,45$; $x_2 = 8,9$. По условию задачи справедливо значение x_1 . Отсюда равновесные концентрации веществ равны:

$$[CO_2] = 2 - x = 2 - 0,45 = 1,55 \text{ моль/л}$$

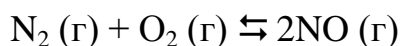
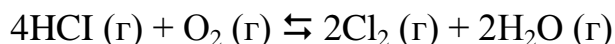
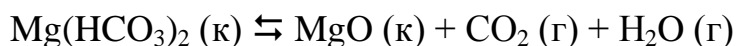
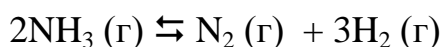
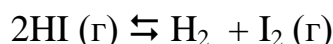
$$[H_2] = 3 - x = 3 - 0,45 = 2,55 \text{ моль/л}$$

$$[CO] = 2 + x = 2 + 0,45 = 2,45 \text{ моль/л}$$

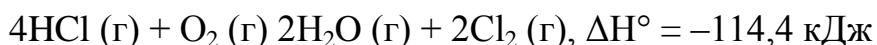
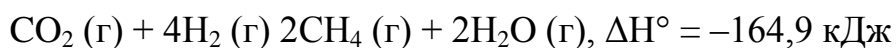
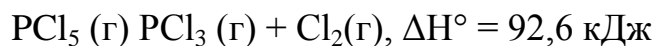
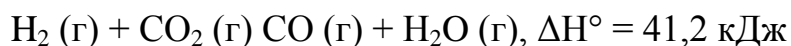
$$[H_2O] = 6 + x = 6 + 0,45 = 6,45 \text{ моль/л}$$

Задачи:

1. Запишите выражения для констант химического равновесия обратимых реакций:



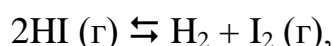
2. В какую сторону смещается равновесие обратимой реакции:



а) при повышении давления; б) при повышении температуры; в) при увеличении концентрации всех реагирующих веществ в 2 раза?

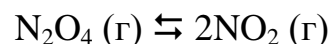
3. В обратимой реакции $\text{CO (г)} + \text{H}_2\text{O (г)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (г)} + \text{H}_2 \text{ (г)}$ исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды были равны 0,08 моль/л. К моменту установления равновесия концентрация CO уменьшилась на 25 %. Рассчитайте равновесные концентрации остальных газов и вычислите константу равновесия реакции.

4. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции



если исходная концентрация йодоводорода была равна 0,55 моль/л, а константа равновесия равна 0,12.

5. При некоторой температуре константа равновесия реакции



равна 0,26, равновесная концентрация NO_2 при этом равна 0,28 моль/л. Определите равновесную и исходную концентрации N_2O_4 .

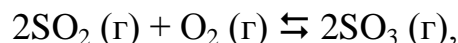
6. Пентахлорид фосфора при нагревании разлагается по реакции:



При некоторой температуре константа равновесия равна 125. Сколько процентов PCl_5 разлагается при этой температуре, если его начальная концентрация равна 0,3 моль/л?

7. При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде равновесие реакции $2\text{NO}_2 \text{ (г)} \rightleftharpoons 2\text{NO (г)} + \text{O}_2 \text{ (г)}$ установилось при концентрации NO_2 , равной 0,8 моль/л, оксида азота – 2,2 моль/л, кислорода – 1,1 моль/л. Определите константу равновесия и исходную концентрацию NO_2 .

8. Определите константу равновесия обратимой реакции



если равновесная концентрация SO_3 равна 0,04 моль/л, а исходные концентрации SO_2 и O_2 равны 1 моль/л и 0,8 моль/л, соответственно.

9. При нагревании смеси углекислого газа и водорода в закрытом сосуде устанавливается равновесие: $\text{CO}_2 \text{ (г)} + \text{H}_2 \text{ (г)} \rightleftharpoons \text{CO (г)} + \text{H}_2\text{O (г)}$. Константа равновесия этой реакции при некоторой температуре равна 1. Сколько процентов CO_2 превращается в CO, если в исходной смеси концентрации CO_2 и

H_2 равны 1 моль/л и 2 моль/л, соответственно?

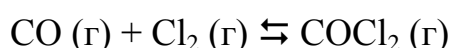
10. Константа равновесия реакции $\text{PCl}_5 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$ при $500 \text{ }^\circ\text{C}$ равна $2,64 \cdot 10^{-2}$. Какая часть пентахлорида фосфора разлагается при этой температуре (в % от стехиометрического) при его исходной концентрации 1 моль/л?

11. При нагревании дихлорид-диоксид серы (хлорид сульфурила) разлагается по обратимой реакции: $\text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$. При некоторой температуре константа равновесия равна 0,025. Определите, сколько процентов SO_2Cl_2 разлагается, если в начале его было взято 1 моль в закрытом сосуде емкостью 20 литров.

12. Константа равновесия реакции $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{г})$ при 673 К равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака, соответственно, равны 0,6 моль/л и 0,18 моль/л. Рассчитайте равновесную и начальную концентрации азота.

13. Химическое равновесие в системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ установилось при концентрациях веществ 2, 4 и 10 моль/л соответственно. Рассчитайте константу равновесия реакции, после добавления в реакционную смесь хлора с концентрацией 2 моль/л.

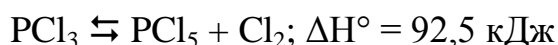
14. В сосуде ёмкостью 8,5 л установилось равновесие



при следующем составе равновесной смеси 11 г CO , 38 г Cl_2 , 42 г COCl_2 . Вычислите константу равновесия.

15. Вещества А и В количеством 3 и 4 моль, соответственно, находятся в сосуде емкостью 2 л. Вещества реагируют друг с другом следующим образом: $2\text{A} + 3\text{B} \rightleftharpoons \text{A}_2\text{B}_3$. Прореагировало 1 моль вещества А. Рассчитайте количество израсходованного вещества В, полученного продукта A_2B_3 и константу равновесия.

16. Температурный коэффициент прямой реакции



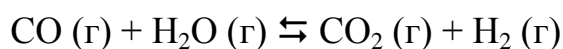
равен 2,5, а обратной 3,2. В какую сторону сместится равновесие реакции

при повышении температуры на 30 градусов? Ответ подтвердите расчетом скоростей.

17. В какую сторону сместится равновесие реакции $2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$, если повысить температуру на 40 °С? Температурные коэффициенты прямой и обратной реакции соответственно равны 3,7 и 2,3.

18. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции $A + B \rightleftharpoons D$, если повысить температуру на 50 °? Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакции соответственно равны 2 и 3.

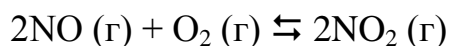
19. Константа равновесия гомогенной системы



при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации $[CO] = 0,10$ моль/л; $[H_2O] = 0,40$ моль/л.

20. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 (г) + 3H_2 (г) \rightleftharpoons 2NH_3 (г)$ при температуре 400 °С равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 моль/л и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и начальную концентрации азота.

21. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[NO] = 0,2$ моль/л; $[O_2] = 0,1$ моль/л; $[NO_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O₂.

22. В системе протекает реакция: $S (к) + O_2 (г) \rightleftharpoons SO_2 (г)$. Определите равновесный состав системы при температуре 500 К, если до реакции в системе присутствовало 1 моль S и 2 моль O₂.

23. В системе протекает реакция: $CO (г) + 0,5O_2 (г) \rightleftharpoons CO_2 (г)$. Определите равновесный состав системы при температуре 1000 К, если до реакции в системе присутствовало 0,5 моль CO и 2 моль O₂.

24. В системе протекает реакция: $N_2 (г) + O_2 (г) \rightleftharpoons 2NO (г)$. Определите равновесный состав системы при температуре 500 К, если до реакции в си-

стеме присутствовало 2 моль N_2 и 2 моль O_2 .

25. В системе протекает реакция: $CH_4 (г) + CO_2 (г) \rightleftharpoons 2CO (г) + 2H_2 (г)$. Определите равновесный состав системы при температуре 500 К, если до реакции в системе присутствовало 2 моль N_2 и 2 моль O_2 .

26. В состоянии равновесия системы $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O (г)$ реакционная смесь имела объёмный состав: 22 % CO_2 , 42 % H_2 , 17 % CO , 20 % H_2O . Вычислите K_p и K_c для этой реакции при 1900 К и давлении 98501 Па.

27. Объёмный состав реакционной смеси в момент равновесия для реакции $2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$ был следующий: 88,7 % CO_2 , 7,52 % CO , 3,76 % O_2 . Найдите K_p и K_c для этой реакции, если общее давление в системе при данной температуре (273 К) равно $1,013 \cdot 10^5$ Па.

28. Объёмный состав реакционной смеси в момент равновесия для реакции $2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$ был следующий: 87,7 % CO_2 , 8,2 % CO , 4,1 % O_2 . Найдите K_p и K_c для этой реакции, если общее давление в системе при температуре 2000 °С равно $1,013 \cdot 10^5$ Па.

6 КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

5.1 Способы выражения концентрации растворов

Контрольные вопросы:

1. Какие способы выражения концентраций применяют для выражения состава раствора?
2. Дайте понятие массовой доли вещества, мольной доли вещества. В каких единицах они измеряются? Запишите формулы для их расчета.
3. Дайте понятие молярной концентрации. В каких единицах она измеряется? Запишите формулы для ее расчета.
4. Дайте понятие молярной концентрации эквивалента. В каких единицах она измеряется? Запишите формулы для ее расчета.
5. Дайте понятие моляльной концентрации. В каких единицах она измеряется? Запишите формулу для ее расчета.

Примеры решения задач:

1. Расчет массовой доли растворенного вещества.

Определите массовую долю (%) хлорида калия в растворе, содержащем 0,053 кг KCl в 0,5 л раствора, плотность которого 1,063 г/см³.

Решение:

Массовую долю вещества, в процентах, находим по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100 \%$$

Находим массу раствора $m_{\text{раствора}} = V \cdot \rho = 500 \cdot 1,063 = 531,5$ г.

$$\omega = \frac{53}{531,5} \cdot 100 \% \sim 10 \%$$

2. Расчет мольной доли растворенного вещества.

Определите мольные доли растворённого вещества и растворителя в 12 % (по массе) растворе карбоната натрия, имеющего плотность 1,16 г/мл.

Решение:

В 100 г раствора с массовой долей карбоната натрия 12 % содержится 12 г карбоната натрия и 88 г воды. Находим молярные массы и количества вещества карбоната натрия и воды, общее количество вещества:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 12/106 = 0,11 \text{ моль.}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 88/18 = 4,89 \text{ моль.}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,11 + 4,89 = 5 \text{ моль.}$$

Мольную долю, в процентах, находим по формуле:

$$\chi_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot 100 \%$$

$$\chi_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100 \% = \frac{0,11}{5} \cdot 100 \% = 2,2 \%$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100 \% = \frac{4,89}{5} \cdot 100 \% = 97,8 \%$$

3. Расчет молярной концентрации раствора.

В воде растворили 5,6 г гидроксида калия, объем раствора довели в мерной колбе до 250 мл. Определите молярную концентрацию раствора.

Решение:

$M(\text{KOH}) = 56$ г/моль. Молярную концентрацию раствора находим по формуле:

$$C_M = \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot V_{\text{раствора}}} = \frac{5,6}{56 \cdot 0,25} = 0,4 \text{ моль/л.}$$

4. Расчет молярной концентрации эквивалента раствора.

Определите молярную массу эквивалента хлорида железа(III), если в 0,3 л раствора содержится 32,44 г FeCl_3 .

Решение:

$M(\text{FeCl}_3) = 162,5$ г/моль. Молярную концентрацию раствора находим по формуле:

$$C_M = \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot f_{\text{экв}} \cdot V_{\text{раствора}}} = \frac{32,44}{162,5 \cdot 1/3 \cdot 0,3} = 2 \text{ моль/л.}$$

5. Расчет моляльной концентрации раствора.

В какой массе эфира нужно растворить 3,04 г анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, чтобы получить раствор, моляльность которого 0,3 моль/кг?

Решение:

$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 93$ г/моль. Моляльную концентрацию раствора рассчитывают по формуле:

$$C_m = \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot m_{\text{растворителя}}}$$

Отсюда находим массу растворителя:

$$m_{\text{растворителя}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot C_m} = \frac{3,04}{93 \cdot 0,3} = 0,109 \text{ кг.}$$

Задачи:

1. В каком объеме воды необходимо растворить 30 г бромида калия для получения раствора с массовой долей KBr 6 %?

2. Вычислите массовую долю HNO_3 в растворе азотной кислоты, моляр-

ная концентрация которого $C_M = 4,85$, а плотность $\rho = 1160 \text{ кг/м}^3$.

3. Вычислите молярную концентрацию 36 % азотной кислоты, плотность которой $\rho = 1220 \text{ кг/м}^3$.

4. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов (эквивалентную концентрацию) 20 % соляной кислоты ($\rho = 1,10$).

5. Какой объем газообразного хлороводорода, приведенного к н. у., необходимо растворить в 250 г воды для получения 10 % кислоты?

6. Определите массовую долю растворенного вещества в 0,7 М растворе гидроксида натрия ($\rho = 1,03$).

7. Определите массовую долю растворенного вещества в 10 н растворе H_2SO_4 ($\rho = 1,290$).

8. Сколько литров 0,1 М раствора серной кислоты можно приготовить из 70 мл 50 % раствора ($\rho = 1,40$)?

9. Какой объем 0,1 н азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора HNO_3 с массовой долей 30% ($\rho = 1,219 \text{ г/мл}$)?

10. Водный раствор содержит 577 г серной кислоты в 1 л. Плотность равна 1,335 г/мл. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, молярную, моляльную и эквивалентную концентрации раствора.

11. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl в растворе 30 % ($\rho = 1,149 \text{ г/мл}$) следует добавить к 5 л 0,5 н раствора HCl для получения 1 н раствора?

12. Какой объем 0,25 н раствора серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 н раствора гидроксида кальция?

13. Какой объем воды нужно прибавить к 1 л раствора KOH ($\omega = 40 \%$, $\rho = 1,411 \text{ г/мл}$), чтобы получить раствор гидроксида калия с массовой долей 18 %?

14. Какой объем раствора гидроксида калия ($\rho = 1,538 \text{ г/см}^3$) и массовой долей 0,5 требуется для приготовления 3 л раствора с массовой долей 0,06 ($\rho = 1,048 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте молярную концентрацию полученного раствора.

15. Смешали 5 г CaCl_2 и 10 г NaCl со 100 мл воды. Определите мольные и массовые доли всех компонентов полученного раствора.

16. Смешали 2 г CaCl_2 и 15 г NaCl со 150 мл воды. Определите молярные и массовые доли всех компонентов полученного раствора.

17. Смешали 10 г CaCl_2 , 15 г NaCl и 3 г Na_2SO_4 со 100 мл воды. Определите молярные и массовые доли всех компонентов полученного раствора.

18. Смешали 15 г CaCl_2 , 10 г NaCl и 10 г Na_2SO_4 со 150 мл воды. Определите молярные и массовые доли всех компонентов полученного раствора.

19. Смешали 100 мл 10 % раствора серной кислоты плотностью $1,07 \text{ г/см}^3$ и 20 мл 20 % раствора серной кислоты плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

20. Смешали 200 мл 20 % раствора серной кислоты плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$ и 40 мл 30 % раствора серной кислоты плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

21. Смешали 150 мл 16 % раствора серной кислоты плотностью $1,11 \text{ г/см}^3$ и 100 мл 20 % раствора серной кислоты плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

22. Смешали 1 л 1 М раствора серной кислоты и 2 л 0,1 М раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию полученного раствора и молярную долю серной кислоты в растворе.

23. Смешали 2 л 0,2 М раствора серной кислоты и 1 л 0,5 М раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию полученного раствора и молярную долю серной кислоты в растворе.

24. Определите молярную и моляльную концентрации 20 % раствора KOH . Сколько надо испарить воды, чтобы получить 2 л 30 % раствора KOH .

25. Определите молярную и моляльную концентрации 50 % раствора NaOH . Сколько потребуется такого раствора для приготовления 3 л 20 % раствора NaOH ?

5.2 Растворимость

Контрольные вопросы:

1. Что такое растворы? Каков механизм процесса растворения?

2. Что такое растворимость, коэффициент растворимости?
3. По каким признакам классифицируются растворы твердых веществ?
4. От чего зависит растворимость газов в жидкости? Сформулируйте закон Генри.

Примеры решения задач:

1. Определение растворимости (коэффициента растворимости) вещества.

При растворении 360 г хлорида натрия в одном литре воды при 20 °С образовался насыщенный раствор плотностью 1,2 кг/л. Вычислите коэффициент растворимости хлорида натрия в воде при этой температуре, его массовую долю в насыщенном растворе и молярную концентрацию насыщенного раствора.

Решение:

Масса одного литра воды равна 1 кг, или 1000 г. Если в одном литре воды растворяется 360 г вещества, то в 100 г – 36,0 г. Следовательно, коэффициент растворимости хлорида натрия при 20 °С равен 36,0.

Масса насыщенного раствора равна 1360 г, масса соли в нем 360 г, следовательно, массовая доля хлорида натрия в насыщенном растворе равна:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100 \% = \frac{360}{1360} \cdot 100 \% = 26,5 \%$$

$M(\text{NaCl}) = 58,5$ г/моль. Находим объем раствора $V_{\text{раствора}} = m_{\text{раствора}} / \rho = 1,36 \cdot 1,2 = 1,13$ л. Находим молярную концентрацию насыщенного раствора:

$$C_M = \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot V_{\text{раствора}}} = \frac{360}{58,5 \cdot 1,13} = 5,45 \text{ моль/л.}$$

2. Определение массы вещества в насыщенном растворе.

Коэффициент растворимости нитрата калия в воде при 60 °С равен 110. Какая масса этого вещества растворяется при данной температуре в 500 мл воды и чему равна масса получаемого насыщенного раствора?

Решение:

Масса 500 мл воды составляет 500 г. Коэффициент растворимости, равный 110, показывает массу вещества, которая растворяется в 100 г воды.

Следовательно, в 500 г воды растворяется 550 г KNO_3 . Масса полученного насыщенного раствора будет равна 1050 г, или 1,05 кг.

3. Определение массы вещества, выделяющегося при кристаллизации.

Растворимость хлорида алюминия при 0°C равна 44,9, а при 80°C – 48,6. Сколько соли выпадает в осадок, если 540,0 г раствора хлорида алюминия охладить от 80 до 0°C ?

Решение:

Масса раствора AlCl_3 равна:

а) при 80°C $100 + 48,6 = 148,6$ г;

б) при 0°C $100 + 44,9 = 144,9$ г.

При охлаждении 148,6 г раствора хлорида алюминия в осадок выпадает:

$$148,6 - 144,9 = 3,7 \text{ г } \text{AlCl}_3.$$

Если охладить 540 г раствора, то в осадок выпадет:

$$148,6 - 3,7$$

$$540 - x$$

$$x = \frac{3,7 \cdot 540}{148,6} = 13,45 \text{ г.}$$

4. Определение массы газа в насыщенном растворе по его растворимости.

Растворимость хлора в воде при 20°C равна 300 мл газа в 100 г воды. Чему равна массовая доля Cl_2 в насыщенной при этой температуре хлорной воде?

Решение:

$M(\text{Cl}_2) = 71$ г/моль. Находим массу хлора в растворе:

$$m = n \cdot M = \frac{V \cdot M}{V_m} = \frac{0,3 \cdot 71}{22,4} = 0,95 \text{ г.}$$

Находим массу раствора:

$$m_{\text{раствора}} = 100 + 0,95 = 100,95 \text{ г.}$$

Находим массовую долю:

$$\omega = \frac{0,95}{100,95} \cdot 100 \% = 0,94 \%$$

Задачи:

1. Коэффициент растворимости бертолетовой соли при 20°C равен 7,3, а

при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ – 52,6. Какая масса KClO_3 кристаллизуется из 10 кг раствора, насыщенного при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ и охлажденного до $20\text{ }^{\circ}\text{C}$?

2. Определите массу карбоната калия, выпавшего в осадок из 770 г насыщенного при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ раствора и охлажденного до $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, если в 100 г растворителя при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ содержится 155 г соли, а при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ – 111 г соли.

3. Определите массовую долю хлорида кобальта(II) и его растворимость, если 500 г раствора CoCl_2 при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ содержат 173 г соли.

4. В 25 мл литре воды при $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ растворяется 8,75 г хлорида натрия. Чему равен коэффициент растворимости данной соли при этой температуре?

5. В насыщенном при $90\text{ }^{\circ}\text{C}$ водном растворе дихромата калия массовая доля $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равна 45,2 %. Определите коэффициент растворимости дихромата калия при данной температуре.

6. В одном литре воды растворяется 2,91 л сероводорода (при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 101325 Па). Чему равна массовая доля образующейся сероводородной кислоты?

7. Нитрат свинца (II) растворили в 200 мл воды при $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ до получения насыщенного раствора, а затем раствор охладили до $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите массу выпавшей в осадок соли, если коэффициент растворимости $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ при указанных температурах равен 90 и 46.

8. Сколько хлористого водорода растворится в 100 л воды при $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении $98\,625\text{ Па}$, если растворимость HCl при этой температуре (и давлении $1,0133 \cdot 10^5\text{ Па}$) составляет 386 м^3 на 1 м^3 воды?

9. Вычислите растворимость $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в воде при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, если в 545 г раствора нитрата бария при этой температуре содержится 45 г соли.

10. Коэффициент растворимости CaCl_2 в воде при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ равен 159 г на 100 г H_2O . Сколько хлорида кальция при этой температуре содержится в 1,35 кг раствора?

11. Вычислите процентную концентрацию раствора K_2SO_4 и его коэффициент растворимости, если при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ 50 г раствора содержат 3,44 г K_2SO_4 .

12. Растворимость CuSO_4 при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ равна 20,2 г, а при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ – 77 г.

Сколько сульфата меди выпадет в осадок, если охладить 825 г раствора от 100 до 20 °С?

13. При охлаждении насыщенного при 90 °С раствора до 25 °С выкристаллизовалось 200 г соли. Сколько было взято воды и соли, если растворимость соли при 90 и 25 °С соответственно составляет 42,7 и 6,9 г?

14. Растворимость диоксида углерода в воде при 0 °С и давлении $1,0133 \cdot 10^5$ Па равна $1,713 \text{ м}^3$ на 1 м^3 воды. Какая масса CO_2 содержится в 25 л H_2O при этой температуре и давлении $0,745 \cdot 10^5$ Па?

15. Сколько воды надо взять, чтобы растворить 250 г хлора при 10 °С и давлении $1,5 \cdot 10^5$ Па? Растворимость хлора при 10 °С и давлении $1,013 \cdot 10^6$ Па составляет $3,148 \text{ м}^3$ на 1 м^3 воды.

16. Растворимость сероводорода при 20 °С и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па равна 2,91 л на 1 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

17. В 0,05 л воды растворено некоторое количество хлористого водорода, занимающее при 18 °С и $1,0 \cdot 10^5$ Па объем, равный 4,9 л. Определите процентное содержание HCl в растворе.

18. Определите коэффициент растворимости KCl при 25 °С, если при этой температуре для насыщения воды массой 25 г требуется соль массой 8,75 г.

19. Коэффициент растворимости KNO_3 при 35 и 75 °С соответственно равен 55 и 150 г. Соль какой массы потребуется для приготовления насыщенного при этих температурах растворов массой 60 г каждый?

20. Для получения насыщенного при 75 °С раствора NaNO_3 была взята вода объемом 500 мл. Полученный раствор охлажден до 10 °С. Определите выход перекристаллизованной соли, если для нее коэффициент растворимости при указанных температурах соответственно равен 142 и 80 г.

7 КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Контрольные вопросы:

1. Какой пар называют насыщенным?

2. Дайте формулировку и приведите математическое выражение закона Рауля?
3. Какие следствия вытекают из закона Рауля, определяющие температуры кипения и замерзания нелетучих веществ?
4. Как связаны температуры кипения и замерзания жидкостей с понижением давления их насыщенного пара по сравнению с чистым растворителем?
5. Что называют криоскопической и эбуллиоскопической константами? От чего они зависят?
6. Что называют осмотическим давлением? Что такое осмос?
7. Какие растворы называют изотоническими, гипотоническими, гипертоническими?

Примеры решения задач:

1. Вычисление давления пара растворителя над раствором.

Вычислите давление пара раствора, содержащего 34,23 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 45,05 г воды при $65\text{ }^{\circ}C$, если давление паров воды при этой температуре равно $2,5 \cdot 10^4$ Па.

Решение:

Относительное понижение давления пара растворителя над раствором согласно закону Рауля выражается соотношением:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{N + n},$$

где P_0 – давление пара над чистым растворителем; P – давление пара растворителя над раствором; n – количество растворенного вещества, моль; N – количество растворителя, моль.

$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ г/моль, $M(H_2O) = 18$ г/моль.

Находим количество растворенного вещества и растворителя:

$n = 34,23/342 = 0,1$ моль; $N = 45,05/18 = 2,5$ моль.

Давление пара над раствором P равно:

$$P = P_0 - P_0 \frac{n}{N + n} = 2,5 \cdot 10^4 - 2,5 \cdot 10^4 \cdot \frac{0,1}{0,1 + 2,5} = 2,4 \cdot 10^4 \text{ Па.}$$

2. Вычисление молекулярной массы неэлектролита по относительному понижению давления пара растворителя над раствором.

Рассчитайте молекулярную массу неэлектролита, если 28,5 г этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывают понижение давления пара воды над раствором на 52,37 Па при 40 °С. Давление водяного пара при этой температуре равно 7375,9 Па.

Решение:

Относительное понижение давления пара растворителя над раствором согласно закону Рауля выражается соотношением:

$$\frac{P_o - P}{P_o} = \frac{n}{N + n}.$$

Находим количество вещества растворителя:

$$N = \frac{m}{M} = \frac{785}{18} = 43,6 \text{ моль.}$$

Давление насыщенного пара над раствором $P = P_o - \Delta P = 7375,9 - 52,37 = 7323,53$ Па.

Выражаем количество растворенного вещества:

$$n = \frac{N(P_o - P)}{P} = \frac{43,6 \cdot 52,37}{7323,53} = 0,31 \text{ моль.}$$

Находим молярную массу растворенного вещества:

$$M = m \cdot n = 28,5 \cdot 0,31 = 92 \text{ г/моль.}$$

3. Определение температуры кипения и замерзания раствора неэлектролита.

Вычислить температуры кристаллизации и кипения 2 % водного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$. Криоскопическая и эбуллиоскопическая константы для воды равны соответственно: 1,86 и 0,52 °С

Решение:

Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения выражается формулами:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_m = K \cdot \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot m_{\text{растворителя}}}$$

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \cdot C_m = E \cdot \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot m_{\text{растворителя}}}$$

Возьмем раствор массой 1 кг, тогда масса сахарозы в 2 % растворе будет равна 20 г, а масса растворителя 0,98 кг. $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль.

$$\Delta t_{\text{зам.}} = 1,86 \cdot \frac{20}{180 \cdot 0,98} = 0,21 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Температура замерзания раствора $t_{\text{зам.}} = 0 - 0,21 = -0,21 \text{ } ^\circ\text{C}$.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 0,52 \cdot \frac{20}{180 \cdot 0,98} = 0,06 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Температура замерзания раствора $t_{\text{кип.}} = 0 + 0,06 = 0,06 \text{ } ^\circ\text{C}$.

4. Вычисление осмотического давления раствора.

Определите осмотическое давление при $17 \text{ } ^\circ\text{C}$ раствора, в 500 мл которого содержится 17,1 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Решение:

$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) =$ равна 342 г/моль, температура раствора равна 290 К. Осмотическое давление раствора определяем по уравнению Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм.}} = C_M RT.$$

Находим молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{m_{\text{вещества}}}{M \cdot V_{\text{раствора}}} = \frac{17,1}{342 \cdot 0,5} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

$$P_{\text{осм.}} = 0,1 \cdot 8,314 \cdot 290 = 241,1 \text{ кПа.}$$

Задачи:

1. Давление пара воды при $30 \text{ } ^\circ\text{C}$ составляет 4245,2 Па. Сколько граммов сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ следует растворить в 800 г воды для получения раствора, давление пара которого на 33,3 Па меньше давления пара воды? Вычислите процентную концентрацию сахара в растворе.

2. Понижение давления пара над раствором, содержащим 0,4 моль анилина в 3,04 кг сероуглерода, при некоторой температуре равно 1003,7 Па. Давление пара сероуглерода при той же температуре $1,0133 \cdot 10^5$ Па. Вычислите молекулярную массу сероуглерода.

3. При некоторой температуре давление пара над раствором, содержащим

62 г фенола C_6H_5OH в 60 моль эфира, равно $0,507 \cdot 10^5$ Па. Найдите давление пара эфира при этой температуре.

4. Давление пара воды при $50^\circ C$ равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ в 900 г воды.

5. Давление пара раствора, содержащего растворенное вещество количеством 0,05 моль и воду массой 90 г, равно 5267 Па при $34^\circ C$. Чему равно давление пара чистой воды при этой температуре?

6. Чему равна молярная масса растворенного вещества, если его раствор, содержащий 3,52 г в 25,2 г воды имеет давление пара при $70^\circ C$ 30,728 кПа? При той же температуре давление водяного пара равно 31,157 кПа.

7. Давление пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона равно 21854,40 Па. Давление пара ацетона $(CH_3)_2CO$ при этой температуре равно 23939,35 Па. Найдите молекулярную массу неэлектролита.

8. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38^\circ C$. Чистый ацетон кипит при $56^\circ C$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.

9. Раствор, состоящий из 9,2 г йода и 100 г метилового спирта, кипит при $65^\circ C$. Сколько атомов входит в состав молекулы йода, находящегося в растворенном состоянии? Температура кипения спирта $64,7^\circ C$, а его эбуллиоскопическая константа $E = 0,84^\circ C$.

10. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 400 г воды.

11. Какая масса нафталина $C_{10}H_8$ находится в 8 кг бензола, если этот раствор замерзает при $3,45^\circ C$? Температура замерзания чистого бензола $5,4^\circ C$. Вычислите криоскопическую константу воды, если водный раствор этилового спирта C_2H_5OH ($\omega = 11,3\%$) замерзает при $-5^\circ C$.

12. Вычислите массовую долю (%) водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, если температура кристаллизации раствора составляет $-0,93^\circ C$, а криоскопическая константа воды $1,86^\circ C$.

13. Температура кристаллизации бензола $5,5^\circ C$, а раствор 6,15 г нитро-

бензола в 400 г бензола кристаллизуется при $4,86\text{ }^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа бензола $5,12\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислите молекулярную массу нитробензола.

14. Раствор, содержащий 13,8 г глицерина в 1 л воды, кристаллизуется при $-0,279\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите молярную концентрацию глицерина.

15. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 4 л раствора при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$.

16. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,2 г неэлектролита, равно $2,42 \cdot 10^5$ Па при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислите молекулярную массу неэлектролита.

17. Для определения неизвестного одноатомного спирта взяли 11,5 г этого вещества, растворили в воде, объём раствора довели до 500 мл и измерили осмотическое давление полученного раствора, которое оказалось равным 1218 кПа. Определите молекулярную массу спирта.

18. Осмотическое давление водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равно $1,33 \cdot 10^5$ Па при 273 К. Определите молярную концентрацию сахара в растворе.

19. Осмотическое давление водного раствора 4 г некоторого вещества в 200 мл воды равно $1,33 \cdot 10^5$ Па при 273 К. Определите молярную массу этого вещества.

20. Раствор, содержащий в 1 л 4,054 г вещества, имеет осмотическое давление $3,067 \cdot 10^5$ Па при 273 К. Состав вещества (масс. %): С – 40, Н – 6,7, О – 53,3 %. Определите формулу вещества.

8 СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Контрольные вопросы:

1. В чем сущность теории электролитической диссоциации?
2. Сформулируйте определение кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.
3. Что такое степень электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?

4. По какому признаку электролиты делятся на сильные, средние, слабые? Приведите примеры таких электролитов.
5. Что характеризует константа диссоциации? От каких факторов она зависит?
6. Что такое ионное произведение воды?
7. Что такое водородный показатель? По какой формуле он определяется? Какие значения имеет водородный показатель в кислой, нейтральной и щелочной среде?
8. Как меняется окраска индикаторов – лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина, в зависимости от среды раствора?
9. Что характеризует произведение растворимости (ПР)? Для каких электролитов применима эта величина?
10. Что такое ионообменные реакции?
11. При каких условиях реакции в растворах электролитов протекают практически необратимо и до конца?

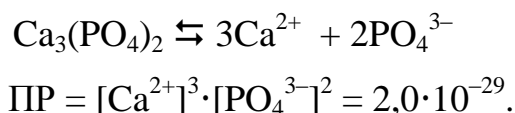
Примеры решения задач:

1. Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в насыщенном растворе.

Вычислите молярные концентрации ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} в насыщенном растворе $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, произведение растворимости которого равно $2,0 \cdot 10^{-29}$.

Решение:

Записываем схему диссоциации ортофосфата кальция и выражение произведения растворимости:



При концентрации раствора x моль/л, концентрация ионов Ca^{2+} будет равна $3x$ моль/л, а концентрация ионов PO_4^{3-} будет равна $2x$ моль/л. Тогда

$$\text{ПР} = (3x)^3 \cdot (2x)^2 = 108 \cdot x^5 = 2,0 \cdot 10^{-29}.$$

Находим x :

$$x = \sqrt[5]{\frac{2,0 \cdot 10^{-29}}{108}} = 0,71 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

Рассчитываем молярные концентрации ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} :

$$[\text{Ca}^{2+}] = 3 \cdot 0,71 \cdot 10^{-6} = 2,13 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 2 \cdot 0,71 \cdot 10^{-6} = 1,42 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

2. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.

Вычислите молярные концентрации ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} в насыщенном растворе $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, произведение растворимости которого равно $2,0 \cdot 10^{-29}$.

Решение:

Вычислить произведение растворимости BaSO_4 , если по табличным данным растворимость его равна 2,33 мг/л.

Решение:

$$\text{ПР} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{-2}]$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ моль/л.}$$

Найдем концентрацию раствора BaSO_4 в моль/л, для этого нужно разделить растворимость на молярную массу:

$$C = \frac{P}{M} = \frac{2,33 \cdot 10^{-3}}{233} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Так как BaSO_4 в таком разбавленном растворе полностью диссоциирован, то концентрация Ba^{2+} и SO_4^{-2} ионов будет равна $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а их произведение $\text{ПР} = 1 \cdot 10^{-5} \cdot 1 \cdot 10^{-5} = 1 \cdot 10^{-10}$.

3. Определение условий выпадения осадка.

Произведение растворимости MgS при 25 °С равно $2 \cdot 10^{-15}$. Образует ли осадок MgS при смешивании равных объемов растворов 0,004 н $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и 0,0006 н Na_2S ? Степени диссоциации этих электролитов принять равными единице.

Решение:

При смешивании равных объемов раствор объем смеси увеличился в два раза, а концентрации растворенных веществ – уменьшились в два раза. При

этом, нормальную концентрацию необходимо перевести в молярную:

$$C(Mg(NO_3)_2) = 0,002 \text{ н} = 0,001 \text{ М}$$

$$C(Na_2S) = 0,0003 \text{ н} = 0,00015 \text{ М}$$

Концентрации ионов Mg^{2+} и S^{2-} соответственно равны:

$$C(Mg^{2+}) = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}; \quad C(S^{2-}) = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Находим произведение концентраций ионов:

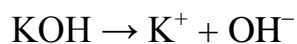
$$C(Mg^{2+}) \cdot C(S^{2-}) = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-7}.$$

Это значение больше, чем величина произведения растворимости, следовательно, осадок выпадает.

4. Вычисление водородного показателя раствора.

Вычислите водородный показатель pH раствора гидроксида калия с концентрацией $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Решение:



$$C(OH^-) = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Исходя из ионного произведения воды

$$K_B = C(OH^-) \cdot C(H^+) = 10^{-14}$$

находим концентрацию ионов водорода:

$$C(H^+) = K_B / C(OH^-) = 10^{-14} / 4,2 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

$$pH = -\lg C(H^+) = -\lg 2,4 \cdot 10^{-12} = 0,62 \cdot 10^{-12}.$$

5. Вычисление концентрации ионов OH^- по значению водородного показателя раствора.

Вычислите концентрацию ионов OH^- в растворе, водородный показатель которого равен 3,28.

Решение:

Определяем концентрацию ионов водорода в растворе:

$$\lg C(H^+) = -pH = -3,28.$$

$$C(H^+) = 10^{-3,28} = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Исходя из ионного произведения воды

$$K_{\text{в}} = C(\text{OH}^-) \cdot C(\text{H}^+) = 10^{-14}$$

находим концентрацию ионов OH^- :

$$C(\text{OH}^-) = K_{\text{в}}/C(\text{H}^+) = 10^{-14}/5,25 \cdot 10^{-4} = 1,9 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Задачи:

1. При некоторой температуре растворимость йодида висмута равна $1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости этой соли.
2. При некоторой температуре в 10 л воды растворяется $2 \cdot 10^{-3}$ моль фторида кальция. Рассчитайте произведение растворимости этой соли.
3. Рассчитайте произведение растворимости карбоната бария, если известно, что при комнатной температуре в 200 мл его насыщенного раствора содержится $2,76 \cdot 10^{-3}$ г BaCO_3 .
4. Определите, выпадет ли осадок AgCl при смешении одинаковых объемов 0,1 н раствора нитрата серебра и 0,5 н раствора хлорида натрия.
5. Определите, выпадет ли осадок FeS при смешении 50 мл 0,03 н раствора хлорида железа и 100 мл 0,1 н раствора сульфида натрия.
6. Вычислить растворимость CaCO_3 в г на 100 г насыщенного раствора, если $\text{ПР CaCO}_3 = 1,7 \cdot 10^{-8}$.
7. В 500 мл воды при 18 °С растворяется 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чему равно произведение растворимости этой соли?
8. Для растворения 1,16 г PbI_2 потребовалось 2 л воды. Найдите произведение растворимости соли.
9. Вычислить рН растворов, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна: а) $2 \cdot 10^{-7}$ моль/л; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$ моль/л; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$ моль/л.
10. Вычислить рН растворов, в которых концентрация ионов OH^- (моль/л) равна: а) $4,6 \cdot 10^{-4}$ моль/л; б) $5 \cdot 10^{-6}$ моль/л; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$ моль/л.
11. Вычислить рН 0,01 н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.
12. Определить рН раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH . Диссоциацию щелочи считать полной.
13. Рассчитать концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в рас-

творе NH_4OH , концентрацией $C_m = 0,01 \text{ M}$, если $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

14. Определить молярную концентрацию гидроксида аммония, если $\text{pH} = 11$, а $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

15. Рассчитать концентрацию гидроксид-ионов и pH 0,112 % раствора KOH ($\rho = 1 \text{ г/мл}$, $\alpha = 1$).

16. Определить молярную концентрацию и концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) раствора HNO_2 , pH которого равен 4, $K_d = 5 \cdot 10^{-4}$.

17. Определить концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) и pH раствора, в 1 л которого содержится 3,5 г NH_4OH .

18. Определить молярную концентрацию и концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) раствора H_2SO_4 , pH которого равен 6 ($\alpha = 1$).

19. Составьте уравнения электролитической диссоциации соединений: H_2SiO_3 , HBr , LiOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_3PO_4 .

20. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования нерастворимых веществ: CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, BaCrO_4 .

21. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

а) ZnSO_4 и Na_2S ;

б) MgCl_2 и KOH ;

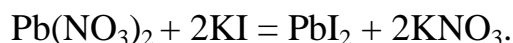
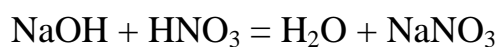
в) K_2S и HCl ;

г) NaOH и H_2SO_4 ;

д) CH_3COONa и H_2SO_4 .

22. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами: а) хлорида натрия и нитрата серебра; б) гидроксида натрия и нитрата меди(II); в) сульфата цинка и нитрата бария; г) сульфата алюминия и хлорида бария. Как объяснить, что в двух последних случаях получается одно и то же сокращенное ионное уравнение?

23. Напишите в ионном виде уравнения следующих реакций:



24. Смешаны растворы веществ: а) Na_2CO_3 и BaCl_2 ; б) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия этих

веществ.

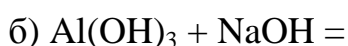
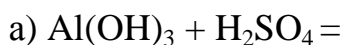
25. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции между растворами гидрокарбоната кальция и соляной кислоты.

26. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. В каком направлении будет смещаться равновесие диссоциации при добавлении HCl и при добавлении NaOH?

27. Напишите выражения констант диссоциации угольной и сернистой кислот (k_1 и k_2). Какая из этих величин меньше? Почему?

28. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций растворения в соляной кислоте следующих малорастворимых в воде веществ: а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

29. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:



30. Растворы каких веществ нужно взять, чтобы получить в осадке гидроксид никеля(II)? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения.

9 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Контрольные вопросы:

1. Что называют гидролизом солей? Каковы причины протекания гидролиза?
2. На какие типы делятся соли по их отношению к воде? Приведите примеры.
3. Как изменяется среда раствора в результате гидролиза? Какие индикаторы (лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин) можно использовать для определения среды раствора при гидролизе солей с различным механизмом его протекания?
4. В каком случае гидролиз солей протекает ступенчато? Чем определяется количество ступеней процесса гидролиза?
5. Что характеризует степень гидролиза? Какие факторы влияют на степень гидролиза и почему?

6. Почему совместный гидролиз солей является необратимым? Какие соли усиливают гидролиз друг друга? Приведите примеры.

Задачи:

1. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза солей и укажите, какую реакцию среды имеют их водные растворы: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; MnSO_4 ; Na_3PO_4 ; $\text{Ba}(\text{CN})_2$, Na_2SO_3 , CuCl_2 .

2. Объясните, почему усиливается гидролиз сульфата железа(III) при: а) повышении температуры; б) добавлении щелочи; в) добавлении раствора карбоната натрия?

3. Чем объяснить, что при сливании раствора хлорида алюминия с раствором сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия, а не сульфид алюминия? Составьте уравнение реакции.

4. Как влияет на степень гидролиза сульфата хрома(III): а) прибавление щелочи; б) прибавление кислоты; в) повышение температуры; г) прибавление раствора сульфида калия; д) прибавление раствора карбоната натрия?

5. Охарактеризуйте поведение в растворе следующих солей и укажите реакцию их водных растворов: NH_4NO_3 ; K_2SO_3 ; Na_2SO_4 ; CaCl_2 ; $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.

6. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу? Укажите механизм гидролиза: NaClO ; NaCl ; MgCl_2 ; Na_2S ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

7. Укажите соль, при добавлении которой к раствору сульфида натрия гидролиз: а) усиливается; б) ослабляется.

8. Какая из перечисленных солей гидролизу не подвергается:

а) BeSO_4 б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ г) NaNO_3

9. Водный раствор какой соли имеет нейтральную среду:

а) CaSO_4 б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ в) CdCl_2 г) CoSO_4

10. Для водного раствора соли укажите реакцию среды:

1) NaClO_4 2) K_3PO_4 3) MgCl_2 4) FeCl_2

а) $\text{pH} = 7$ б) $\text{pH} > 7$ в) $\text{pH} < 7$

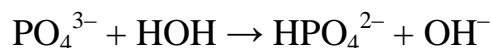
11. При гидролизе какой из приведенных солей образуется кислая соль:

а) NiSO_4 б) Na_2S в) AlCl_3 г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

12. В каком случае при сливании водных растворов солей происходит полный гидролиз продукта реакции:



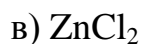
13. Гидролиз какой соли протекает по уравнению:



14. Добавление какого из приведенных веществ может увеличить степень гидролиза фосфата калия:



15. В водном растворе какой соли фенолфталеин имеет малиновую окраску:



10 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Какие молекулы и ионы могут являться лигандами в комплексных соединениях?
3. Что такое комплексообразователь?
4. Как определить степень окисления комплексообразователя?
5. Как определяется заряд комплексного иона?
6. Дайте определение координационного числа.
7. Как классифицируют комплексные соединения?
8. Какие существуют особенности номенклатуры комплексных соединений?
9. Объясните природу химической связи в комплексных соединениях.
10. Что показывает константа нестойкости комплексного соединения?

Задачи:

1. Назовите соединения: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

2. Укажите для соединений из задания 1 комплексообразователь и лиганды, внутреннюю и внешнюю сферу комплекса.

3. Для соединений из задания 1 определите координационное число комплексообразователя, заряд комплексообразователя и комплексной частицы. К какому типу комплексов относятся эти соединения?

4. Для соединений из задания 1 запишите уравнения диссоциации комплексных соединений и комплексных ионов. Напишите константы нестойкости комплексных ионов вышеперечисленных соединений.

5. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях и приведите их названия:

- | | | |
|--------------------|-------------------------|--------------------------|
| а) $K[AuBr_4]$ | г) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ | ж) $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$ |
| б) $K_2[Cd(CN)_4]$ | д) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ | з) $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$ |
| в) $Ca[ZrF_6]$ | е) $K[PtNH_3Cl_5]$ | и) $Na_2[FeNO(CN)_5]$ |

6. Определите величину и знак заряда комплексных ионов. Составьте формулы комплексных соединений с приведенными катионом или анионом:

- | | | |
|------------------------------|----------------------------|--------------------------------|
| а) $[Bi^{+3}I_4]$ | г) $[Fe^{+3}F_6]$ | ж) $[Co^{+3}(NH_3)_2(NO_2)_4]$ |
| б) $[Cr^{+3}(NH_3)_5Cl]$ | д) $[Hg^{+2}(SCN)_4]$ | з) $[Fe^{+3}(H_2O)_5Br]$ |
| в) $[Pd^{+2}(NH_3)_2(CN)_2]$ | е) $[Cr^{+3}(H_2O)_4Cl_4]$ | и) $[Ag^{+1}(CN)_2]$ |

7. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений и привести их названия:

- | | | |
|-------------------------|-------------------------|-------------------------|
| а) $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ | в) $PtCl_4 \cdot 4NH_3$ | д) $PtCl_4 \cdot 2NH_3$ |
| б) $PtCl_4 \cdot 5NH_3$ | г) $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ | |

8. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими соединениями:

- а) $CdSO_4 \cdot 4NH_3 + BaCl_2 =$
б) $PtCl_4 \cdot 2NH_3 \cdot H_2O + AgNO_3 =$
в) $Fe(CN)_2 \cdot 4KCN + FeCl_3 =$

9. Какой комплексный ион устойчивее:

- а) $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$
б) $[Co(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

Ответ мотивируйте сравнением значений констант нестойкости комплексных ионов.

СПРАВОЧНЫЕ ТАБЛИЦЫ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

		ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										VIII						
Периоды	Ряды	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		Н 1	2	3	4	5	6	7	8	9	(H)	10	11	12	13	14	15	
I	1	H 1.00797 Водород																He 4.0026 Гелий
	2	Li 6.941 Литий	Be 9.0122 Бериллий	B 10.811 Бор	C 12.011 Углерод	N 14.0067 Азот	O 15.9994 Кислород	F 18.9984 Фтор										Ne 20.179 Неон
II	3	Na 22.9898 Натрий	Mg 24.305 Магний	Al 26.9815 Алюминий	Si 28.086 Кремний	P 30.9738 Фосфор	S 32.064 Сера	Cl 35.453 Хлор										Ar 39.948 Аргон
	4	K 39.0983 Калий	Ca 40.08 Кальций	Sc 44.956 Скандий	Ti 47.88 Титан	V 50.942 Ванадий	Cr 51.996 Хром	Mn 54.938 Марганец										Ni 58.69 Никель
III	5	Zn 65.38 Цинк	Cu 63.546 Медь	Ga 69.72 Галлий	Ge 72.59 Германий	As 74.9216 Мышьяк	Se 78.96 Селен	Br 79.904 Бром										Kr 83.80 Криптон
	6	Rb 85.4678 Рубидий	Sr 87.62 Стронций	Y 88.9059 Итрий	Zr 91.22 Цирконий	Nb 92.9064 Нюбий	Mo 95.94 Молибден	Tc 98 Технеций										Ru 101.07 Рутений
IV	7	Ag 107.868 Серебро	Cd 112.40 Кадмий	In 114.82 Индий	Sn 118.69 Олово	Sb 121.75 Сурьма	Te 127.60 Теллур	I 126.9044 Йод										Xe 131.30 Ксенон
	8	Cs 132.905 Цезий	Ba 137.34 Барий	La* 138.905 Лантан	Hf 178.49 Гафний	Ta 180.948 Тантал	W 183.85 Вольфрам	Re 186.207 Рений										Rh 102.905 Родий
V	9	Au 196.967 Золото	Hg 200.59 Ртуть	Tl 204.383 Таллий	Pb 207.19 Свинец	Bi 208.980 Висмут	Po [209] Полоний	At [210] Астат										Rn [222] Радон
	10	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac** [227] Актиний	Rf [261] Резерфордий	Db [262] Дубний	Sg [266] Сиборгий	Bh [269] Борий										Ds [281] Дармштадтий
VI	11	Rg [281] Рентгений	Cn [285] Коперниций	Nh [286] Нихоний	Fl [289] Флеровий	Mc [289] Московский	Lv [293] Ливерморий	Ts [293] Теннессин										Og [294] Оганесон
	12	Pr 140.907 Празеодим	Nd [145] Неодим	Pm 150.35 Самарий	Eu 151.96 Европий	Gd 157.25 Гадолиний	Tb 158.924 Тербий	Dy 162.50 Диспрозий	Ho 164.930 Гольмий	Er 167.26 Эрбий	Fm [267] Фермий	Md [268] Мейтнерий	Tm 168.934 Тулий	Yb 173.04 Иттербий	Lu 174.967 Лютеций			
VII	13	Th 90 232.038 Торий	Pa 91 231 237.048 Протактиний	U 92 238.03 Уран	Np 93 237.048 Нептуний	Pu 94 [244] Плутоний	Am 95 [243] Америций	Cm 96 [247] Кюрий	Bk 97 [247] Берклий	Cf 98 [251] Калифорний	Es 99 [252] Эйнштейний	Fm 100 [257] Фермий	Md 101 [260] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий			

Таблица 2 – Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Катионы	Анионы											
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р	
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Mg ²⁺	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК	
Ca ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК	
Sr ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК	
Ba ²⁺	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК	
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н	
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	РК	
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	РК	
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н	
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н	
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК	
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н	
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н	
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н	
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н	
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н	

- Р вещество хорошо растворимо в воде
- М малорастворимо
- Н практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах
- РК нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах
- НК нерастворимо ни в воде, ни в кислотах
- Г полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой
- вещество вообще не существует

Таблица 3 – Относительные электроотрицательности элементов

Периоды	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	H 2,1							
II	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
III	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
IV	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe Co Ni 1,9 1,9 1,9
	Cu 1,7	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
V	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,5	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru Rh Pd 2,2 2,2 2,2
	Ag 1,4	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
VI	Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0- 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os Ir Pt 2,2 2,2 2,2
	Au 1,4	Hg 1,9	Tl 1,9	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
VII	Fr 0,7	Ra 0,9						

Таблица 4 – Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль•К)
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	-99,16	-95,94	107,1
AgCl (к)	-126,8	-109,7	96,07
AgI (к)	-64,2	-66,3	114,2
AgF (к)	-202,9	-184,9	83,7
AgNO ₃ (к)	-120,7	-32,2	140,9
Ag ₂ O(к)	-30,56	-10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃	-506,1	-437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	-1576,4	50,94
Al(OH) ₃ (к)	-1275,7	-1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	-697,4	-636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3434,0	-3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (к)	-656,8	-575,0	107,1
As ₂ O ₅ (к)	-918,0	-772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF (к)	-74,3	-58,6	96,4
AuF ₃ (к)	-348,53	-297,48	114,2
Au(OH) ₃ (к)	-418,4	-289,95	121,3
AuCl ₃ (к)	-118,4	-48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (к)	-1264,0	-1184,0	53,85
B ₂ H ₆ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaCO ₃ (к)	-1202,0	-1138,8	112,1
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	-598,7	-581,6	14,10
BeCO ₃ (к)	-981,57	-944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	-270,7	-260,2	356,9
BiCl ₃ (к)	-379,1	-318,9	189,5
B ₂ (г)	30,92	3,14	245,35
НВг (г)	-36,23	-53,22	198,48
С (алмаз)	1,897	2,866	2,38
С (графит)	0	0	5,74
СО (г)	-110,5	-137,27	197,4
СО ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,6
СОСl ₂ (г)	-223,0	-210,5	289,2
СS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (г)	-74,85	-50,79	186,19
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	-32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH (ж)	-238,7	-166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,6	-174,77	160,7
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	-392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	-635,1	-604,2	39,7
CaF ₂ (к)	-1214,0	-1161,0	68,87
CaCl ₂ (к)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂	-62,7	-67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	-896,76	83,4
CaSO ₄ (к)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl (г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl (ж)	-167,5	-131,2	55,2
HClO (ж)	-116,4	80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	-1046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (к)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs ₂ O (к)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH (к)	-406,5	-355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu ₂ O (к)	-167,36	-146,36	93,93
CuO (к)	-165,3	-127,19	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (к)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr (к)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (к)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S (к)	-82,01	-86,19	119,24
CuS (к)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	-771,1	-661,91	133,3

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
CuCO ₃ (к)	-594,96	-517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	-307,11	-114,22	193
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	-263,68	-244,35	58,79
FeCl ₂	-341,0	-302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	-740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (к)	-824,25	-694,54	96,23
FeCl ₃ (к)	-405,0	-336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	-922,57	-829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	-744,75	-637,88	92,9
GeO (к)	-305,4	-276,1	50,2
GeO ₂ (к)	-539,74	-531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	-117,57	105,86
Hg (к)	0	0	76,1
HgCl ₂ (к)	-230,12	-185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-264,85	-210,66	185,81
I ₂ (к)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	-158,9	-98,7	24,32
K (к)	0	0	64,35
K ₂ O(к)	-361,5	-193,3	87,0
KOH (к)	-425,93	-374,47	59,41
KNO ₃ (к)	-492,71	-393,13	123,93
KNO ₂ (к)	-370,28	-281,58	117,17
K ₂ SO ₄ (к)	-1433,44	-1316,37	175,73
KHSO ₄ (к)	-1158,1	-1043,49	187,89
KH (к)	-56,9	-38,49	67,95
Li (к)	0	0	28,03
Li ₂ O (к)	-595,8	-560,2	37,9
NiOH (к)	-487,8	-443,1	42,81
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	-601,24	-569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	-924,66	-833,7	63,14
MgCO ₃	-1096,21	-1029,3	65,69
MnSO ₄	-1063,74	-955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O (г)	81,55	103,6	220,0

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	-46,19	16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	-173,0	-79,91	156,16
NH ₄ Cl (к)	-315,39	-343,64	94,56
NH ₄ OH (ж)	-366,69	-263,8	179,9
Na (к)	0	0	51,42
Na ₂ O (к)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH (к)	-426,6	-377,0	64,18
NaCl (к)	-410	-384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	-1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	-1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	-1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P (красный)	-18,41	-13,81	22,8
PCl ₃ (г)	-277,0	-286,27	311,7
PCl ₅ (г)	-369,45	-324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	-982,4	-902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	-1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	-217,86	-188,49	67,4
PbO ₂ (к)	-276,86	-218,99	76,44
PbCl ₂ (к)	-359,2	-313,97	136,4
PbSO ₄ (к)	-918,1	-811,24	147,28
PbS (к)	-94,28	-92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	-330,12	-290,79	109,6
RbOH (к)	-413,80	-364,43	70,7
S (ромб.)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
H ₂ S (г)	-20,15	-33,02	205,64
H ₂ S (ж)	-39,33	-27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	-724,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	-859,3	-803,75	42,09
SnO (к)	-286,0	-257,32	56,74
SnO ₂ (к)	-580,8	-519,65	52,34
SrO (к)	-590,4	-559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	-1221,3	-1137,6	97,1

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	-349,0	-318,19	43,5
ZnS (к)	-201,0	-198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	-978,2	-871,75	124,6

Таблица 5 – Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа
14	1,598	19	2,189	24	2,902
15	1,705	20	2,339	25	3,170
16	1,817	21	2,486	26	3,362
17	1,935	22	2,643	27	3,561
18	2,061	23	2,841	28	3,779

Таблица 6 – Криоскопические и эбуллиоскопические константы растворителей

Растворитель	К	Е	$t_{пл}^{\circ}C$	$t_{кип}^{\circ}C$
Анилин	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетон	2,40	1,48	-94,6	56,0
Бензол	5,10	2,57	5,4	80,2
Вода	1,85	0,52	0	100,0
Камфора	40,0	6,09	174,0	204,0
Нитробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Фенол	7,30	3,60	41,0	182,1
Хлороформ	4,90	3,88	-63,2	61,2
Четыреххлористый углерод	2,98	5,30	-23,0	76,7

Таблица 7 – Константы диссоциации слабых электролитов

Название электролита	Формула	K_d
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота (орто)	H_3BO_3	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
Борная кислота (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная кислота	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота (орто)	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая кислота	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Вода	H_2O	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$

Таблица 8 – Степень диссоциации электролитов (при 18 °С)

Название электролита	Формула	Степень диссоциации, %	
		1 н	0,1 н
1. Кислоты			
Азотная	HNO_3	82	92
Соляная	HCl	78	92
Бромоводородная	HBr	—	92
Иодоводородная	HI	—	92
Фтороводородная	HF	7,0	8,5
Серная	H_2SO_4	51	58
Сероводородная	H_2S	—	0,07
Сернистая	H_2SO_3	—	34
Угльная	H_2CO_3	—	0,17
Фосфорная	H_3PO_4	—	27
Борная (орто)	H_3BO_3	—	0,01
Уксусная	CH_3COOH	0,4	1,3
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	—	31
2. Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	91
Гидроксид натрия	NaOH	78	91
Гидроксид аммония	NH_4OH	0,4	1,3
Гидроксид бария	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	69	80
Гидроксид кальция	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	—	78
3. Соли			
Хлорид натрия	NaCl	67	84
Хлорид калия	KCl	75	86
Нитрат калия	KNO_3	64	83
Сульфат калия	K_2SO_4	53	71
Сульфат меди	CuSO_4	—	40
Ацетат натрия	CH_3COONa	53	79
Сульфат натрия	Na_2SO_4	45	69
Хлорид аммония	NH_4Cl	74	85
Ацетат калия	CH_3COOK	64	—
Нитрат серебра	AgNO_3	58	81
Гидрокарбонат натрия	NaHCO_3	52	—

Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Значения для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

**Таблица 9 – Произведения растворимости труднорастворимых веществ
при комнатной температуре**

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
AgSCN	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 10 – Константы нестойкости комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,9 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,1 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Таблица 11 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы при 25 °С

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
Li^+	Li (ТВ)	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,02
K^+	K (ТВ)	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Ba^{2+}	Ba (ТВ)	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Sr^{2+}	Sr (ТВ)	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89
Ca^{2+}	Ca (ТВ)	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Na^+	Na (ТВ)	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Mg^{2+}	Mg (ТВ)	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,34
Al^{3+}	Al (ТВ)	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,67
Mn^{2+}	Mn (ТВ)	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,05
SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,85
Zn^{2+}	Zn (ТВ)	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Cr^{3+}	Cr (ТВ)	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,71
AsO_4^{3-}	AsO_2^-	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (ТВ)	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
Fe^{2+}	Fe (ТВ)	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
Cd^{2+}	Cd (ТВ)	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Co^{2+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Ni^{2+}	Ni (ТВ)	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
Sn^{2+}	Sn (ТВ)	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
Pb^{2+}	Pb (ТВ)	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
CrO_4^{2-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,12
2H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	$\pm 0,00$
NO_3^-	NO_2^-	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
S(ТВ)	H_2S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	+0,14
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,20
SO_4^{2-}	H_2SO_3	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
Cu^{2+}	Cu (ТВ)	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
Co^{3+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,43
H_2SO_3	S (ТВ)	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
$\text{Ni}(\text{OH})_3$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,51
I_2	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54
MnO_4^-	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,57
MnO_4^{2-}	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,58
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,60
O_2	H_2O_2	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
H_2SeO_3	Se	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,74
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
NO_3^-	NH_4^+	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
HNO_2	NO (Г)	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
Br_2 (ж)	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,08
IO_3^-	I^-	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,09
MnO_2 (ТВ)	Mn^{2+}	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,28
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34
Cl_2 (Г)	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	2Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
ClO_3^-	Cl^-	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
PbO_2 (ТВ)	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
HClO	Cl^-	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
H_2O_2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Co^{3+}	Co^{2+}	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
F_2 (Г)	2F^-	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,85

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 211 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453885>.

2. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 2. Химия элементов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 322 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453886>.

Дополнительная литература

3. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 1: учебник для среднего профессионального образования / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 353 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/451238>.

4. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 2: учебник для среднего профессионального образования / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 383 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/451563>.

5. Нечаев, А.В. Химия: учебное пособие для СПО / А.В. Нечаев; под редакцией М.Г. Иванова. – Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. – 110 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87903>.

6. Химия: учебное пособие для СПО / М.Г. Иванов, Л.А. Байкова, О.А. Неволина, М.А. Косарева; под редакцией И.И. Калиниченко. – Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. – 106 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87902>.

7. Брыткова, А.Д. Общая и неорганическая химия: практикум для СПО / А.Д. Брыткова. – Саратов Профобразование, 2020. – 124 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/92126>.

8. Апарнев, А.И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, А.А. Казакова, Л.В. Шевницына. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 159 с. Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453616>.

9. Апарнев, А.И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, Л.И. Афонина. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 127 с. Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453598>.

Составитель:

Родина Татьяна Андреевна,

профессор кафедры химии и химической технологии АмГУ, док. хим. наук

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ЧАСТЬ 1.

Учебное пособие для СПО

Изд-во АмГУ. Подписано к печати .2020.

Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 5,55.

Тираж 50. Заказ .