

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Оренбургский государственный университет»

Н.И. Вербицкая

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Сборник задач и упражнений

Рекомендовано Ученым советом федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Оренбургский государственный университет» в качестве учебного пособия, для студентов, обучающихся по программам высшего профессионального образования по техническим направлениям подготовки

Оренбург
2012

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
В 31

Рецензенты

профессор, доктор химических наук Г.И. Кобзев
доцент, кандидат технических наук В.И. Федорченко

Вербицкая, Н.И.
В 31 Общая химия. Сборник задач и упражнений: учебное пособие / Н.И.
Вербицкая; – Оренбург: Оренбургский гос. ун-т, 2012. – 115 с.

ISBN ...

В учебном пособии рассмотрены теоретические вопросы по общей химии для нехимических специальностей. Пособие содержит решение типовых задач по основным разделам курса, а также текстовые задания для проверки усвоения материала.

Учебное пособие предназначено для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений.

В $\frac{1701000000}{6Л9 - 04}$

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

ISBN...

© Вербицкая Н.И., 2012

© ОГУ, 2012

Введение

Инженер любой специальности должен обладать достаточными знаниями в области химии. Изучение курса химии способствует развитию логического химического мышления, позволяет получить современное научное представление о механизме превращения химических соединений. Необходимо прочно усвоить основные законы химии.

Данное пособие представляет собой сборник заданий для самостоятельной работы студентов, изучающих дисциплину «Химия». В нем предлагается большой перечень вопросов и упражнений, которые должны способствовать усвоению и закреплению материала по различным разделам программы.

Пособие написано в соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта и программами курса «Химия». Последовательность изложения материала соответствует последовательности его изложения в лекционном курсе. Содержит вопросы и задания для самостоятельной работы студентов.

В пособие использовалась, главным образом, международная система единиц (СИ). Однако, в ряде случаев встречаются такие единицы, как атмосфера, мм рт. ст., литр. Это сделано специально, т. к. указанные единицы до сих пор часто встречаются в учебной и научно-технической литературе. Пособие содержит также список рекомендуемой литературы, что позволяет ориентироваться в массе современной специализированной печатной продукции.

1 Химический эквивалент

Единицей величины количества вещества является моль. Моль – количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (молекул, атомов ионов, электронов и др.). Массу одного моля вещества называют молярной массой (M). Основной единицей измерения молярной массы является килограмм на моль (кг/моль), грамм на моль (г/моль) или миллиграмм на миллимоль (мг/ммоль).

Молярную массу находят, как отношение массы « m » вещества к его количеству в молях « $n(x)$ »:

$$M(x) = \frac{m}{n(x)}.$$

Во всех случаях следует указывать вид частицы, молярная масса которой определяется

Пример –

$$\begin{aligned}M(K) &= 39,09 \text{ г/моль}, \\M(\text{Ca}^{+2}) &= 40,08 \text{ г/моль}, \\M(\text{CH}_4) &= 16,01 \text{ г/моль}.\end{aligned}$$

Эквивалент (Э) – это реальная или условная частица, соответствующая одному иону водорода в кислотно-основных или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Эквивалент – безразмерная величина.

$$\begin{aligned}\text{Э}(\text{Mg}(\text{OH})_2) &= \frac{1}{2} \text{Mg}(\text{OH})_2, \\ \text{Э}(\text{H}_2) &= \frac{1}{2} \text{H}_2, \\ \text{Э}(\text{O}_2) &= \frac{1}{4} \text{O}_2.\end{aligned}$$

Моль эквивалентов – количество вещества, содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. Массу одного моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов вещества ($M_{\text{э}}$). Единица измерения – кг/моль, г/моль.

$$\begin{aligned}M_{\text{э}}(\text{KOH}) &= M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}, \\ M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) &= \frac{1}{2} M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль}, \\ M_{\text{э}}(\text{O}_2) &= \frac{1}{4} M(\text{O}_2) = 32/4 = 8 \text{ г/моль}.\end{aligned}$$

Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, называют фактором эквивалентности ($f_{\text{э}}$):

$$f_{\text{э}}(\text{KOH}) = 1; f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}; f_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}.$$

Для окислительно-восстановительных реакций используют «эквивалентное число» (Z), которое равно числу электронов, принятых одной молекулой окислителя или отданных одной молекулой восстановителя.

Пример – При переходе марганца $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ эквивалент равен $\frac{1}{5}$, т. к. марганец восстанавливается, принимая пять электронов $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$. Для серы эквивалент равен $\frac{1}{2}$, т. к. сера окисляется, отдавая два электрона $S^{-2} - 2e \rightarrow S^0$.

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества используют следующие формулы:

а) для простого вещества:

$$M_{\text{э}} = M/B,$$

где $M_{\text{э}}$ – молярная масса атома данного вещества;

B – валентность атома;

б) для сложного вещества:

$$M_{\text{э}} = M/(B_n),$$

где M – молярная масса данного вещества;

B – валентность функциональной группы;

n – число функциональных групп в молекуле.

Для кислой функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла.

Например, $M_{\text{э}}(Al) = M/B = 27/3 = 9$ г/моль,

$$M_{\text{э}}(H_2SO_4) = M/(B_n) = 98/2 = 49$$
 г/моль,

$$M_{\text{э}}(Al_2(SO_4)_3) = M/(B_n) = 342/(3 \cdot 2) = 57$$
 г/моль.

Моль любого вещества в газообразном или парообразном состоянии при нормальных условиях занимает объем 22,4 (Закон Авогадро).

Для вычисления объема моля эквивалентов ($V_{\text{э}}$) газов необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле газа. Так, $M_{\text{э}}(H_2) = 1$ г/моль, что в два раза меньше массы моля, следовательно, объем моля эквивалентов водорода в два раза меньше объема моля, т. е.

$$V_{\text{э}}(H_2) = 22,4 : 2 = 11,2$$
 л.

Аналогично, $M_{\text{э}}(O_2) = \frac{1}{4}(M(O_2)) = 32 : 4 = 8$ г/моль, отсюда объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема, т. е. $V_{\text{э}}(O_2) = 22,4 : 4 = 5,6$ л.

Вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных соотношениях, т. е. массы веществ « m », реагирующие друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны молярным массам их эквивалентов (Закон эквивалентов). Данный закон имеет математическое выражение

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{э}}(x_1)}{M_{\text{э}}(x_2)}.$$

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов удобно представить в виде

$$C_{\text{экв}}(1) \cdot V_1 = C_{\text{экв}}(2) \cdot V_2,$$

где $C_{\text{экв}}(1)$ и $C_{\text{экв}}(2)$ – молярные концентрации эквивалентов растворов, моль/л,
 V_1 и V_2 – объем реагирующих растворов, л.

Примеры решения задач.

Пример 1 – 73,86 % (по массе) металла при взаимодействии с хлором образует хлорид металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла в соединении.

Решение. Вычислим содержание хлора в хлориде металла, приняв массу хлорида за 100 %

$$100 - 73,86 = 26,14 \%,$$

т. е. на 73,86 частей массы металл приходится 26,14 г хлора.

Зная, что молярная масса эквивалента иона хлора равна 35,5 г/моль, определим молярную массу эквивалента металла в хлориде по закону эквивалентов.

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{Cl}^-)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Me})}{M_{\text{э}}(\text{Cl}^-)},$$

где Me – металл,

$M_{\text{э}}(\text{Me})$ – молярная масса эквивалента металла.

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M(\text{Cl}^-)}{m(\text{Cl}^-)};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{73,86 \cdot 35,5}{26,14} = 100,3 \text{ г / моль.}$$

Пример 2 – Идентифицируйте металл, если 0,24 г его вытеснили из кислоты 221 мл водорода (н. у.) с образованием иона со степенью окисления +2.

Решение. В законе эквивалентов заменим массу водорода и его молярную массу эквивалента соответствующими объемами. Напомним, что объем 1 моль эквивалентов водорода равен 11,2 л (11200 мл.) н.у.

$$\text{Тогда } \frac{m(\text{Me})}{V_0(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Me})}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}; \quad M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{0,24 \cdot 11200}{221} = 12,16 \text{ г / моль.}$$

Так как искомый металл проявляет степень окисления +2, то молярная масса $M(\text{Me}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) \cdot \nu = 12,16 \cdot 2 = 24,3 \text{ г / моль}$, следовательно, искомый металл – магний.

Пример 3 – При сгорании металла образуется 9,43 г его оксида. Молярная масса эквивалента оксида металла равна 17 г/моль. Какая масса металла вступила в реакцию?

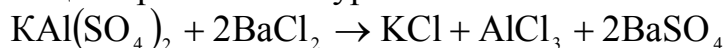
Решение. Учитывая, что $M_{\text{э}}(\text{оксида металла}) = M_{\text{э}}(\text{кислорода}) + M_{\text{э}}(\text{металла})$ можно определить молярную массу эквивалента металла: $M_{\text{э}}(\text{Me}) = M_{\text{э}}(\text{MeO}) - M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 17 - 8 = 9 \text{ г / моль}$.

По закону эквивалентов определяем количество металла, вступившего в реакцию:

$$\frac{m(\text{MeO})}{m(\text{Me})} = \frac{M_3(\text{MeO})}{M_3(\text{Me})} = \frac{9,43 \cdot 9}{17} = 4,99 \text{ г.}$$

Пример 4 – Вычислить молярную массу эквивалента $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ при взаимодействии с BaCl_2 .

Решение. Реакция протекает по уравнению:



Уравнения реакции видно, что оба металла калий и алюминий из $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ обмениваются на металл барий из BaCl_2 . Так как валентность калия равна 1, а валентность алюминия 3, то эквивалент $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ в данном случае численно равен молярной массе $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, деленному на 4:

$$\mathcal{E}_{\text{KAl}(\text{SO}_4)_2} = \frac{M(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2)}{4} = \frac{258}{4} = 64,5 \text{ г/моль.}$$

Вопросы для самоконтроля

- 1 Что называется эквивалентом?
- 2 Как формулируется закон эквивалентов.
- 3 Какая зависимость существует между относительной молярной массой элемента, эквивалентом и валентностью его.
- 4 Является ли эквивалент элемента постоянной величиной?
- 5 Как определить эквивалент сложного вещества?
- 6 Каков эквивалентный объем водорода и кислорода (при н.у.)

Контрольные задания

№1

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента K_2O , AgCl ?
- 2 Вычислить эквивалент $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в реакциях:
 - а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 - б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeOHCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- 3 Определите металл, если 8,34 г его окисляются 0,68 л кислорода (н.у.). Металл окисляется до степени окисления +2.

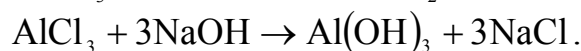
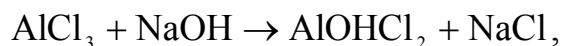
№2

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- 2 Вычислить эквивалент H_3PO_4 в реакциях:
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

№3

1 Чему равна молярная масса эквивалента Cr_2O_3 , NaOH ?

2 Вычислить эквивалент AlCl_3 в реакциях:

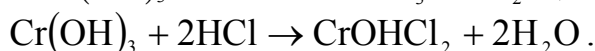
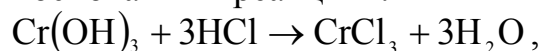


3 Для окисления 1,815 г четырехвалентного металла потребовалось 560 см^3 кислорода (н.у.). Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и составьте формулу оксида.

№4

1 Чему равна молярная масса эквивалента H_3PO_4 , CuO ?

2 Вычислить эквивалент основания в реакциях:

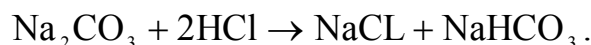
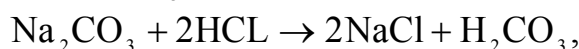


3 Вычислите молярную массу эквивалента хрома в оксиде, содержащем 52 % хрома и 48 % кислорода.

№5

1 Одинаковая ли молярная масса эквивалента железа в соединениях FeCl_2 , FeCl_3 . Почему?

2 Вычислите эквивалент Na_2CO_3 в реакциях:

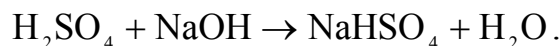
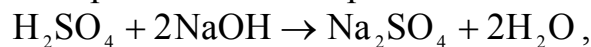


3 Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида, если металл 0,18 г соединяется с кислородом объемом 84 мл (н.у.).

№6

1 Чему равна молярная масса эквивалента P_2O_5 , ZnCl_2 ?

2 Вычислите эквивалент серной кислоты в реакциях:

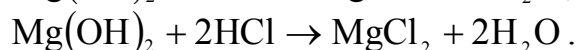
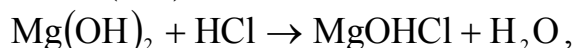


3 Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2 % мышьяка, а другой – 75,8 %. Определите молярную массу эквивалента мышьяка в том и другом оксиде.

№7

1 Чему равна молярная масса эквивалента HNO_3 , MnCl_3 ?

2 Вычислите эквивалент $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в реакциях:

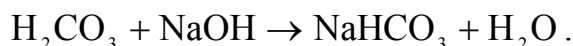
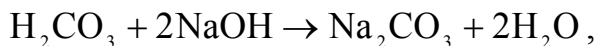


- 3 При взаимодействии 5,75 г металла с 9,125 г кислоты выделилось 2800 см³ водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента металла и кислоты.

№8

1 Чему равна молярная масса эквивалента Fe₂(SO₄)₃, CdO?

2 Вычислите эквивалент H₂CO₃ в реакциях:

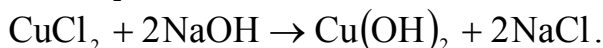
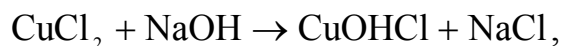


3 Вычислите молярную массу эквивалента соли 0,6 г которой прореагировали с 0,42 г щелочи; эквивалент щелочи равен 56,11.

№9

1 Чему равна молярная масса эквивалента NiCl₂, H₃PO₄?

2 Вычислите эквивалент CuCl₂ в реакциях:

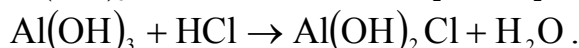
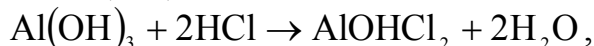


3 Вычислите молярную массу эквивалента элемента, если 0,5 г его вытеснили из кислоты 0,167 л водорода (н.у.)

№10

1 Чему равна молярная масса эквивалента NaNO₃, Zn(OH)₂?

2 Вычислите эквивалент Al(OH)₃ в реакциях:

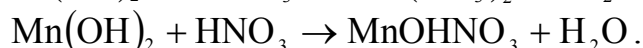
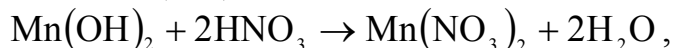


3 Вычислите валентность марганца в оксиде, в котором на 1 г марганца приходится 1,02 г кислорода.

№11

1 Чему равна молярная масса эквивалента SnCl₂, KOH?

2 Вычислите эквивалент Mn(OH)₂ в реакциях:

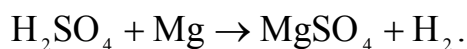
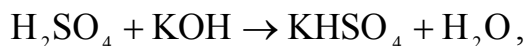


3 При сгорании 10,8 г металла расходуется 6,72 л кислорода при н.у. Определите молярную массу эквивалента металла.

№12

1 Чему равна молярная масса эквивалента Ca₃(PO₄)₂, HCl?

2 Вычислите эквивалент H₂SO₄ в реакциях:

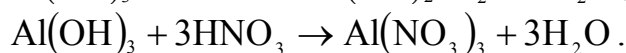


- 3 Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 см³ кислорода, измеренного при н. у. Вычислите молярную массу эквивалента галогена.

№13

1 Чему равна молярная масса эквивалента Na₂CO₃, Fe₂O₃?

2 Вычислите эквивалент Al(OH)₃ в реакциях:



3 На нейтрализацию 0,943 г фосфорной кислоты H₃PO₃ израсходовано 1,291 г KOH. Вычислить молярную массу эквивалента кислоты и ее основность.

№14

1 Чему равна молярная масса эквивалента Ba(OH)₂, NaNO₃?

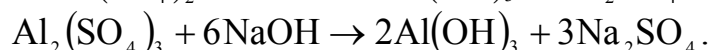
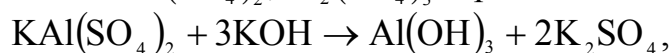
2 Напишите уравнения реакций Fe(OH)₃ с соляной кислотой, при которых образуются следующие соединения: а) дигидроксохлорид, б) гидроксохлорид. Вычислите эквивалент Fe(OH)₃ в каждой из этих реакций.

3 При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода, измеренного при н.у. Вычислите молярную массу эквивалента и атомную массу металла.

№15

1 Чему равна молярная масса эквивалента KMnO₄, Bi₂O₃?

2 Вычислите эквивалент KAl(SO₄)₂, Al₂(SO₄)₃ в реакциях:

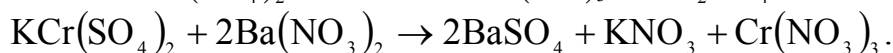
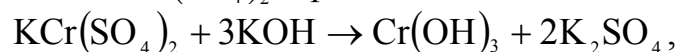


3 При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите молярную массу эквивалента оксида и металла.

№16

1 Чему равна молярная масса эквивалента Cu₂O, CrCl₃?

2 Вычислите эквивалент KCr(SO₄)₂ в реакциях:

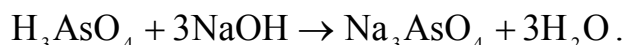
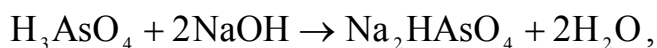


3 Хлорид металла содержит 69 % хлора. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

№17

1 Всегда ли эквивалент химического элемента является постоянной величиной?

2 Вычислите эквивалент H₃AsO₄ в реакциях:



- 3 Вычислите молярную массу эквивалента серы в соединениях ее с железом (II), если на серу массой 0,161 г приходится железо массой 0,279 г.

№18

- 1 Азот с кислородом образует пять оксидов. Эквивалент какого элемента остается постоянным. Почему?
- 2 Вычислить эквивалент марганца и хрома в следующих переходах:
 $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}; \text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6}.$
- 3 При сгорании 5,4 г трехвалентного металла образовалось 10,2 г оксида. Какой взят металл?

№19

- 1 Фосфор образует два различных по составу хлорида эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянными.
- 2 Вычислите эквивалент серы и олова в следующих переходах:
 $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6}; \text{Sn}^{+4} \rightarrow \text{Sn}^0.$
- 3 Вычислите молярную массу эквивалента и валентность железа, содержащий 30 % кислорода.

№20

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3$?
- 2 Вычислите эквивалент хлора и мышьяка в следующих переходах:
 $\text{Cl}^{+7} \rightarrow \text{Cl}^{+5}; \text{As}^{+3} \rightarrow \text{As}^{+5}.$
- 3 Алюминий массой 1 г и цинк массой 1 г растворили в пробирках с соляной кислотой. Одинаковые ли объемы водорода выделяются в первом и во втором случае. Ответ подтвердите расчетом.

№21

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{H}_2\text{SiO}_3, \text{NaNO}_3$?
- 2 Вычислите эквивалент никеля и серы в следующих переходах:
 $\text{Ni}^{+2} \rightarrow \text{Ni}^{+3}; \text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}.$
- 3 При взаимодействии 7 г двухвалентного металла с серой образовалось 11 г сульфида. Какой был взят металл для получения сульфида?

№22

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{HClO}_4, \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?
- 2 Вычислите эквивалент алюминия и азота в следующих переходах:
 $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+3}; \text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{-3}.$
- 3 Для растворения 5,4 г металла потребовалось 29,4 г серной кислоты. Определите молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося при н.у. водорода.

№23

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4, \text{Cr}(\text{OH})_3$?
- 2 Вычислите эквивалент марганца и бария в следующих переходах:
 $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+4}; \text{Ba}^0 \rightarrow \text{Ba}^{+2}$.
- 3 Вычислите молярные массы эквивалентов металл и его оксида, зная, что на окисление 0,25 г металла израсходовано 70 см³ кислорода, измеренного при нормальных условиях.

№24

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{AuCl}_3, \text{K}_2\text{O}$?
- 2 Вычислите эквивалент азота и магния в следующих переходах:
 $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^+; \text{Mg}^0 \rightarrow \text{Mg}^{+2}$.
- 3 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, если 31 г его прореагировал без остатка с 19,6 г H_2SO_4 , молярная масса эквивалента которого равна 49 г/моль.

№25

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента $\text{Fe}(\text{OH})_2, \text{Sn}(\text{SO}_4)_2$?
- 2 Вычислите эквивалент серы и фосфора в следующих переходах:
 $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{-2}; \text{P}^{+3} \rightarrow \text{P}^{+5}$.
- 3 Вычислите валентность меди в оксиде, в котором на 1 г кислорода приходится 3,973 г меди.

2 Химическая кинетика и равновесие

Химической кинетикой называется учение о скорости и механизме химических реакций.

Скорости химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Концентрация, т. е. количество вещества в единице объема, выражается обычно числом молей вещества, содержащихся в 1 л, и обозначается в молях на литры (моль/л). Если время измерять в секундах, то размерность скорости химической реакции – моль/(л·с).

Если в реакции $A + B \rightarrow C$ концентрация вещества А за промежуток времени $t_2 - t_1$ изменится с C_1 до C_2 , то средняя скорость реакции для интервала $t_2 - t_1$, будет равна:

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}.$$

Но $C_2 - C_1 < 0$, т. к. $C_2 < C_1$, однако скорость всегда величина положительная, поэтому перед дробью ставят знак минус. Таким образом, знак минус отвечает случаю, когда о скорости судят по уменьшению концентрации одного из исходных веществ. Если о скорости реакции судят по возрастанию концентрации продуктов реакции C_1 , то перед дробью ставят знак плюс.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления и присутствия катализатора.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным законом химической кинетики – законом действия масс (К. Гульберг и П. Ваге, 1867 г.).

При постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции между веществами А и В по уравнению $mA + pB \rightarrow A_m B_p$ скорость химической реакции по закону действия масс записывается:

$$v_{\text{реакции}} = k \cdot C_A^m \cdot C_B^p,$$

где $v_{\text{реакции}}$ – скорость реакции;

C_A и C_B – молекулярные концентрации реагирующих веществ;

m, p – стехиометрические коэффициенты;

k – константа скорости реакции, численно равная скорости реакции, когда произведение реагирующих веществ равно единице.

Молекулярные концентрации реагирующих веществ иногда обозначают квадратичными скобками []. Для конкретного примера $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ по закону действия масс, скорость реакции записывается следующим образом:

$$v_{\text{реакции}} = k \cdot [SO_2]^2 [O_2].$$

Системой в химии называют вещества, находящиеся во взаимодействии обособленные от окружающей среды. Различают гомогенные (однородные) и

гетерогенные (неоднородные) системы. Фазой называется однородная составная часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела. Гомогенные системы однообразны по определению. Система, состоящая из газообразных или неограниченно смешивающихся жидкостей или твердых веществ, является гомогенной. В гетерогенной системе имеются поверхности раздела между отдельными ее частями (фазовые границы). Гетерогенной является система, включающая одновременно твердые и жидкие или твердые и газообразные вещества.

Закон действия масс строго применим только к гомогенным системам. В случае гетерогенных систем в выражение скорости реакций войдут лишь концентрации газообразных или растворенных веществ.

Пример 1 – Реакция, протекает в гомогенной системе
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар})$

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

Пример 2 – Реакция в гетерогенной системе между твердым оксидом кальция и газообразным диоксидом углерода $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$

$$v = k[\text{CO}_2].$$

Скорость химической реакции находится в прямой зависимости от изменения температуры.

Количественно зависимость скорости гомогенных реакций от температуры выражается правилом Вант-Гоффа. Согласно этому правилу при повышении температуры на 10 градусов скорость гомогенных химических реакций увеличивается в два-четыре раза. Математически правило Вант-Гоффа может быть выражено следующим образом. Если температура повышается от t_1 до t_2 , то скорость реакции при температуре t_2 выражается через скорость реакции при температуре t_1 так:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Пример 3 – Вычислить, во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 20 °С до 40 °С. Температурный коэффициент скорости равен 3.

Решение. Подставим в уравнение Вант-Гоффа исходные данные

$$v_{40} = v_{20} \cdot 3^{\frac{40 - 20}{10}} = v_{20} \cdot 3^2 = 9v_{20}.$$

Следовательно, при повышении температуры с 20 °С до 40 °С скорость реакции возрастет в 9 раз.

Пример 4 – Как изменится скорость химической реакции $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{CO}_2$, если уменьшить объем газовой смеси в два раза?

Решение. Запишем выражение скорости

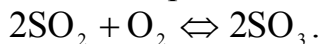
$$v = k[\text{NO}_2]^*[\text{CO}].$$

В результате уменьшения объема в два раза вдвое увеличится концентрация и скорость реакции станет равна:

$$v = k[2\text{NO}_2][2\text{CO}] = k \cdot 4[\text{NO}_2][\text{CO}].$$

Скорость реакции увеличится в четыре раза.

Пример 5 – Обратимая реакция выражается уравнением



В момент равновесия концентрации веществ были: $[\text{SO}_2] = 0,002$ моль / л; $[\text{O}_2] = 0,004$ моль / л; $[\text{SO}_3] = 0,003$ моль / л. Вычислите исходные концентрации кислорода и оксида серы (IV)

Решение. Из химического уравнения видно, что отношение молей 2:1:2. Следовательно, на образование 0,003 моль/л O_2 пошло столько же молей SO_2 , а кислорода в два раза меньше, т. е. $0,003:2=0,0015$ моль. Таким образом, исходная $[\text{SO}_2] = 0,002 + 0,003 = 0,005$ моль / л; а исходная $[\text{O}_2] = 0,004 + 0,0015 = 0,0055$ моль / л.

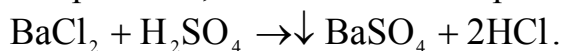
Пример 6 – Запишите выражение для константы равновесия следующей обратимой реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$.

Решение. Выражение константы записывается следующим образом:

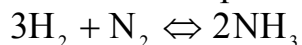
$$K = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2]^*[\text{O}_2]}.$$

Химическое равновесие

Химические реакции, в которых исходные вещества целиком превращаются в продукты реакции, называются необратимыми:



Значительно чаще происходят обратимые процессы, идущие одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном:



Состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой, называется химическим равновесием.

Скорость прямой реакции $v_1 = k_1[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]$, скорость обратной реакции $v_2 = k_2[\text{NH}_3]^2$.

При химическом равновесии $v_1 = v_2$, откуда

$$k_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]},$$

где k_c – константа химического равновесия, выраженная через молярные концентрации.

Константа равновесия зависит от температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Состояние химического равновесия, в котором находится любая система, сохраняется до тех пор, пока не изменяются внешние условия. Выход системы из состояния химического равновесия – сдвиг (или смещение) равновесия, может быть обусловлен изменением концентраций составляющих систему веществ и температуры.

Смещение химического равновесия с изменением условий подчиняется следующему правилу, известному под названием принципа Ле-Шателье; если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то в системе возникают процессы, идущие в направлении, препятствующем этому воздействию.

Согласно этому принципу, увеличение концентрации исходного вещества смещает равновесие в сторону прямой реакции.

Изменение давления в газообразной системе, оказывает влияние на равновесие только той системы, в которой происходит изменение числа молей в ходе процесса.

На смещение равновесия оказывает влияние изменение температуры. Понижение температуры способствует экзотермическим реакциям, повышение – эндотермическим реакциям.

Пример 1 – Куда сместится равновесие в системе $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCN} \rightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$ вследствие увеличения концентрации.

Решение. В соответствии с изложенным выше увеличение концентрации FeCl_3 сместит равновесие в сторону прямой реакции, а увеличение концентрации KCl – в сторону обратной реакции.

Пример 2 – Куда сместится равновесие в системах



вследствие увеличения давления и температуры?

Решение. В первой системе вследствие того, что реакция идет без изменения числа молей, увеличения давления не оказывает влияния, а увеличение температуры сместит равновесие в сторону прямой реакции:

Во второй системе увеличение давления смещает равновесие в сторону прямой реакции, а увеличение температуры в сторону обратной реакции.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Дайте определение скорости химической реакции.
- 2 Как читается закон действия масс, когда и кем он был открыт?
- 3 Запишите математическое выражение закона действия масс на конкретном примере.

- 4 Какие реакции называются обратимыми и практически необратимыми. Приведите пример.
- 5 В какой момент при обратимых реакциях наступает состояние химического равновесия?
- 6 Что показывает константа химического равновесия?

Контрольные задания

№1

1 Как изменится скорость реакции $\text{H}_2 + \text{J}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HJ}$, если увеличится давление газовой смеси в три раза?

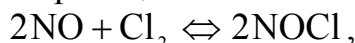
2 При некоторой температуре концентрации веществ в равновесной системе $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ были (моль/л): $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,0055$; $[\text{NO}_2] = 0,0189$. Вычислите константу.

3 В каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления в следующих обратимых процессах:

- а) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 - 113 \text{ кДж}$;
 б) $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH} + 193,3 \text{ кДж}$.

№2

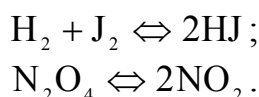
1 Как изменится скорость реакции



Если давление газовой смеси уменьшится в три раза?

2 При синтезе аммиака в равновесии находится 0,1 моль/л N_2 ; 0,2 моль/л H_2 и 0,8 моль/л NH_3 . Вычислите константу равновесия и рассчитайте исходные концентрации азота и водорода.

3 В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении давления

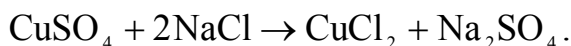


№3

1 Приведите примеры обратимых и необратимых реакций. Дайте характеристику химического равновесия.

2 Обратимая реакция протекает по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. В момент равновесия концентрации всех веществ были: $[\text{NO}] = 0,04$ моль / л; $[\text{O}_2] = 0,2$ моль / л; $[\text{NO}_2] = 0,16$ моль / л. Вычислите исходные концентрации оксида азота (II) и кислорода.

3 В каком направлении будет смещаться равновесие при увеличении концентрации NaCl



№4

1 Составьте выражение скорости химической реакции, протекающей по уравнению: $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

2 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ при увеличении давления в системе в 4 раза и одновременном повышении температуры на 40°C . Реагирующие вещества газы. Температурный коэффициент равен 2.

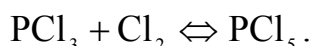
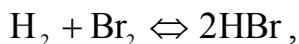
3 В каком направлении будет смещаться равновесие при увеличении давления $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$.

№5

1 Запишите выражение для константы равновесия следующей обратимой реакции: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$.

2 Равновесие реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ установилось при концентрациях: $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,011$ моль/л. Вычислите исходные концентрации оксида углерода (II) и хлора.

3 На какую из систем изменение давления оказывает влияние?



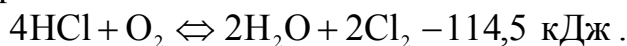
Почему?

№6

1 Равновесие реакции $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$ установилось при следующей концентрации веществ: $[\text{H}_2] = 0,004$ моль/л, $[\text{J}_2] = 0,25$ моль/л; $[\text{HJ}] = 0,08$ моль/л. Вычислите константу равновесия.

2 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 40°C до 80°C , температурный коэффициент равен 3.

3 Как нужно изменить температуру и давление в системе, чтобы повысить выход хлора?



№7

1 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 30°C до 70°C , если температурный коэффициент равен 2.

2 Реакция между оксидом азота и кислородом протекает по уравнению: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Равновесие установилось при следующих концентрациях $[\text{NO}] = 0,02$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л.

Вычислите исходные концентрации $[\text{NO}]$ и $[\text{O}_2]$.

3 Составьте выражение для скорости химической реакции

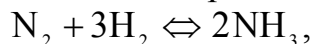
а) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ и константы равновесия (б);

б) $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$.

№8

1 Как изменится скорость реакции $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$ при увеличении концентрации водорода в 2 раза?

2 Равновесные концентрации веществ в реакции:



определены (моль/л): $[N_2] = 2$; $[H_2] = 3$; $[NH_3] = 6$. Вычислите константу равновесия:

$$k_p = 0,666.$$

3 В каком направлении сместится равновесие в системе: $2H_2S + SO_2 \rightleftharpoons 3S_{тв} + 2H_2O(пар)$ при повышении давления.

№9

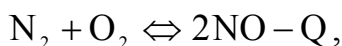
1 Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, если увеличить давление газовой смеси в четыре раза?

2 Как возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от $20^\circ C$ до $50^\circ C$, если температурный коэффициент равен 2.

3 Составьте выражение для константы равновесия системы: $4NH_3 + 3O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O(пар)$.

№10

1 Как следует изменить: а) температуру; б) давление, чтобы равновесия систем:

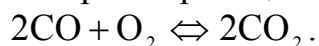


сместились вправо?

2 Рассчитайте $k_{равн}$ реакции $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$, если известны концентрация веществ (моль/л)

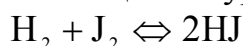
$$[CO] = 0,2; [H_2O] = 0,4; [CO_2] = [H_2] = 0,12.$$

3 Ставьте выражение для скорости реакции



№11

1 Равновесие реакции, протекающей по уравнению:



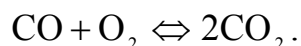
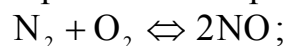
Установилось при следующих концентрациях (моль/л):

$$[H_2] = 0,004; [J_2] = 0,025; [HJ] = 0,08.$$

Определите константу равновесия данной реакции и исходные концентрации йода и водорода.

2 Напишите выражение скорости химической реакции: $\text{CH}_4 + \text{J}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{J} + \text{HJ}$.

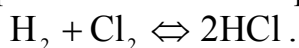
3 Как изменится состояние равновесия при понижении давления:



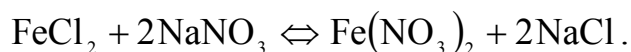
№12

1 Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ при уменьшении давления всех веществ в системе в три раза и одновременном понижении температуры на 30°C . Реагирующие вещества – газы. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

2 Составьте выражение скорости химической реакции:



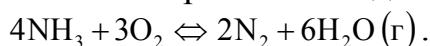
3 Как изменится состояние равновесия при увеличении концентрации NaNO_3 :



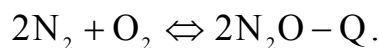
№13

1 Как изменится скорость прямой и обратной реакции, и в какую сторону сместится равновесие в системе $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons \text{C}$, если увеличить давление всех веществ в 3 раза. Все реагирующие вещества – газы.

2 Составьте выражение константы равновесия для реакции:

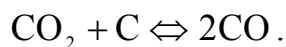


3 Как отразится повышение: а) давления; б) температуры на равновесие системы:



№14

1 Как повлияет повышение концентрации CO_2 на равновесие следующих систем:



2 Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры с 20°C до 70°C , если температурный коэффициент равен 2.

3 Составьте выражение для константы равновесия $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$.

№15

1 Константа скорости реакции $\text{NO} + \text{O}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{O}_2$ равна $0,1 \text{ моль} / \text{л}(\text{моль} \cdot \text{мин})$. Определите скорость реакции при $[\text{NO}] = 0,4 \text{ моль} / \text{л}$ и $[\text{O}_3] = 0,3 \text{ моль} / \text{л}$.

2. Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}_{(\text{ж})} \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 20,9 \text{ кДж}$ в сторону образования сероводорода.

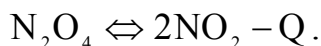
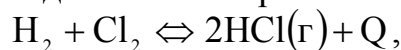
3 Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30 °С, если температурный коэффициент равен 3.

№16

1 Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если увеличить давление газовой смеси в 5 раз.

2 На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 243 раза при температурном коэффициенте 3.

3 Составьте выражения для констант равновесия систем



В какую сторону смещается равновесие каждой системы: а) при понижении давления; б) при понижении температуры.

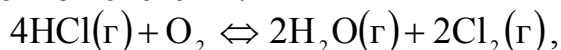
№17

1 Напишите выражение для константы равновесия гомогенной реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. Как изменится скорость прямой реакции – образования SO_3 , если увеличить концентрацию SO_2 в три раза.

2 При охлаждении реакционной смеси с 50 °С до 20 °С скорость химической реакции, уменьшилась в 27 раз. Вычислите температурный коэффициент этой реакции.

№18

1 Равновесие гомогенной системы:



установилось при следующих концентрациях реагирующих (моль/л): $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$; $[\text{Cl}_2] = 0,14$; $[\text{HCl}] = 0,2$; $[\text{O}_2] = 0,32$. Вычислите исходные концентрации хлорида и кислорода.

2 В реакции $\text{C} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4$ концентрация водорода увеличена в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции.

3 Каким путем можно повысить выход NO_2 в реакции:



№19

1 Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, если равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CO}] = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$; $[\text{CO}_2] = 0,016$; $[\text{H}_2] = 0,016$.

2 Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30 °С, если температурный коэффициент равен 3.

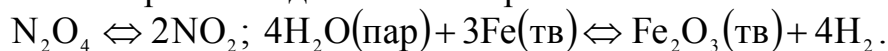
3 Какую сторону сместится равновесие в системе $\text{ZnCl}_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{FeCl}_2$ при увеличении концентрации FeCl_2 . Почему?

№20

1 При равновесии системы $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрации веществ равны (моль/л): $[N_2] = 1,5; [H_2] = 4,5; [NH_3] = 2$. Вычислите исходные концентрации водорода и азота.

2 Сместится ли равновесие обратимой реакции $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ$ при повышении или понижении давления равновесной системы? Ответ обоснуйте.

3 Напишите выражение для констант равновесия систем:

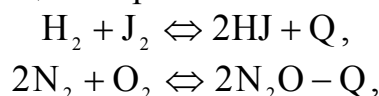


№21

1 Реакция окисления диоксида серы $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ началась при $[SO_2] = 0,03$ моль/л; $[O_2] = 0,025$ моль/л. К моменту наступления равновесия $[SO_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации остальных веществ.

2 Скорость некоторой реакции при охлаждении от $80^\circ C$ до $60^\circ C$ уменьшалась в 4 раза. Найдите температурный коэффициент скорости реакции. $\gamma = 2$.

3 В какую сторону смещается равновесие каждой системы:



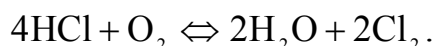
при повышении температуры.

№22

1 Определите исходные концентрации NO и O_2 обратимой реакции $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л) $[NO_2] = 0,12; [NO] = 0,48; [O_2] = 0,24$.

2 Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на $25^\circ C$.

3 В какую сторону сместится равновесие вследствие уменьшения объема в системе:



№23

1 Рассчитайте константу равновесия обратимой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л):

$$[\text{SO}_2] = 0,10; [\text{O}_2] = 0,3; [\text{SO}_3] = 0,044.$$

2 В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацию увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции.

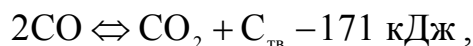
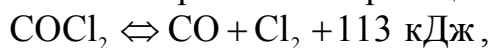
3 В какую сторону смещается равновесие каждой системы: $\text{C}_{\text{тв}} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$; $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при повышении давления.

№24

1 Вычислите константу равновесия для обратимой реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ зная, что в состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0,056$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,044$ моль/л.

2 На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз ($\gamma = 2$).

3 В какую сторону сместится равновесие реакций



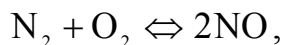
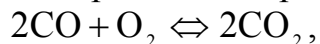
при повышении температуры.

№25

1 Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + 2\text{H}_2$. Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода. Реакция образования водорода эндотермическая.

2 Температурный коэффициент скорости реакции γ равен 3,2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на 40°C .

3 В какую сторону сместится равновесие реакций



при понижении давления.

3 Растворы. Концентрация растворов

Раствор – это твердая и жидкая гомогенная система, состоящая из двух и более компонентов относительные количества, которых могут изменяться в широких пределах.

Различают растворы истинные и коллоидные. В истинных растворах вещества раздроблены до молекулярного или ионного состояния так, что молекулы или ионы одних компонентов равномерно распределены среди молекул других компонентов.

В коллоидных растворах один из компонентов распределен в виде агрегатов многих молекул среди молекул другого компонента, называемого средой. В этой главе мы рассмотрим только свойства истинных растворов.

По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Наиболее распространены жидкие растворы, в частности водные.

Важнейшей характеристикой любого раствора является концентрация – количественное выражение его состава, т. е. содержание образующих раствор веществ (компонентов).

Существует много различных способов выражения концентрации растворов.

Массовая доля растворенного вещества. Массовой долей компонента в веществе (материале, газе, растворе) следует называть безразмерную физическую величину, равную отношению массы компонента, содержащегося в системе, к общей массе вещества.

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m},$$

где ω – массовая доля компонента «в» в веществе, в долях единицы;
 $m_{\text{в}}$ и m – масса компонента «в» и общая масса вещества.

Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворенного вещества в этом растворе.

Массовая доля может выражаться в процентах:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Процентная концентрация может выражаться числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора. Например: 20 %-ный раствор соли – это раствор, в 100 г которого содержится 20 г соли и 80 г воды.

Молярная концентрация или концентрация количества вещества, содержащегося в системе, например, в растворе, к объему системы

$$C(x) = \frac{n(x)}{V}.$$

Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в одном литре, называется одномолярным раствором (1 М; 1 моль/л):

$$C(x) = \frac{m}{V \cdot M(x)},$$

где $C(x)$ – молярная концентрация, моль/л;
 m – масса растворенного вещества, г;
 $M(x)$ – молярная масса вещества, г/моль;
 V – объем раствора, л.

Нормальная концентрация или молярная концентрация эквивалента выражается числом моль – эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Раствор, содержащий один эквивалент растворенного вещества в 1 л, называется однонормальным (1 н; 1 моль/л)

$$C\left(\frac{1}{z} x\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z} x\right)}{V}; \quad C\left(\frac{1}{x} x\right) = \frac{m}{V \cdot M\left(\frac{1}{z} x\right)},$$

где $C\left(\frac{1}{z} x\right)$ – нормальная концентрация, моль/л;
 m – масса растворенного вещества, г;
 $n\left(\frac{1}{z} x\right)$ – моль эквивалентов растворенного вещества;
 $M\left(\frac{1}{z} x\right)$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;
 V – объема раствора, л.

Концентрация раствора выражается также через плотность раствора. С помощью таблиц можно определить процентную концентрацию, отвечающую данной плотности раствора $\rho, \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

Пример 1 – Сколько граммов поваренной соли и воды необходимо для приготовления 2 кг 20 %-ного раствора?

Решение. По определению, 20 %-ный раствор должен содержать 20 г соли в 100 г раствора, тогда

$$\begin{aligned} 20 \text{ г соли} &- 100 \text{ г раствора} \\ x \text{ г соли} &- 2000 \text{ г раствора} \\ x &= \frac{20 \cdot 2000}{100} = 400 \text{ г.} \end{aligned}$$

Следовательно, для приготовления 2 кг 20 %-ного раствора поваренной соли необходимо 400 г соли и 2000 г – 400 г = 1600 г воды.

Эту задачу можно решить по формуле (I):

$$\begin{aligned} \omega &= \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100; \quad m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100} = \frac{20 \cdot 2000}{100} = 400 \text{ г} \\ m_{\text{воды}} &= 2000 \text{ г} - 400 \text{ г} = 1600 \text{ г} \end{aligned}$$

Пример 2 – Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 4 л 12 %-ного раствора с $\rho = 1,137 \text{ г/см}^3$.

Решение. Рассчитываем массу 4 л раствора, зная его плотность и объем: $m = \rho \cdot V = 4000 \cdot 1,137 = 4548 \text{ г}$. По формуле находим массу растворенного вещества (NaOH).

$$m(\text{NaOH}) = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100} = \frac{12 \cdot 4548}{100} = 545,76 \text{ г}.$$

Пример 3 – Сколько граммов КОН нужно взять для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?

Решение. 1 моль КОН составляет $39,1 + 16 + 1 = 56,1 \text{ г}$, 0,1 моля – 5,61 г. Следовательно, в 1000 мл (1л) 0,1 М раствора содержится 5,61 г КОН, а в 500 мл в два раза меньше, т. е. 2,805 г. Это количество КОН необходимо взять для приготовления 500 мл. 0,1 М раствора.

Пример 4 – Определить нормальность раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 24,5 г H_2SO_4 .

Решение. В 250 мл раствора H_2SO_4 содержится 24,5 г H_2SO_4 в 1000 мл раствора серной кислоты будет в четыре раза больше, т. е. 98 г. Эквивалент H_2SO_4 равен 49, следовательно, данный раствор является дунормальным (2н).

Пример 5 – Определите молярную и нормальную концентрации 16 %-го раствора NaOH ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$).

Решение. Масса 1л 16 %-ного раствора NaOH равна $1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ г}$. В 16 %-м растворе содержится 16 г в 100 г раствора, следовательно, в 1180 г раствора содержится $1180 \cdot \frac{16}{100} = 188,8 \text{ г}$, что составляет $188,8 \cdot 40 = 4,72$ моля и 4,72 экв, т. к. моль и эквивалент NaOH равен 40. Следовательно, раствор является 4,72 М и 4,72 Н.

Пример 6 – Чему равна процентная концентрация 2н раствора КОН ($\rho = 1,08$)?

Решение. Эквивалент КОН численно равен молярной массе, т. е. 56,1 г/моль. В 2 н растворе содержится $56,1 \cdot 2 = 112,2 \text{ г}$ КОН. Рассчитываем массу раствора $m = V \cdot \rho$; $m = 1000 \cdot 1,08 = 1080 \text{ г}$. Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} \text{в } 1080 \text{ г раствора} - 112,2 \text{ г КОН} \\ \text{в } 100 \text{ г раствора} - x \text{ г КОН} \\ x = \frac{112,2 \cdot 100}{1080} = 10,4\% \end{array}$$

Пример 7 – Сколько миллилитров 96 % H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 3 л 0,4 н раствора?

Решение. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$; $M(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$.

1) определите массу кислоты в растворе

$$m = 0,4 \cdot 49 = 58,8 \text{ г};$$

2) рассчитываем массу серной кислоты 98 % раствора:

$$\begin{array}{l} 100 - 96 \\ x - 58,8 \\ x = \frac{58,8 \cdot 100}{96} = 61,25 \text{ г}; \end{array}$$

3) концентрированные кислоты не рекомендуется взвешивать, поэтому необходимо сделать пересчет на объем по формуле:

$$V = \frac{m}{\rho}$$
$$V = \frac{61,25}{1,84} = 33,29 \text{ мл.}$$

Пример 8 – Сколько граммов кристаллогидрата сульфида меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды следует взять для приготовления 1 кг раствора с массовой долей сульфата меди, равной 8 %?

Решение. Определяем массу безводной соли в одном килограмме раствора.

$$m_{\text{CuSO}_4} = 1000 \cdot 0,08 = 80 \text{ г.}$$

Определяем массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, соответствующую 80 г безводной соли:

$$\begin{array}{l} M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,69 \text{ г/моль} \\ \frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{249,69}{159,61} = 1,564. \end{array}$$

Следовательно, масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна $80 \cdot 1,564 = 125 \text{ г}$. Воды нужно взять: $1000 \text{ г} - 125 \text{ г} = 875 \text{ г}$.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Что называется раствором?
- 2 Какие растворы называются молярными? Нормальными? Перечислите единицы измерения названных концентраций.
- 3 Дайте определение процентной концентрации.

Контрольные задания

- 1 Сколько граммов NaNO_3 и воды необходимо для приготовления 1,6 кг 10 %-ного раствора.
- 2 Чему равна процентная (по массе) концентрация раствора, полученного в результате растворения 90 г вещества в 180 г воды.
- 3 В 750 г воды растворили 60 г AgNO_3 . Рассчитайте процентную (по массе) концентрацию полученного раствора.
- 4 Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8 %-ного раствора, плотность которого $1,075 \text{ г/см}^3$.
- 5 К 300 г 15 %-ного раствора KOH прибавили 300 г воды. Рассчитайте процентную (по массе) концентрацию полученного раствора.
- 6 Чему равна молярная концентрация раствора, который содержит в 3 л 175,5 г поваренной соли.
- 7 Сколько миллилитров 70 %-ной H_2SO_4 ($\rho = 1,622 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 25 мл 2м раствора?
- 8 Чему равна молярная концентрация соляной кислоты, имеющей плотность $1,19 \text{ г/см}^3$ и содержащей 38 % по массе HCl ?
- 9 Смешали 2 л 10 %-ного и 4 л 24 %-ного раствора азотной кислоты. Чему равна процентная концентрация полученного раствора.
- 10 Требуется приготовить 250 мл 0,5 н раствора сульфата алюминия. Сколько для этого необходимо кристаллогидрата сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.
- 11 Определите нормальную концентрацию 37 %-ного раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$).
- 12 Определите нормальную и молярную концентрацию 27 %-ного раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$) в реакциях нейтрализации ее до гидрофосфат – иона.
- 13 На нейтрализацию неизвестной кислоты массой 0,5 г в водном растворе понадобится раствор NaOH объемом 26,4 мл с молярной концентрацией эквивалент NaOH равной 0,45 моль/л. Определите молярную массу эквивалента кислоты и ее молярную массу, если известно, что кислота трехосновная.
- 14 В каком объеме раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, молярная концентрация которого 0,1 моль/л, содержится 4,96 г этой соли.
- 15 Рассчитайте нормальную и молярную концентрации 20 %-ного раствора сульфата алюминия, плотность раствора $1,23 \text{ г/см}^3$.
- 16 Плотность 10 %-ного раствора гидроксида натрия $1,1 \text{ г/см}^3$. Сколько граммов NaOH потребуется для приготовления 40 мл этого раствора? Какова его молярная концентрация?

- 17 Сколько граммов щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления: а) 400 мл 0,2 н раствора; б) 400 мл 0,2 М раствора.
- 18 Рассчитайте нормальную концентрацию сульфата натрия, в 250 мл которого содержится 30,2 г растворенного вещества.
- 19 К 200 мл 10 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$), прибавили 300 мл 30 %-ного раствора кислоты ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте процентную концентрацию полученного раствора.
- 20 В каком количестве воды следует растворить 40 г КВг для получения 4 %-ного раствора?
- 21 Сколько граммов кристаллогидрата карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды надо взять для получения раствора массой 200 г с массовой долей карбоната натрия в нем 3 %?
- 22 Сколько надо взять кристаллогидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды для получения 500 г раствора с массовой долей сульфата натрия в нем 5 %?
- 23 Смешали 400 мл 1,2 М раствора NaOH и 600 мл 1,8 М раствора NaOH. Какова молярная концентрация полученного раствора?
- 24 Сколько граммов хлорида кальция (CaCl_2) потребуется для приготовления 2 л 20 % раствора, плотность которого $\rho = 1,177 \text{ г/см}^3$.
- 25 Вычислите молярную и нормальную концентрацию 98 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).

4 Растворы электролитов

Электролитами называются вещества, диссоциирующие в воде, других полярных жидкостях или расплавах на ионы и способные проводить электрический ток. Распад вещества на ионы называется электролитической диссоциацией. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. Вещества не способные обуславливать электропроводимость ни в растворах, ни в сплавах, называются неэлектролитами. Это в основном органические соединения (спирты, кетоны, сахара и т. д.).

В 1887 г Сванте Аррениус выдвинул гипотезу о том, что электролиты в воде диссоциируют (распадаются) на положительно и отрицательно заряженные частицы – ионы. Согласно теории Аррениуса диссоциирует лишь часть молекул, причем процесс имеет обратимый характер. Процесс электролитической диссоциации электролита АВ на ионы A^+ и B^- имеет вид $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$. Как было установлено позднее, это уравнение можно написать лишь для так называемых слабых электролитов. Аррениус исходил из физической теории растворов. Эта теория рассматривала растворы как механическую смесь молекул и ионов растворенного вещества с молекулами растворителя, между которыми нет никаких видов взаимодействия. На основании физической теории трудно объяснить разрыв прочных химических связей диссоциирующих молекул.

Дальнейшее свое развитие теории электролитов получила только после появления работ по сольватации выполненных Д.И. Менделеевым, И.А. Каблуковым, В. Нернстом и др. учеными. Причиной образования сольватов (в водных растворах гидратов) служит физико-химическое взаимодействие между молекулами и ионами растворенного вещества и полярными молекулами растворителя. Таким образом, процесс диссоциации можно представить в виде реакции образования сольватированных ионов в растворе. Например, процесс диссоциации уксусной кислоты в воде протекает следующим образом:



4.1 Степень диссоциации

Для количественной характеристики электролитической диссоциации было введено понятие степени диссоциации. Отношение числа молекул, диссоциированных на ионы, к общему числу молекул растворенного электролита называется степенью диссоциации « α ». По степени диссоциации в растворах все электролиты делятся на две группы. К первой относятся электролиты, степень диссоциации которых равна единице и почти не зависит от концентрации раствора. Их называют сильными электролитами. К ним относятся большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты.

Электролиты, степень диссоциации которых в растворах меньше единицы, называют слабыми электролитами. К слабым электролитам относятся вода, ряд кислот, основания р-, d-, f- элементов.

4.1 Константа диссоциации электролита и связь ее со степенью диссоциации

Диссоциация слабого электролита, как было указано раньше, протекает по уравнению:



Если обозначим концентрацию недиссоциированных молекул слабого электролита через $[AB]$, а концентрацию ионов $[A^+]$ и $[B^-]$, то, согласно закону действия масс, при равновесии будем иметь:

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}.$$

Константа равновесия K называется в этом случае константой диссоциации. Величина ее так же, как и степень диссоциации, но более точно, характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита, а зависит от его природы и температуры. Чем больше K , тем больше концентрация ионов при равновесии, т. е. сильнее диссоциирует данный электролит.

Рассмотрим эту зависимость (в общем виде)

$$K_d = \frac{[H^+][An^-]}{[HAn]} \quad (\text{з. д. масс}).$$

Если через α обозначим степень диссоциации, то концентрация ионов H^+ и An^- будет равна общей концентрации электролита, умноженной на степень ее диссоциации, т. е.

$$[H^+] = [An^-] = c\alpha,$$

где C – исходная концентрация HAn в молях на литр.

Концентрация недиссоциированных молекул будет:

$$[HAn] = c - c\alpha.$$

Подставляя значения концентраций ионов и молекул в формулу константы диссоциации электролита, получим:

$$K_d = \frac{c^2\alpha^2}{c - c\alpha}.$$

Для всякого слабого электролита, диссоциирующего на два иона, связь между константой и степенью диссоциации выражается следующей зависимостью, известной под названием закона разбавления Оствальда:

$$K = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Если степень диссоциации слабого электролита очень мала ($\alpha < 0,05$), то при проведении всевозможных вычислений ею можно пренебречь и величину $1 - \alpha$ принять равной единице. Тогда предыдущая формула принимает более простой вид:

$$K = c\alpha^2, \text{ отсюда } \alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}.$$

Из выведенной формулы видно, что степень диссоциации слабого электролита обратно пропорциональна корню квадратному из величины молярной концентрации электролита, т. е. с разбавлением раствора степенью диссоциации увеличивается.

Пример 1 – Константа диссоциации циановодорода (синильной кислоты) равна $7,9 \cdot 10^{-10}$. Найти степень диссоциации HCN в 0,001 М растворе.

Решение. Поскольку константа диссоциации HCN очень мала, то для расчета можно воспользоваться формулой $\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}} = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}}} = 8,9 \cdot 10^{-4}$.

Пример 2 – Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 н раствора равна 0,03. Определите константу диссоциации кислоты.

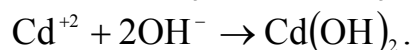
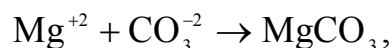
Решение. Для решения используем формулу $K = C_{\text{HCOOH}} \cdot \alpha^2$

$$K = 0,2 \cdot (3 \cdot 10^{-2})^2 = 1,8 \cdot 10^{-4}.$$

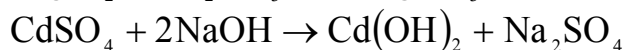
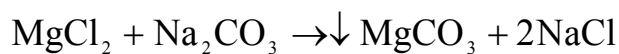
Пример 3 – По константам диссоциации определите какая из кислот более сильная: 1) H_2SiO_3 ($K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$); 2) H_2SO_3 ($K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$).

Решение. Константа диссоциации (K) характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше K_1 , тем больше концентрация ионов при равновесии, т. е. тем сильнее диссоциирует данный электролит. На основании выше изложенного следует, что сернистая кислота более сильная, чем кремневая.

Пример 4 – Составить молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные уравнения:

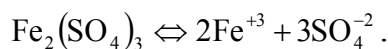


Решение.



Пример 5 – Сульфат железа (III) в водном растворе диссоциирует полностью. Вычислить концентрации ионов, содержащихся в 0,5 М растворе $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Решение. Диссоциация на ионы указанного электролита проходит по уравнению:



Поэтому $[\text{Fe}^{+3}] = 0,5 \cdot 2 = 1 \text{ моль/л}$; $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,5 \cdot 3 = 1,5 \text{ моль/л}$.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие вещества называются электролитами, неэлектролитами.
- 2 Что называют: а) кислотой, б) основанием, в) солью с точки зрения теории электролитической диссоциации.
- 3 Почему электролитическая диссоциация – процесс обратимый.
- 4 Что показывает степень диссоциации.
- 5 Что называется константой электролитической диссоциации?

Контрольные задания

№1

- 1 Для соединений FeOHCl_2 , H_2SiO_3 напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.
- 2 В каком случае реакция идет до конца, протекающая между веществами: CrCl_3 и HNO_3 ; NH_4NO_3 и MgSO_4 ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и NaOH . Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.
- 3 Сульфат индия в водном растворе диссоциирует полностью. Какова концентрация ионов содержащихся в 1,5 М $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 4 Константа диссоциации H_2CrO_4 равна $2 \cdot 10^{-1}$. Вычислить степень ее диссоциации в 0,5 М растворе.
- 5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Ba}^{+2} + \text{SO}_4^{-2} \rightarrow \text{BaSO}_4$; $\text{Pb}^{+2} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{PbS}$.

№2

- 1 Для соединений H_2CO_3 , NaHSO_4 напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.
- 2 К растворам $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 прибавили раствор K_2CO_3 . В каком случае реакция идет до конца. Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.
- 3 Считая диссоциацию полной, вычислите концентрацию иона NO_3^- в 0,05 М растворе $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
- 4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: HNO_2 ($K = 4 \cdot 10^{-4}$), H_2CO_3 ($K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$).
- 5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Cu}^{+2} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{CuS}$; $\text{Mg}^{+2} + \text{CO}_3^{-2} \rightarrow \text{MgCO}_3$.

№3

- 1 Для соединений H_2SO_3 , MgOHCl напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.
- 2 К растворам FeCl_2 , H_3PO_4 прибавили раствор Na_2S . В каком случае реакция идет до конца. Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.

3 Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите константу диссоциации.

4 По константам диссоциации определите какая из кислот более сильная: плавиковая HF ($K = 6,6 \cdot 10^{-4}$); бромноватистая HBrO ($K = 2,1 \cdot 10^{-9}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$; $\text{Zn}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$.

№4

1 Для соединений $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$, H_3PO_4 напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 К растворам CuSO_4 , NaNO_3 прибавили раствор KOH . В каком случае реакция идет до конца. Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.

3 Считая диссоциацию полной, вычислите общую концентрацию ионов в 0,2 М растворе AgNO_3 ; в 0,5 М растворе AlCl_3 .

4 По константам диссоциации определите какая из кислот более сильная: борная H_3BO_3 ($K = 5,8 \cdot 10^{-10}$); уксусная CH_3COOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Fe}^{+3} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Ni}^{+2} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{NiS}$.

№5

1 Как изменится степень диссоциации уксусной кислоты (CH_3COOH) при разбавлении раствора в четыре раза. Дайте обоснованный ответ.

2 В каком случае реакция идет до конца, протекающая между веществами: CuSO_4 и H_2S ; BaCl_2 и KOH . Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

3 Считая диссоциацию полной, вычислите общую концентрацию ионов в 0,6 М растворе CaCl_2 .

4 Константа диссоциации молярной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Cd}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$; $\text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_3$.

№6

1 Слабая угольная кислота H_2CO_3 диссоциирует в водном растворе ступенчато. Какая степень диссоциации будет в основном, определять рН раствора. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации.

2 К растворам CaCl_2 , FeCl_3 прибавили раствор серной кислоты H_2SO_4 . В каком случае реакция идет до конца. Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.

3 Считая диссоциацию полной, вычислите концентрацию иона Cl^- в 0,3 М растворе BaCl_2 .

4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная (по 1-ой ступени диссоциации): H_2CO_3 ($K = 4,3 \cdot 10^{-7}$); H_2S ($K = 5,7 \cdot 10^{-8}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Al}^{+3} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Ca}^{+2} + \text{CO}_3^{-2} \rightarrow \text{CaCO}_3$.

№7

1 Для соединений KHCO_3 , FeOHCl напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 Вычислите константу диссоциации по первой ступени $\text{H}_2\text{TeO}_4 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HTeO}_4^-$ теллуровой кислоты, если степень ее диссоциации в 0,3 М растворе равна $8,4 \cdot 10^{-4}$.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: хлорноватистая HOCl ($K = 5 \cdot 10^{-8}$); щавелевая $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($K = 5,4 \cdot 10^{-2}$).

4 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Cd}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$; $\text{Zn}^{+2} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{ZnS}$.

5 Степень диссоциации H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 М растворе равна 0,0017. Пренебрегая диссоциацией по второй ступени, вычислите концентрацию ионов H^+ и HCO_3^- в растворе.

№8

1 Для соединений $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 Константа диссоциации HNO_3 равна $3 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,05 М растворе.

3 Считая диссоциацию полной, вычислите концентрацию иона NO_3^- в 0,6 М растворе $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: H_2SO_3 ($K = 1,7 \cdot 10^{-2}$); H_2CrO_4 ($K = 1,8 \cdot 10^{-10}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$; $\text{Cu}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.

№9

1 Для соединений CrOHCl_2 , NaHPO_4 напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

3 Считая диссоциацию $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ полной вычислите концентрацию иона SO_4^{-2} в 0,1 М растворе.

4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: CH_3COOH ($K = 1,75 \cdot 10^{-5}$); $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($K = 5,9 \cdot 10^{-2}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Fe}^{+2} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{FeS}$; $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$.

№10

1 Какое из оснований диссоциирует ступенчато $\text{Be}(\text{OH})_2$, LiOH . Напишите уравнение ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Степень диссоциации H_3PO_4 по первой ступени в 0,1 М растворе равна 0,17. Пренебрегая диссоциацией по другим ступеням, вычислите концентрацию ионов водорода в растворе.

3 К каждому из растворов KHCO_3 , AgNO_3 прибавили раствор хлорида кальция. В каком случае произошла реакция?

4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: сероводородная H_2S ($5,7 \cdot 10^{-8}$); муравьиная HCOOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Ca}^{+2} + \text{CO}_3^{-2} \rightarrow \text{CaCO}_3$; $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

№11

1 Какая из кислот H_2SO_3 , HCN диссоциирует ступенчато. Напишите уравнение ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по второй ступени.

2 Вычислите степень диссоциации H_2CO_3 в 0,1 М растворе, если константа диссоциации ее по первой ступени равна $3 \cdot 10^{-7}$.

3 К каждому из растворов AlCl_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ прибавили раствор Na_2SO_4 . В каком случае произошла реакция? Ответ подтвердите уравнением реакции в молекулярной и ионной форме.

4 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: NH_2OH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$); $\text{Be}(\text{OH})_2$ ($K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$).

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{SiO}_3^{-2} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$; $\text{Fe}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$.

№12

1 Какая из солей диссоциирует ступенчато MgOHCl , CH_3COONa . Напишите уравнение ступенчатой диссоциации.

2 Раствор содержит 0,4 моля Na_2SO_4 и 0,1 моля Na_2CO_3 в литре. Определите концентрацию иона Na^+ .

3 К каждому из растворов: ZnCl_2 , KNO_3 прибавили раствор NaOH . В каком случае произошла реакция? Ответ подтвердите уравнением реакции в ионной форме.

4 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: $\text{Pb}(\text{OH})_2 (K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4})$; $\text{AgOH} (K = 1,1 \cdot 10^{-4})$.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$; $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

№13

1 Напишите уравнение ступенчатой диссоциации H_2SO_3 и выражение константы диссоциации по второй ступени.

2 Раствор содержит 0,25 моля LiCl и 0,3 моля LiNO_3 в литре. Определите концентрацию иона Li^+ .

3 К каждому из растворов: CH_3COOH , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ прибавили раствор едкого натрия KOH . В каком случае произошла реакция? Ответ подтвердите уравнением реакции в молекулярной и ионной форме.

4 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: $\text{Be}(\text{OH})_2 (K_2 = 5,0 \cdot 10^{-11})$; $\text{Zn}(\text{OH})_2 (K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9})$.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Zn}^{+2} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} + 2\text{H}^+$; $\text{Pb}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$.

№14

1 Какая из кислот диссоциирует ступенчато: H_2CrO_4 , HNO_3 . Напишите уравнение ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой степени.

2 Константа диссоциации HNO_3 равна $3 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,05 М растворе.

3 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции: а) растворения CaCO_3 в соляной кислоте; б) растворения ZnO в щелочи.

4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: фосфористая $\text{H}_3\text{PO}_3 (K_1 = 1,6 \cdot 10^{-3})$; хлорноватистая $\text{HClO} (K_1 = 3,0 \cdot 10^{-8})$.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Fe}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{MnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{S}$.

№15

1 Какой гидроксид является амфотерным: NaOH , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Напишите уравнение ступенчатой диссоциации.

2 Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

3 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций протекающих между веществами: а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$.

4 Концентрация ионов Al^{+3} в растворе равна 0,2 моль/л. Вычислите массу ионов Al^{+3} , содержащихся в литре раствора.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\text{S}^{-2} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.

№16

1 Напишите уравнение ступенчатой диссоциации $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите константу диссоциации.

3 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций протекающих при взаимодействии следующих веществ: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$.

4 Считая диссоциацию CaCl_2 полной, вычислите концентрацию ионов Cl^- в 0,5 М растворе.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: $\text{Cd}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$; $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

№17

1 Напишите уравнение ступенчатой диссоциации FeOHCl и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 н растворе равна 0,03. Вычислите константу диссоциации кислоты.

3 Концентрация ионов PO_4^{-3} в растворе 0,01 моль/л. Вычислите массу ионов PO_4^{-3} , содержащихся в 333 мл раствора.

4 Считая диссоциацию SnCl_2 полной, вычислите общую концентрацию ионов в 0,2 М растворе.

5 Составьте молекулярные уравнения и ионные уравнения реакций, протекающих между следующими веществами: а) $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; б) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$.

№18

1 Напишите уравнение ступенчатой диссоциации H_3AsO_4 (мышьяковая кислота) и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Считая диссоциацию FeCl_3 полной, вычислите общую концентрацию ионов в 0,5 М растворе.

3 Как изменится степень диссоциации уксусной кислоты при разбавлении раствора в 4 раза?

4 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: селенистая H_2SeO_3 ($K_1 = 3,5 \cdot 10^{-3}$); сероводородная H_2S ($K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$).

5 Составьте молекулярные уравнения и ионные уравнения реакций, протекающих при взаимодействии следующих веществ: а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{KOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$.

№19

1 Напишите уравнение ступенчатой диссоциации KHCO_3 и выражение константы диссоциации по второй ступени.

2 Раствор содержит 0,01 моля NaOH и то же количество молей NH_4OH в литре раствора. Чему равна концентрация ионов OH^- .

3 Как зависит степень электролитической диссоциации при увеличении концентрации электролита. Ответ обоснуйте.

4 Концентрация ионов CO_3^{2-} в растворе равна 0,1 моль/л. Вычислите массу ионов CO_3^{2-} , содержащихся в 450 мл раствора.

5 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при взаимодействии следующих веществ: а) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; б) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.

№20

1 Какое из соединений диссоциирует ступенчато: MgOHCl , CH_3COOH . Напишите уравнение ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Раствор содержит 0,2 моля KNO_3 и такое же количество молей NaNO_3 в литре раствора. Чему равна концентрация ионов NO_3^- .

3 Считая диссоциацию K_2SO_4 полной, вычислите концентрацию ионов K^+ в 0,2 М растворе соли.

4 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: $\text{Be}(\text{OH})_2$ ($K_2 = 5,0 \cdot 10^{-11}$); $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ($K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$).

5 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между следующими веществами: а) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$; б) $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.

№21

1 Напишите уравнение ступенчатой диссоциации H_3AsO_4 и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 К растворам $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 прибавили раствор сульфата натрия Na_2S . В каком случае реакция идет до конца. Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.

3 Считая диссоциацию полной, вычислите концентрацию ионов NO_3^- в 0,4 М растворе $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

4 Концентрация ионов Mg^{+2} в растворе равна 0,3 моль/л. Вычислите массу ионов Mg^{+2} содержащихся в литре раствора.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: а) $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightarrow$; б) $2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4$.

№22

1 Фосфорная кислота H_3PO_4 диссоциирует в водном растворе ступенчато. Какая степень диссоциации будет в основном определять pH раствора. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации.

2 Составьте молекулярные, полное и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CoCl}_2 \rightarrow$; б) $\text{CdS} + \text{HCl} \rightarrow$.

3 Считая диссоциацию полной, вычислите концентрацию иона SO_4^{-2} в 0,2 М растворе $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

4 Константа диссоциации щавелевой кислоты по первой ступени равна $5,6 \cdot 10^{-2}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,2 н растворе.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: а) $\text{Sr}^{+2} + \text{CO}_3^{-2} \rightarrow \text{SrCO}_3$; б) $2\text{PO}_4^{-3} + 3\text{Ca}^{+2} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

№23

1 Как изменится степень электролитической диссоциации, если к раствору угольной кислоты H_2CO_3 прибавить карбонат натрия Na_2CO_3 . Дайте мотивированный ответ.

2 Раствор содержит 0,3 моля KNO_3 и 0,15 моля KCl в литре. Какова концентрация иона K^+ .

3 Составьте молекулярные, полное и сокращенные ионные уравнения реакций между следующими веществами: а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{MnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$.

4 Считая диссоциацию AlCl_3 полной, вычислите концентрацию иона Cl^- в 0,3 М растворе соли.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: а) $\text{Pb}^{+2} + 2\text{J}^- \rightarrow \text{PbJ}_2$; б) $\text{Mg}^{+2} + \text{CO}_3^{-2} \rightarrow \text{MgCO}_3$.

№24

1 Как изменится степень диссоциации гидроксида аммония NH_4OH , если к раствору прибавить угольную кислоту H_2CO_3 . Дайте мотивированный ответ.

2 Для соединений $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{NaHSO}_4$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации.

3 Составьте молекулярные, полное и сокращенные ионные уравнения реакций между следующими веществами: а) $\text{CrCl}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$.

4 Степень диссоциации сернистой кислоты H_2SO_3 по первой ступени в 0,1 М растворе равна 0,015. Пренебрегая диссоциацией по второй ступени, вычислите концентрацию ионов H^+ и HSO_3^- в растворе.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: а) $\text{CO}_3^{-2} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Pb}^{+2} + \text{CrO}_4^{-2} \rightarrow \text{PbCrO}_4$.

№25

1 Объясните механизм электролитической диссоциации в воде веществ с ионной связью. Какова роль растворителя в этом процессе?

2 Считая диссоциацию полной, вычислите концентрацию иона NO_3^- в 0,5 М растворе $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

3 Составьте молекулярные, полное и сокращенные ионные уравнения реакций между следующими веществами: а) $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$; б) $\text{BaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$.

4 Константа диссоциации H_3PO_3 равна $1,6 \cdot 10^{-3}$. Вычислите степень диссоциации в 0,05 М растворе.

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные: а) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$.

5 Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода является слабым электролитом и в малой степени диссоциирует по уравнению:



или, если не учитывая гидратацию ионов водорода (протона), $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Константа диссоциации воды очень мала:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (22 \text{ }^\circ\text{C})$$

Принимая концентрацию воды $[\text{H}_2\text{O}]$ величиной практически постоянной можно записать:

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Но концентрация молекул воды равна $1000:18 = 55,56$ моль/л, отсюда $K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} (22 \text{ }^\circ\text{C})$

Произведение концентраций ионов водорода и ионов гидроксидов называется ионным произведением воды ($K_{\text{в}}$). Ионное произведение воды есть величина постоянная при постоянной температуре.

Так как при диссоциации одной молекулы воды образуется один ион водорода и один ион гидроксидов, то в чистой воде

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} ,$$

т. е. в 1 л чистой воды содержится 10^{-7} молей водородных и 10^{-7} молей гидроксидных ионов. Это же наблюдается в нейтральных растворах.

При добавлении к воде кислоты увеличивается концентрация ионов водорода, при этом концентрация $[\text{OH}^-]$ уменьшается. Если к воде добавить щелочь, то при этом увеличивается концентрация $[\text{OH}^-]$ и соответственно уменьшится концентрация $[\text{H}^+]$. Но как бы не изменялась концентрация $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ их произведение всегда остается постоянным и равняется $10^{-14} (22 \text{ }^\circ\text{C})$.

Таким образом, степень кислотности или щелочности раствора можно выразить концентрацией ионов $[\text{H}^+]$ или $[\text{OH}^-]$. Обычно пользуются концентрацией ионов водорода, тогда в кислой среде $[\text{H}^+] > 10^{-7}$, нейтральной $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, щелочной $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.

В расчетах отрицательными показателями не всегда удобно пользоваться, поэтому введено понятие водородный показатель, который обозначается через pH. Водородный показатель – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.

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

Тогда рН различных растворов будет иметь следующие значения:

рН < 7 кислый

рН = 7 нейтральный

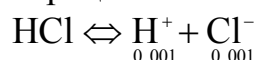
рН > 7 щелочной

Пример 1 – $[H^+] = 10^{-2}$ моль / л. Вычислить $[OH^-]$.

Решение $[OH^-] = K_w : 10^{-2}; [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}$ моль / л.

Пример 2 – Определите рН водного раствора, содержащего 0,001 моль/л HCl.

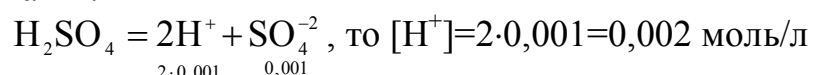
Решение. При полной диссоциации HCl концентрация ионов водорода равна исходной молярной концентрации:



$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,001 = -\lg 10^{-3} = -(-3) = 3$$

Пример 3 – Определите рН водного раствора, содержащего 0,001 моль/л H₂SO₄.

Решение. Так как при диссоциации молекулы H₂SO₄ образуются два катиона H⁺:



$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,002 = -\lg 2 \cdot 10^{-3} = -\lg 2 - \lg 10^{-3} = -0,3 - (-3) = 2,7.$$

Обратите внимание, что в растворе H₂SO₄ с с(H₂SO₄) = 0,001 моль/л; [H⁺] = 0,001 моль/л; рН = 3.

Пример 4 – Определите рН раствора NaOH, в котором с(NaOH) = 0,001 моль/л.

Решение. При диссоциации NaOH образуются ионы OH⁻, концентрация которых равна исходной молярной концентрации NaOH: $NaOH \Leftrightarrow \underset{0,001}{Na^+} + \underset{0,001}{OH^-}$.

Так как $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ (25 °C), то

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль / л}; pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-11} = -(-11) = 11.$$

Контрольные задания

1 Вычислите концентрацию ионов OH⁻, если концентрации ионов H⁺ (в моль/л) равны:

а) 10^{-7} ; б) $2 \cdot 10^{-3}$; в) $5 \cdot 10^{-9}$.

2 Вычислите концентрацию ионов H⁺, если концентрации ионов OH⁻ (в моль/л)

равны:

а) 10^{-7} ; б) $5 \cdot 10^{-12}$ в) $5 \cdot 10^{-6}$.

- 3 Вычислите рН растворов следующих кислот, считая их диссоциацию на ионы полной:
- а) $c(\text{HCl})=0,002$; б) $c(\text{HNO}_3)=0,015$; в) $c(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,00025$.
- 4 Вычислите рН растворов следующих оснований считая их диссоциацию на ионы полной:
- а) $c(\text{KOH})=0,01$; б) $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)=0,0005$; в) $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)=0,001$ моль/л.
- 5 Определите рН растворов HCl и KOH , считая их диссоциацию на ионы полной:
- а) $c(\text{HCl})=0,05$; б) $c(\text{KOH})=0,05$ моль/л.
- 6 Концентрация ионов водорода в растворе равна $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определите рН раствора.
- 7 Концентрация гидроксид-ионов в растворе составляет 10^{-5} моль/л. Определите $[\text{H}^+]$ и рН раствора.
- 8 Вычислите концентрацию ионов OH^- , если концентрация ионов H^+ равна:
- а) 10^{-8} моль/л; б) $2 \cdot 10^{-4}$ моль/л; в) $8 \cdot 10^{-7}$.
- 9 Вычислите концентрацию ионов H^+ , если концентрация ионов OH^- , выраженная в моль/л, равна:
- а) $4 \cdot 10^{-10}$; б) $1,6 \cdot 10^{-13}$; в) $5 \cdot 10^{-6}$;
- 10 Вычислите рН растворов, в которых концентрации ионов H^+ , выраженные в моль/л, равны:
- а) 10^{-5} ; б) $2 \cdot 10^{-7}$; в) $4,8 \cdot 10^{-11}$.
- 11 Вычислите рН растворов, в которых концентрации ионов OH^- , выраженные в моль/л, равны:
- а) $6,5 \cdot 10^{-6}$; б) $9 \cdot 10^{-9}$; в) $1,4 \cdot 10^{-3}$.
- 12 Вычислите рН следующих растворов, приняв для них $[\text{H}^+]$:
- а) 0,01 моль/л HCl ; б) 0,005 моль/л HCl .
- 13 Вычислите рН растворов щелочей:
- а) 0,01 моль/л KOH ; б) 0,004 моль/л KOH ,
- 14 Вычислите концентрацию H^+ , OH^- и рН 0,001н раствора NaOH , считая диссоциацию полной.
- 15 Определите концентрацию ионов H^+ , OH^- и рН 0,1 раствора HClO_4 , считая диссоциацию полной.
- 16 Вычислите концентрацию ионов H^+ , OH^- , определите реакцию среды раствора, рН которого равен 3.
- 17 К воде добавили кислоту, вследствие чего концентрация ионов водорода увеличилась в 1000 раз. Определите рН полученного раствора.
- 18 К воде добавили щелочь, вследствие чего концентрация ионов водорода уменьшилась в 100 раз. Найти рН полученного раствора.
- 19 К раствору с рН=8, добавили кислоту, вследствие чего концентрация водорода увеличилась в 100 раз. Найти рН полученного раствора.
- 20 К раствору с рН=6, добавили щелочь вследствие чего концентрация ионов водорода уменьшилась в 1000 раз. Найти рН полученного раствора.
- 21 Определить рН 0,01н раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$, считая диссоциацию полной.
- 22 Определить рН 0,001н раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$, считая диссоциацию полной.

- 23 Вычислите концентрацию ионов OH^- , если концентрация ионов H^+ равна:
а) $0,4 \cdot 10^{-11}$; б) $5 \cdot 10^{-9}$; в) $0,7 \cdot 10^{-6}$.
- 24 Чему равна концентрация ионов H^+ в растворе, если концентрация ионов OH^- равна 10^{-8} моль/л. Кислыми или щелочными свойствами обладает такой раствор?
- 25 Вычислите рН раствора, если концентрация ионов водорода равна $2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л:

$$\text{pH} = -(\lg 2,5 + \lg 10^{-3}) = -(0,4 - 3) = 2,6.$$

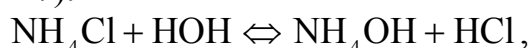
6 Гидролиз солей

При растворении большинства солей в воде происходит химическое взаимодействие ионов соли с ионами водорода или гидроксид-ионами воды, происходящее обычно к изменению рН раствора. Эта реакция получила название гидролиза солей. В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды. Гидролиз является результатом поляризационного взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой. Процесс гидролиза всегда сопровождается изменением активности ионов H^+ . По этой причине растворы многих средних солей имеют кислую или щелочную реакцию.

6.1 Типы гидролиза солей

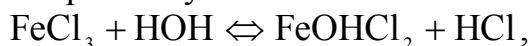
6.1.1 Соли образованы сильными кислотами и слабыми основаниями (NH_4Cl , $FeCl_3$, $CrCl_3$).

Катионы соли обладают значительным поляризующим действием (Fe^{+3} , Cr^{+3} , Al^{+3}), а анионы являются слабыми донорами электронов. В этом случае происходит гидролиз по катиону. Водные растворы таких солей имеют кислотную реакцию ($pH < 7$).



в ионной форме: $NH_4^+ + HON \Leftrightarrow NH_4OH + H^+$.

Гидролиз солей, образованных слабыми многокислотными основаниями и сильными кислотами, протекает ступенчато. Например, гидролиз хлорида железа (III) протекает по первой ступени:

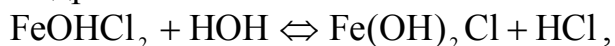


или в ионной форме: $Fe^{+3} + HON \Leftrightarrow FeOH^{+2} + H^+$.

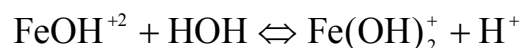
В результате гидролиза образуются основные соли, раствор имеет кислую реакцию. Реакции ступенчатого гидролиза при обычных условиях протекают преимущественно по первой степени только при условиях, влияющих на смещение равновесия в сторону прямой реакции. Такими условиями могут быть нагревание, изменение концентраций реагирующих веществ. При нагревании или при уменьшении концентрации ионов водорода в растворе.

Гидролиз хлорида железа (III) протекает по второй и третьей ступени.

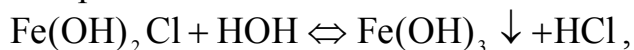
Вторая ступень гидролиза:



или в ионной форме:



Третья ступень гидролиза:

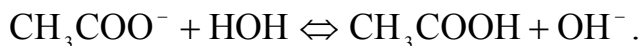
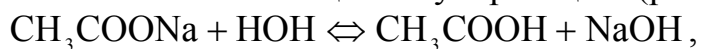


в ионной форме:

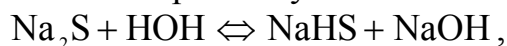


6.1.2 Соли образованы сильными основаниями и слабыми кислотами (Na_3PO_4 , Na_2S , CH_3COONa).

Анионы солей проявляют значительное поляризующее действие, являясь активными донорами электронов. При этом происходит гидролиз по аниону. Водные растворы таких солей имеют щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$)



Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями, происходит ступенчато. Например, гидролиз сульфида натрия протекает в основном по первой ступени:



или в ионной форме: $\text{S}^{2-} + \text{HOH} \Leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$.

Частично идет гидролиз по второй ступени:

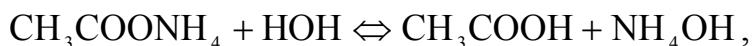


или в ионной форме: $\text{HS}^- + \text{HOH} \Leftrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_2\text{S}$.

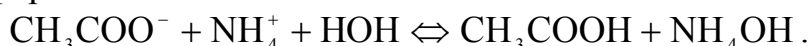
В результате этой реакции в растворе образуется слабодиссоциирующая кислота H_2S и накапливаются ионы OH^- . Следовательно, раствор такой соли обладает щелочными свойствами, pH его больше 7.

6.1.3 Соли образованы слабыми кислотами и слабыми основаниями ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$).

Катионы и анионы обладают умеренным поляризующим действием, и те и другие могут нарушать равновесие диссоциации воды. Происходит гидролиз по катиону и по аниону. Реакция среды в этом случае зависит от силы образующихся кислоты и основания; она может быть нейтральной, слабокислой и слабощелочной. Например, гидролиз $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ протекает согласно уравнению:

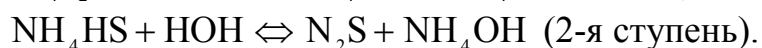


или в ионной форме:



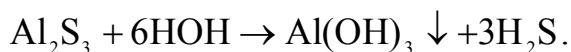
Так как в данном случае образуются основание и кислота, константы диссоциации которых очень близки по своей величине (для CH_3COOH $K=1,75 \cdot 10^{-5}$, и для NH_4OH $K_d=1,8 \cdot 10^{-5}$), то взаимодействие ионов воды с анионами CH_3COO^- и катионами NH_4^+ происходит примерно в одинаковой степени реакция среды в этом случае нейтральная.

Соль, образованная очень слабой кислотой и очень слабым основанием почти полностью гидролизуеться. Например, гидролиз соли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ в разбавленном растворе происходит на 99,9 %. Реакция протекает по уравнениям:



Такие соли, как сернистый алюминий Al_2S_3 или сернистый хром Cr_2S_3 гидролизуются полностью, т. к. в результате гидролиза этих солей получаются труднорастворимые основания и слабодиссоциирующая кислота.

Процесс взаимодействия Al_2S_3 с водой протекает по следующему уравнению:



6.1.4 Соли образованы сильными кислотами и сильными основаниями ($NaCl$, KNO_3).

Поляризующее действие ионов соли на молекулы воды невелико, т. е. взаимодействия ионов соли с водой практически не происходит. Такие соли гидролизу не подвергаются. В растворах этих солей не образуется малодиссоциирующих соединений. В этом случае равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами воды не нарушается. Растворы таких солей остаются нейтральными.

Рассмотренные случаи гидролиза показывают, что для большинства солей этот процесс обратим. Состояние гидролиза можно охарактеризовать степенью гидролиза соли.

Степень гидролиза соли – это отношение числа гидролизованных молей соли к общему числу молей соли, находящихся в растворе. Степень гидролиза показывает, какая часть растворенной соли подверглась гидролизу. Например, если 100 моль соли, растворенных в воде 4 моль подверглось гидролизу, то степень гидролиза (h) равна 0,04. Выражаем в процентах: $0,04 \cdot 100 = 4\%$. Степень гидролиза увеличивается:

- 1) при повышении температуры, т. к. возрастает степень диссоциации воды;
- 2) при разбавлении раствора.

Контрольные задания

- 1 Какую реакцию должны дать растворы нитрата аммония, нитрата калия, ацетата аммония. Напишите уравнения реакций в сокращенном ионном виде.
- 2 Укажите, какие из солей: Na_2SO_4 , K_2S , $CuCl_2$ – подвергаются гидролизу. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза.
- 3 Как будет изменяться pH при растворении в воде $CrCl_3$? Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза.
- 4 Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза карбоната натрия, карбоната аммония.
- 5 Как влияет на смещение равновесия гидролиза хлорида сурьмы (III) добавление кислоты, щелочи. Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 6 Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза солей: сульфита калия, гидрокарбоната калия, гидрофосфата калия, сульфата цинка. Укажите реакцию среды.

- 7 Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной форме: дигидрофосфата натрия, хлорида железа (III), сульфата меди.
- 8 Какую реакцию будут иметь водные растворы солей: NaCl , NH_4Cl , CH_3COONa , CrCl_3 . Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.
- 9 При сильном разбавлении водой раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ выделяется обильный белый осадок, представляющий собой смесь основных солей висмута (дигидроксонитрат и гидроксодинитрат висмута). Написать уравнения реакций образования указанных солей.
- 10 Гидролиз раствора FeCl_3 при нагревании идет ступенчато и заканчивается образованием осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Представить уравнениями все три ступени этого процесса.
- 11 Какие из следующих солей: CuCl_2 , Na_2SO_4 , NaNO_2 подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза, соответствующих солей.
- 12 Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы следующих солей: NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2CO_3 . Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза.
- 13 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
 а) раствор которой имеет кислую реакцию;
 б) раствор которой имеет щелочную реакцию.
- 14 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза:
 а) в результате которого получается кислая соль;
 б) в результате которого получается основная соль.
- 15 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: ZnSO_4 , KNO_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей.
- 16 Какие из следующих солей: NaNO_3 , FeSO_4 , Na_3PO_4 , KCl подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.
- 17 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CO_3 , ZnCl_2 . Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей.
- 18 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: CuSO_4 , CrCl_3 , CH_3COONa .
- 19 Какие из следующих солей: BaCl_2 , K_2S , MgSO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются гидролизу? Выразите гидролиз этих солей молекулярными и ионными уравнениями.
- 20 Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей:
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, NaNO_2
- 21 Укажите, какую реакцию среды будут иметь растворы следующих солей, подтвердив это соответствующими уравнениями реакций гидролиза:
 K_2CO_3 , K_2SO_4 , KNO_2 .

- 22 Какие из солей: K_2CO_3 , KCl , $CuCl_2$, Na_2SiO_3 при растворении в воде вызывают основную реакцию среды. Написать уравнения реакции гидролиза.
- 23 Какие из солей: Na_2CO_3 , $FeCl_3$, Na_2SO_4 , $CuSO_4$ при растворении в воде создают кислую реакцию среды. Подтвердите ответ написанием уравнений реакции гидролиза.
- 24 Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору $FeCl_3$ усилит гидролиз соли:
а) HCl , б) $NaOH$ в) $ZnCl_2$ г) H_2O .
Дайте мотивированный ответ.
- 25 Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору KCN усилит гидролиз соли:
а) кислота, б) щелочь, в) вода.
Дайте мотивированный ответ.

7 Окислительно-восстановительные процессы

Во многих химических реакциях происходит перемещение электронов от одних частиц к другим. Такие реакции называются окислительно-восстановительными. В зависимости от степени смещения электронов от одной реагирующей частицы к другой возникают соединения разного характера – от ионного до ковалентно-неполярного. Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие степени окисления (окислительное число).

Механизм протекания процессов окисления и восстановления можно объяснить с точки зрения электронной теории: процесс окисления – процесс отдачи частицей электронов; процесс восстановления – процесс присоединения частицей электронов. Окислитель – частица (атом, ион, молекула), принимающая электроны. В процессе реакции окислители восстанавливаются, восстановители окисляются, т. е. оба процесса протекают одновременно.

Для определения степени окисления атомов в свободном состоянии и в химических соединениях необходимо руководствоваться следующими положениями:

1) атом кислорода в соединениях имеет степень окисления равную минус 2, кроме перекисных соединений (H_2O_2 , Na_2O_2), где степень окисления кислорода равна минус 1;

2) степень окисления водорода +1, кроме гидридных соединений металлов (NaH , CaH_2), где степень окисления водорода минус 1;

3) степень окисления атомов в молекулах простых соединений равна нулю – H_2^0 , Cl_2^0 , F_2^0 ;

4) степень окисления атомов металлов в свободном состоянии равна нулю (Na_1^0 , Al^0);

5) молекулы электронейтральны, т. е. алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекулах равна нулю.

Например, следует определить степень окисления мышьяка в соединениях HAsO_2 , H_3AsO_4 .

В соединении HAsO_2 определяем так:

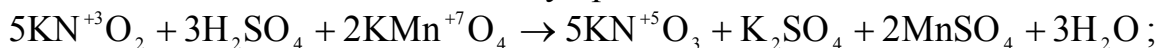
– степень окисления $\text{As}=\text{x}$ из уравнения $(+1)+\text{x}+(-2)\cdot 2=0$, откуда $\text{x}=+3$, т. е. $\text{HAs}^{+3}\text{O}_2$;

– аналогично определяем степень окисления в молекуле H_3AsO_4 $(+1)\cdot 3+\text{x}+(-2)\cdot 4=0$; $\text{x}=+5$ $\text{H}_3\text{As}^{+5}\text{O}_4$.

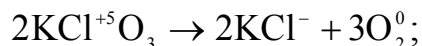
Полезно помнить, что атомы элементов в высшей степени окисления (Mn^{+5} , S^{+6} , N^{+5}) способны лишь принимать электроны, поэтому соединения, в состав которых входят эти частицы, могут быть только окислителями: KMnO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 и т. д. Атомы элементов имеющие отрицательную степень окисления (S^{-2} , N^{-3}) могут быть только восстановителями. Промежуточная степень окисления обуславливает как окислительные, так и восстановительные свойства в зависимости от свойств вещества, с которым оно взаимодействует: MnSO_4 , MnO_2 , Na_2SO_3 , KNO_2 .

Все окислительно-восстановительные реакции можно разделить на следующие группы:

1) реакции межмолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав молекул различных веществ.



2) реакции внутримолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав молекулы одного вещества, но это атомы различных элементов:



3) реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования). Эти реакции характерны для элементов, атомы которых проявляют и окислительные и восстановительные свойства:



Уравнения окислительно-восстановительных реакций имеют очень сложный характер, и составление их представляет весьма трудную задачу. Предложено несколько методов составления этих уравнений. Рассмотрим метод электронного баланса, при котором необходимо:

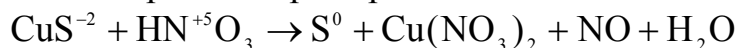
1) определить восстановитель и окислитель и расставить их степень окисления;

2) составить вспомогательные уравнения электронного баланса, выражающие процессы отдачи и присоединения электронов.

При этом необходимо помнить, что коэффициенты для окислителя и восстановителя подбираются согласно правилу: общее число электронов, отданных восстановителем, должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем;

3) найденные коэффициенты расставить в предлагаемую схему.

Рассмотрим на конкретном примере.



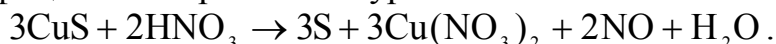
Переход $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$ соответствует отдаче двух электронов.

Переход $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+2}$ соответствует принятию трех электронов.

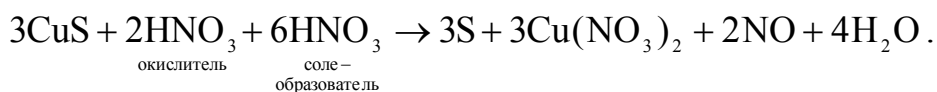
Следовательно:



Эти коэффициенты переносим в уравнение:



Затем расставляем коэффициенты при остальных веществах, учитывая, что азотная кислота расходуется не только как окислитель, но и как солеобразователь:



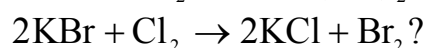
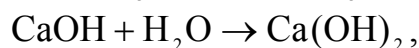
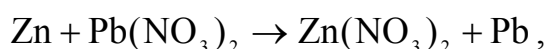
Данное уравнение реакции можно записать следующим образом:



Правильность подбора коэффициентов проверяется подсчетом числа атомов водорода, а затем кислорода в обеих частях уравнения, оно должно быть соответственно равным, поэтому перед молекулой воды в правой части уравнения ставим коэффициент 4, кислорода соответственно в левой и правой частях равно 24.

Вопросы для самоконтроля

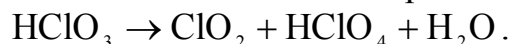
- 1 Чем отличаются реакции окисления-восстановления от других химических реакций?
- 2 Как изменяется степень окисления элементов при их окислении и при восстановлении.
- 3 Какие из реакций, протекающих по приведенным ниже уравнениям, относятся к окислительно-восстановительным:



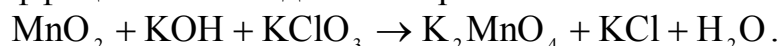
Контрольные задания

№1

- 1 Определите степень окисления хлора в соединениях: KClO_4 , HCl , KClO_3 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: NH_3 , KMnO_4 , K_2MnO_4 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^0$; $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:

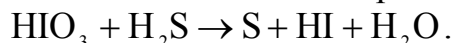


- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:

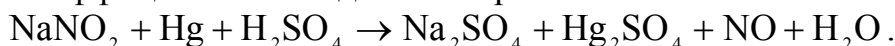


№2

- 1 Определите степень окисления азота в соединениях: HNO_2 , HN_3 , KNO_3 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, AsH_3 , Na_2SO_4 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$; $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6}$.
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№3

- 1 Определите степень окисления хрома в соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: Br_2 , HBr , KBrO_3 .

- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Pb}^{+2} \rightarrow \text{Pb}^{+4}$; $\text{Al}^{+3} \rightarrow \text{Al}^0$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции: $\text{KIO}_3 \rightarrow \text{KI} + \text{O}_2$.
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

№4

- 1 Определите степень окисления железа в соединениях: Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2FeO_4 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: KNO_2 , HNO_3 , NO_2 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
 $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO} + \text{O}_2$.
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:
 $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$.

№5

- 1 Определите степень окисления серы в соединениях: H_2S , H_2SO_3 , SO_3 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем:
 K_2CrO_4 , KCl , SO_2 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$; $\text{Au}^{+3} \rightarrow \text{Au}^0$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:
 $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

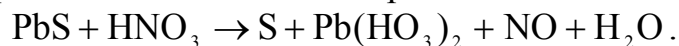
№6

- 1 Определите степень окисления марганца в соединениях: MnO_2 , K_2MnO_4 , MnCl_2 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: FeCl_2 , PH_3 , CuSO_4 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Sn}^{+4} \rightarrow \text{Sn}^{+2}$; $\text{Ni}^0 \rightarrow \text{Ni}^{+2}$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
 $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$.
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР
 $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

№7

- 1 Определите степень окисления меди в соединениях: CuCl_2 , Cu_2O , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: AuCl_3 , NO , KJ .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Ca}^0 \rightarrow \text{Ca}^{+2}$; $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
 $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР



№8

1 Определите степень окисления азота в соединениях: Ca_3N_2 , N_2O , NaNO_2 .

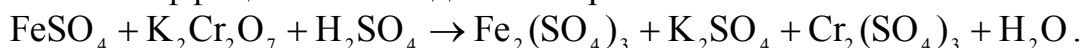
2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: FeCl_2 , KMnO_4 , KJ .

3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2}$; $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$?

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР



№9

1 Определите степень окисления селена в соединениях: H_2SeO_4 , H_2Se , SeO_2 .

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: H_2SO_3 , H_2S , AlCl_3 .

3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$; $\text{Al}^{+3} \rightarrow \text{Al}^0$?

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№10

1 Определите степень окисления серы в соединениях: K_2SO_3 , S , Na_2S .

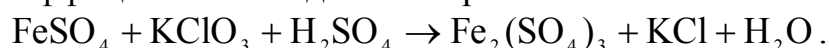
2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaCl .

3 Какой процесс происходит при переходе: $(\text{NO}_3)^- \rightarrow \text{NH}_3$; $\text{Co}^0 \rightarrow \text{Co}^{+2}$?

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№11

1 Определите степень окисления фосфора в соединениях: P_2O_3 , PH_3 , H_2PO_4 .

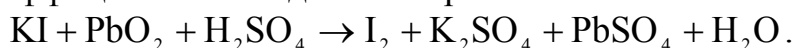
2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: FeCl_3 , HCl , H_2SO_3 .

3 Какой процесс происходит при переходе: $(\text{CrO}_4)^{-2} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$; $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow (\text{NO}_3)^-$?

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№12

- 1 Определите степень окисления марганца в соединениях: KMnO_4 , Mn_2O_3 , H_2MnO_4 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: AsH_3 , K_2CrO_4 , H_2O_2 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+$; $\text{Cd}^{+2} \rightarrow \text{Cd}^0$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
$$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}.$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:
$$\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$

№13

- 1 Определите степень окисления йода в соединениях: KIO_3 , I_2 , HI .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: NiCl_3 , H_2S , MnO_3 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $(\text{NO}_3)^- \rightarrow \text{NO}$; $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
$$\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}.$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:
$$\text{Zn} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$

№14

- 1 Определите степень окисления свинца в соединениях: PbO_2 , PbS , Na_2PbO_2 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: NaBr , KClO_4 , MnO_2 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}$; $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
$$\text{CuS} \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{S}^0.$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:
$$\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$

№15

- 1 Определите степень окисления мышьяка в соединениях: H_3AsO_4 , Mg_3As_2 , Na_3AsO_3 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: HAuCl_4 , H_2SO_3 , SO_2 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$; $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:
$$\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}.$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР
$$\text{SnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4) + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$

№16

- 1 Определите степень окисления брома в соединениях: KBrO_3 , HBr , Br_2 .
- 2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем: FeCl_3 , MnO_2 , Cr_2O_3 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$; $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{-2}$?
- 4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной:

$$\text{CaO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4,$$

$$3\text{NaClO} \rightarrow \text{NaClO}_3 + 2\text{NaCl}?$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР

$$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}.$$

№17

- 1 Определите степень окисления кобальта в соединениях: Co_2O_3 , CoCl_2 , $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.
- 2 Какие из указанных веществ могут быть и восстановителями и окислителями: HNO_2 , HNO_3 , NO , NH_4OH .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^-$; $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$?
- 4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной:

$$\text{PbS} + \text{CuO} \rightarrow \text{PbO} + \text{SO}_2 + \text{Cu},$$

$$\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{NaSiO}_3?$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}.$$

№18

- 1 Определите степень окисления серы в соединениях: As_2S_3 , Na_2SO_3 , SO_2 .
- 2 Какие из указанных веществ могут быть и восстановителями и окислителями: HMnO_4 , MnSO_4 , KNO_2 , FeCl_2 .
- 3 Какой процесс происходит при переходе:

$$(\text{PO}_3)^{-3} \rightarrow (\text{PO}_4)^{-3}; (\text{ClO}_3)^- \rightarrow (\text{ClO}_2)^-?$$
- 4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной:

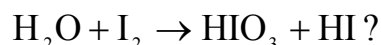
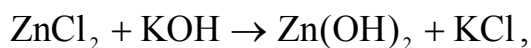
$$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4,$$

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}?$$
- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:

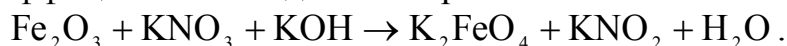
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}.$$

№19

- 1 Определите степень окисления хрома в соединениях: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , Cr_2O_3 .
- 2 Какие из указанных веществ могут быть и восстановителями и окислителями: As_2O_3 , H_3AsO_4 , N_2O .
- 3 Какой процесс происходит при переходе: $(\text{MnO}_4)^- \rightarrow (\text{MnO}_4)^{-2}$; $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$?
- 4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР



№20

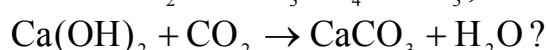
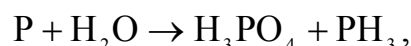
1 Определите степень окисления меди в соединениях: CuI, CuSO₄, Cu₂O.

2 Какие из указанных веществ могут быть и восстановителями и окислителями:

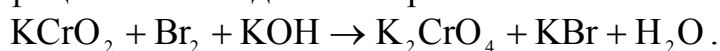


3 Какой процесс происходит при переходе: $\text{NO}_2 \rightarrow (\text{NO}_2)^-$; $(\text{NH}_4)^+ \rightarrow \text{N}_2$?

4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



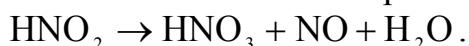
№21

1 Чем отличаются окислительно-восстановительные реакции от других химических реакций? Дайте мотивированный ответ.

2 Учитывая степень окисления азота в соединениях NH₃, HNO₂, HNO₃ определите молекулу вещества, способного быть окислителем и восстановителем.

3 Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: H₂S и HI?

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№22

1 Почему металлы обладают только восстановительными свойствами? Дайте мотивированный ответ.

2 Учитывая степень окисления серы в соединениях H₂S, H₂SO₃, H₂SO₄ определите молекулу вещества, способного быть окислителем и восстановителем.

3 Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: H₂SO₃ и HClO₄?

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:

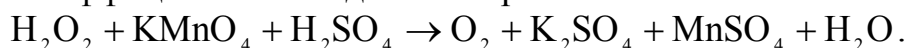


№23

- 1 В каких случаях сложные вещества могут быть и окислителями и восстановителями? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Учитывая степень окисления марганца в соединениях MnO_2 , KMnO_4 , Mn_2O_3 определите молекулу вещества, способного быть окислителем и восстановителем.
- 3 Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: H_2S и H_2SO_3 ?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:

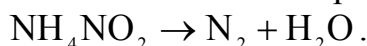


- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№24

- 1 Для каких сложных веществ характерны только окислительные свойства?
- 2 Определите окислитель, восстановитель и какие процессы происходят в реакции: $\text{Fe}^{+3} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{S} + \text{Fe}^{+2}$.
- 3 Какая из следующих реакций: а) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$;
б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$; является окислительно-восстановительной.
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:

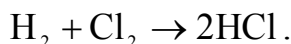


- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:

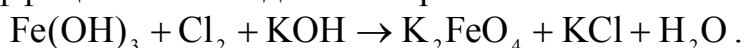


№25

- 1 Почему металлы обладают только восстановительными свойствами, а неметаллы – двойственными свойствами? Дайте мотивированный ответ.
- 2 В каком из указанных процессов происходит окисление: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}$; $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_3^-$; $\text{SO}_3^{-2} \rightarrow \text{S}^{-2}$.
- 3 Какая из следующих реакций: а) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{NaCl}$;
б) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ является окислительно-восстановительной?
- 4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



- 5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



8 Химические свойства металлов

Металлы обладают рядом общих свойств. В обычных условиях металлы, за исключением ртути, – твердые непрозрачные вещества, обладающие металлическим блеском. Все металлы – хорошие проводники теплоты и электрического тока.

Специфические свойства, присущие металлам, обусловлены строением их атомов. Имея на внешнем энергетическом уровне небольшое число (1-3) электронов и стремясь принять более устойчивое состояние, атомы металлов сравнительно легко отдают при химических реакциях эти электроны, образуя положительно заряженные ионы. В узлах их металлической (пространственной) решетки располагаются ионы и атомы металлов. Между узлами находятся электроны, не принадлежащие каким-либо определенным атомам. В кристалле металла существует равновесие:



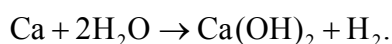
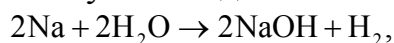
В химическом отношении металлы отличаются от неметаллов тем, что в соединениях они проявляют только положительные степени окисления, т. к. при химических реакциях выступают в роли восстановителей.

Восстановительная способность атомов металлов определяется их энергией ионизации.

В главных подгруппах периодической системы элементов по направлению сверху вниз, в связи с возрастанием радиуса атомов, энергия ионизации уменьшается и усиливаются восстановительные свойства атомов металлов.

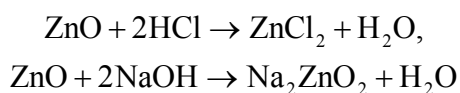
Атомы элементов одного и того же периода имеют одинаковое количество электронных слоев. Однако ввиду возрастания заряда ядра от элемента к элементу, слева направо, электронные слои все сильнее притягиваются к ядру и радиусы атомов уменьшаются. С уменьшением радиуса атома энергии ионизации увеличиваются, поэтому восстановительная способность металлов ослабляется.

Важным химическим свойством металлов является отношение их к воде. Наиболее активные металлы (щелочные и щелочноземельные) даже при обычных условиях взаимодействуют с водой.

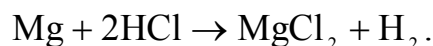


Магний взаимодействует с водой при нагревании, цинк – при накаливании с водяным паром, железо – при еще более сильном накаливании.

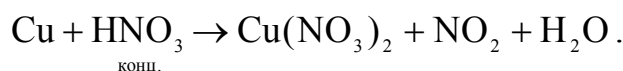
Все металлы, за исключением инертных, образуют соединения с кислородом. Кислородные соединения металлов с постоянной валентностью, например: кальция, магния и других представляют собой основные окислы. Исключения составляют бериллий, цинк, алюминий, олово, свинец и некоторые другие металлы, образующие амфотерные окислы, которые обладают одновременно свойствами основных и кислотных окислов. При взаимодействии таких окислов как с кислотами, так и со щелочами получаются соли:



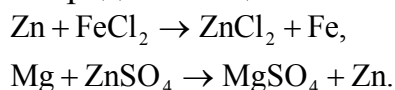
Многие металлы способны взаимодействовать с кислотами. Состав продуктов и скорость растворения металлов в кислотах зависит от свойств кислот, их концентрации, от активности металлов, температуры и других факторов. При действии разбавленной кислоты на металл роль окислителя играют ионы водорода:



Если металл взаимодействует с концентрированной кислотой в роли окислителя выступают анионы кислотного остатка. В серной кислоте SO_4^{2-} , в азотной – NO_3^- :



О степени активности металлов можно судить по значениям их нормальных электродных потенциалов. Чем меньше алгебраическая величина нормального электродного потенциала металла, тем больше его химическая активность. Ряд напряжений позволяет сделать вывод, что каждый металл способен вытеснять из растворов солей все металлы стоящие после него. Сам же он может быть вытеснен впереди стоящим металлом.



Вопросы для самоконтроля

- 1 Как изменяется активность металлов в группе сверху вниз?
- 2 Назовите металлы, проявляющие амфотерные свойства периоде слева направо?
- 3 Как изменяется радиус атомов металлов в периоде слева направо?
- 4 Ионы какого металла Cu^{+2} , Zn^{+2} , Cr^{+3} обладают более сильными окислительными свойствами?

Контрольные задания

№1

- 1 Как изменяются химические свойства элементов с увеличением порядкового номера в пределах одного периода? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Для каких металлов характерна пассивация под действием концентрированной азотной кислоты: Cr, Mg, Ba, Fe?
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать алюминий: CuSO_4 , FeCl_3 , KI, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, AuCl_3 .

№2

- 1 Что называется энергией ионизации? Как изменяется эта величина в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента?
- 2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: Na, Al, Mg, Be.
- 3 Закончите уравнения реакций:



№3

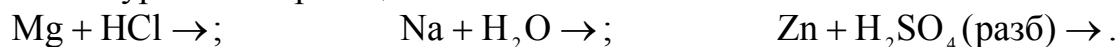
- 1 Как изменяется окислительная способность данных соединений марганца в ряду:



- 2 Для какого металла характерна пассивация под действием воды: Fe, Au, K, Pt?
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать железо (II): NaCl, AlCl_3 , AgNO_3 , NiSO_4 , CuCl_2 .

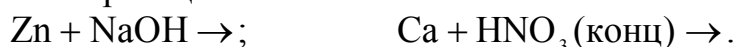
№4

- 1 Как изменяется активность металлов сверху вниз в группе? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: Zn, K, $\text{Cr}^+(\text{III})$, Ca?
- 3 Закончите уравнения реакций:



№5

- 1 Как изменяется окислительная способность данных соединений марганца в ряду: $\text{CrO} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_3$?
- 2 С каким из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать магний: AlCl_3 , NaI, CaCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?
- 3 Закончите уравнения реакций:



№6

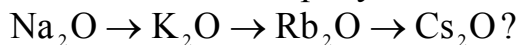
- 1 Что является мерой металлических и неметаллических свойств элементов?
- 2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: Ca, Sn, Ag, Pb?

3 Закончите уравнения реакций:



№7

1 Как в данном ряду оксидов изменяется их основной характер:



2 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать никель: MgCl_2 , CuCl_2 , NaNO_3 , FeSO_4 ?

3 Закончите уравнения реакций:



№8

1 Как изменяется активность металлов в группе снизу вверх для элементов «d» семейства. Ответ подтвердите примерами.

2 Для какого металла характерна пассивация под действием концентрированной серной кислоты: K, Ni, Mg, Cu.

3 Закончите уравнения реакций:



№9

1 Как изменяется сродство к электрону и радиус атомов с увеличением порядкового номера элемента в пределах одного периода?

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: Cr(III), Au, Zn, Fe?

3 С каким из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать цинк: CdCl_2 , AlCl_3 , NiSO_4 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 ?

№10

1 Гидроксид какого из S-элементов проявляет амфотерные свойства: LiOH, NaOH, Be(OH)₂, Ca(OH)₂?

2 С каким из перечисленных веществ реагирует концентрированная азотная кислота: Mg, SO₂, Cu, H₂SO₄, I?

Напишите уравнения реакций.

3 Закончите уравнения реакций:



№11

1 Какой из металлов: K, Cu, Ca является наиболее сильным восстановителем. Дайте мотивированный ответ.

2 Оксиды каких металлов проявляют амфотерные свойства: FeO, Cr₂O₃, Na₂O, ZnO.

3 Закончите уравнения реакций:



№12

- 1 Ионы какого металла Sn^{+2} , Na^+ , Cu^{+2} , Ca^{+2} обладают более сильными окислительными свойствами? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Как в данном ряду оксидов изменяется их основной характер: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$?
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать кадмий: SnI_2 , KCl , MgCl_2 , CuSO_4 , AgNO_3 ?

№13

- 1 Как изменяется радиус атомов металлов в периоде слева направо. Как при этом изменяются свойства элементов. Дайте мотивированный ответ.
- 2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: Pb , K , Fe , Zn ?
- 3 Закончите уравнения реакций:
 $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$.

№14

- 1 Как изменяются свойства р-элементов в пределах подгруппы с увеличением порядкового номера? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Какой из оксидов является основным: Mn_2O_7 , CrO_3 , FeO , Cl_2O_7 ?
- 3 Закончите уравнения реакций:
 $\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow$; $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow$.

№15

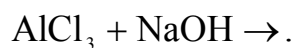
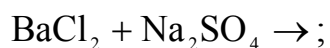
- 1 В какой среде – кислой, нейтральной щелочной наиболее выражены окислительные свойства марганца: (VII).
- 2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: Ca , Sn , Ag , Pb ?
- 3 Объясните на примерах отношение металлов к серной кислоте:
 $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб) \rightarrow ; $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) \rightarrow ; $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб) \rightarrow .

№16

- 1 Какой из элементов третьего периода является более сильным восстановителем? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Для каких металлов характерна пассивация под действием концентрированной серной кислоты: Ca , Pb , Co , Mg .
- 3 Закончите уравнения реакций:
 $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$; $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$.

№17

- 1 Что называется сродством к электрону. Как изменяется эта величина в главных подгруппах периодической системы с увеличением порядкового номера элемента?
- 2 Напишите возможные уравнения реакций взаимодействия кадмия, ртути, цинка с разбавленной серной кислотой.
- 3 Закончите уравнения реакций:



№18

- 1 Ионы какого металла Ca^{+2} , Ni^{+2} , Mg^{+2} , обладают более сильными окислительными свойствами? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Для какого металла характерна пассивация под действием концентрированной азотной кислоты: Cu, Al, Ba, Au?
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать кобальт: NiCl_2 , K_2SO_4 , AgNO_3 , MnSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?

№19

- 1 Как изменяются свойства d-элементов в пределах подгруппы с увеличением порядкового номера? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Гидроксид какого металла является амфотерным: NaOH, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$?
- 3 Закончите уравнения реакций:
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ; \quad \text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow ; \quad \text{ZnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow .$$

№20

- 1 Какой из металлов: K, Cu, Ca является наиболее сильным восстановителем. Дайте мотивированный ответ.
- 2 Как изменяются основные свойства гидроксидов металлов главной подгруппы второй группы в ряду: $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$?
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать цинк: FeCl_2 , NaNO_3 , NiSO_4 , KCl.

№21

- 1 Какой из оксидов марганца является основным: MnO, Mn_2O_7 , MnO_3 ?
- 2 Для каких металлов характерна пассивация под действием концентрированной серной кислоты: K, Pb, Cu, Ni.
- 3 Напишите возможные уравнения реакций, расставьте коэффициенты:
$$\text{Zn} + \text{AuCl}_3 \rightarrow ; \quad \text{CaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow ; \quad \text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{конц}) \rightarrow .$$

№22

- 1 Какой из металлов: K, Al, Cr более активно взаимодействует с кислородом? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Гидроксид какого металла будет взаимодействовать со щелочью: CuSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCl, MgCl_2 ? Напишите уравнение реакции.
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать магний: CrCl_3 , BaCl_2 , K_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.

№23

- 1 Для какого металла характерна пассивация под действием воды: K, Mg, Zn, Cd? Дайте мотивированный ответ.

- 2 Как изменяются основные свойства хрома в данном ряду:
 $\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}$?
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать алюминий: FeSO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 .

№24

- 1 В каком из соединений – KCl или AgCl – химическая связь имеет более ковалентный характер? Чем это можно объяснить?
- 2 Чем объяснить различия в свойствах элементов главной и побочной подгрупп первой группы?
- 3 Напишите уравнения реакций взаимодействия меди с разбавленной (1:2) и концентрированной азотной кислотой. Почему медь не растворяется в соляной кислоте?

№25

- 1 Как изменяется радиус и потенциал ионизации атомов щелочных металлов с ростом порядкового номера элемента? Дайте мотивированный ответ.
- 2 Какие из перечисленных металлов проявляют пассивные свойства к воде: Cu , Pt , K , Au .
- 3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать марганец: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , ZnCl_2 , AlCl_3 .

9 Гальванические элементы

Устройства, преобразующие химическую энергию в электрическую, называются гальваническими элементами. В гальванических элементах реакции окисления и восстановления протекают при отсутствии непосредственного контакта между реагирующими веществами, и переход электронов осуществляется с помощью металлического проводника, соединяющего окислитель и восстановитель.

Механизм действия гальванических элементов тесно связан с особенностями кристаллической структуры металлов.

Как известно, в узлах кристаллической решетки металлов находятся ионы. При погружении металлической пластинки в воду ионы ее поверхностного слоя под действием полярных молекул воды открываются и переходят в гидратированном состоянии в водную среду (рисунок 1).

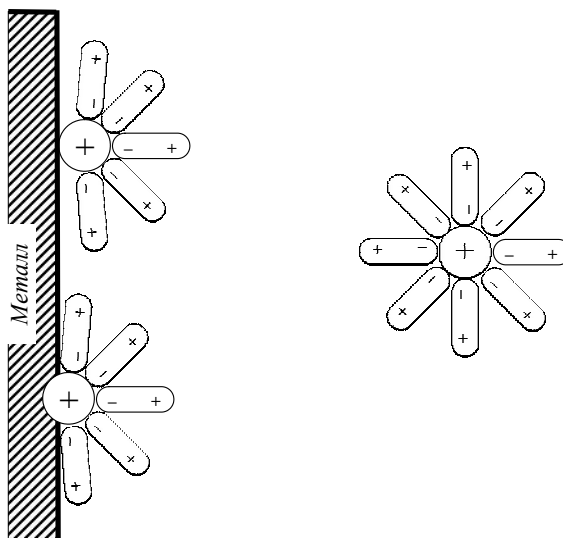
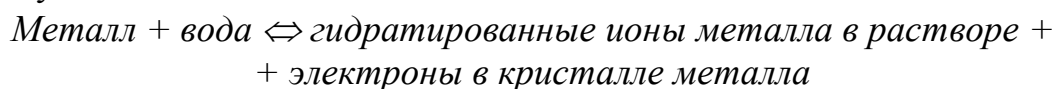


Рисунок 1 – Схема взаимодействия ионов поверхностного слоя металла с молекулами воды

Вследствие этого раствор в непосредственной близости к пластинке заряжается положительно. Переход ионов металла в воду создает в самом металле избыток свободных электронов, придающих пластинке отрицательный заряд.

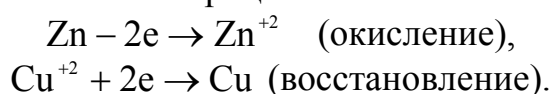
Благодаря возникновению на металлической пластинке отрицательного заряда она начинает притягивать обратно из воды положительно заряженные ионы. Поэтому при погружении металла в воду весьма быстро наступает равновесие, при котором количество ионов, переходящих в единицу времени с пластинки в раствор, становится равным количеству ионов, возвращающихся на пластинку:



Между металлом и окружающей его водной средой создается некоторая разность потенциалов, которую принято называть электронным потенциалом металла.

Металлы отличаются друг от друга своей способностью посылать ионы в водную среду; поэтому при погружении различных металлов в воду величины возникающих потенциалов различны.

Рассмотрим систему, в которой два металла (Zn и Cu) в виде пластинок погружены в растворы солей $ZnSO_4$ и $CuSO_4$. Растворы солей отделены пористой перегородкой. Цинк, как более активный металл, посылает в раствор соли ионы Zn^{+2} ; ионы меди в этих условиях адсорбируются на медной пластинке. Поэтому цинковая пластинка заряжается отрицательно, а медная положительно. При соединении обоих пластинок (электродов) проводником электроны переходят от цинка к меди. В результате происходят следующие окислительно-восстановительные процессы:



Суммарно, реакция происходящая в гальваническом элементе, выразится следующим образом:



Электрод на котором происходит процесс окисления, называется анодом (Zn), на котором процесс восстановления – катодом (Cu).

Через пористую перегородку происходит перемещение ионов из одного раствора в другой (рисунок 2).

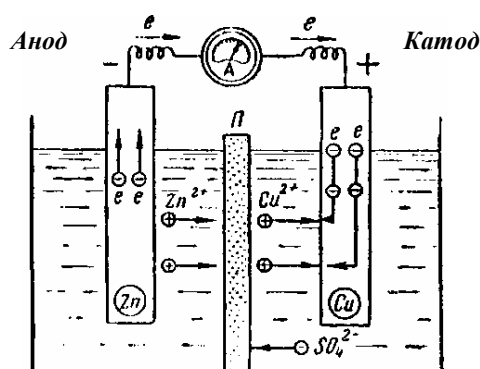


Рисунок 2 – Схема работы медно-цинкового гальванического элемента

Схематически гальванический элемент изображают таким образом:



Чтобы дать количественную характеристику химической активности какого-либо металла, надо построить гальванический элемент из нормального водородного электрода и испытуемого металла, погруженного в раствор своей соли с молярной концентрацией равной 1 моль/л.

Разность потенциалов, возникающая в таком гальваническом элементе, называется нормальным (стандартным) электродным потенциалом металла.

ЭДС гальванического элемента (E) рассчитывают по формуле $E = E_k - E_a$, где E со значком «к» и «а» – электронные потенциалы катода и анода.

При погружении металлов в растворы солей с концентрацией ионов металлов отличающихся от стандартных (т. е. больше или меньше 1 моль/л), потенциал металла отличается от нормального. В этом случае его величину рассчитывают по формуле Нернста:

$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{0,058}{n} \lg C_{Me^{+n}},$$

где n – валентность металла;

C – концентрация ионов металла;

E^0 – нормальный потенциал металла.

Пример 1 – Вычислить E_{Al} , опущенного в раствор его соли с молярной концентрацией ионов металла равной 0,001 моль/л. Нормальный электродный потенциал алюминия равен $-1,66$ В. $E = -1,66 + \frac{0,058}{3} \cdot \lg 10^{-3} = -1,718$ В.

Пример 2 – Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их солей с концентрацией 1 моль/л. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и вычислите ЭДС.

Решение. $-Mg | Mg^{2+} || Zn^{+2} | Zn^+ \quad E_{Mg|Mg^{2+}}^0 = -2,37$ В, $E_{Zn|Zn^{2+}}^0 = -0,76$ В.

У магния меньший потенциал, чем у цинка, поэтому он является анодом, на котором происходит процесс окисления: $Mg - 2e \rightarrow Mg^{+2}$, цинк выполняет функцию катода, на котором протекает процесс восстановления.



Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов.

$$ЭДС = E_{Zn/Zn^{+2}}^0 - E_{Mg/Mg^{+2}}^0 = -0,76 - (-2,37) = 1,61$$
 В.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какой электрод в гальваническом элементе – восстановитель, какой – окислитель.
- 2 Каким условиям удовлетворяет стандартный водородный электрод.
- 3 Как производятся вычисления ЭДС гальванического элемента.
- 4 Какой гальванический элемент называется концентрационным.
- 5 Запишите электрохимические уравнения процессов, происходящих при работе гальванического элемента Якоби-Даниэля.

Контрольные задания

- 1 Вычислите электродный потенциал меди в растворе соли CuSO_4 с молярной концентрацией равной 0,01 моль/л.
- 2 Вычислите ЭДС хромо-никелевого гальванического элемента при стандартных условиях. Составьте схему элемента и напишите электронные уравнения электродных процессов.
- 3 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[\text{Pb}^{+2}] = [\text{Mg}^{+2}] = 0,01$ моль/л.
- 4 Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженного в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде. Рассчитайте ЭДС элемента при концентрации растворов солей $[\text{Zn}^{+2}] = 0,1$ моль/л, $[\text{Fe}^{+2}] = 0,01$ моль/л.
- 5 Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению $\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС данного элемента, если $[\text{Ni}^{+2}]$ моль/л; $[\text{Pb}^{+2}] = 0,0001$ моль/л.
- 6 Составьте схему концентрационного элемента при $[\text{Zn}^{+2}] = 0,01$ моль/л у одного электрода и $[\text{Zn}^{+2}] = 0,000001$ моль/л у другого электрода. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой – катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.
- 7 Составьте схему концентрационного элемента при $[\text{Ag}^+] = 0,1$ моль/л у одного электрода и $[\text{Ag}^+] = 0,001$ моль/л у другого электрода. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой-катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.
- 8 Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению: $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \Leftrightarrow \text{Fe}^{+2} + 2\text{Ag}$. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Рассчитывайте ЭДС данного элемента, если $[\text{Fe}^{+2}] = 0,01$ моль/л, $[\text{Ag}^+] = 0,001$ моль/л.
- 9 В каком направлении перемещаются электроны при работе гальванического элемента, составленного по следующей схеме: $\text{Ni}|\text{NiSO}_4|\text{CuSO}_4|\text{Cu}$. Выразите электронными уравнениями процессы, протекающие на электродах. Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях.
- 10 Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является анодом, а в другом – катодом. Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 11 Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых алюминий является анодом, а в другом – катодом. Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 12 В какой паре элементов Al-Zn или Al-Fe, следует ожидать наибольшей ЭДС и почему? Определите знаки электродов.
- 13 В какой паре элементов Ag-Cu или Ag-Al, следует ожидать наибольшей ЭДС и почему? Определите знаки электродов.

- 14 Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих на электродах данного гальванического элемента $\text{Cd}|\text{Cd}^{+2}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}$. Рассчитайте ЭДС при $[\text{Cd}^{+2}]=0,01$ моль/л, $[\text{Cu}^{+2}]=2$ моль/л.
- 15 Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих на электродах данного гальванического элемента $\text{Ag}|\text{Ag}^{+}||\text{Zn}^{+2}|\text{Zn}$. Рассчитайте ЭДС при $[\text{Ag}^{+}]=0,1$ моль/л, $[\text{Zn}^{+2}]=2$ моль/л.
- 16 В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи следующих гальванических элементов:
 а) $\text{Mg}|\text{Mg}^{+2}||\text{Pb}^{+2}|\text{Pb}$, б) $\text{Pb}|\text{Pb}^{+}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}$, если все растворы электролитов одномолярные. Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев? Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 17 В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи следующих гальванических элементов:
 а) $\text{Cu}|\text{Cu}^{+2}||\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$, б) $\text{Fe}|\text{Fe}^{+2}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}$, если все растворы электролитов одномолярные? Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев? Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 18 Можно ли составить такой гальванический элемент, во внешней цепи которого электроны перемещались бы от электрода с более положительным электродным потенциалом к электроду с более отрицательным потенциалом? Дайте мотивированный ответ.
- 19 Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе его соли, при концентрациях иона а) $[\text{Mg}^{+2}]=0,1$ моль/л, б) $[\text{Mg}^{+2}]=0,01$ моль/л.
- 20 Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 21 Составьте схему, напишите электронные уравнения электронных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы солей с концентрацией $[\text{Mg}^{+2}]=[\text{Cd}^{+2}]=1$ моль/л. Изменится ли величина ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л.
- 22 Составьте схему гальванического элемента, составленного из магниевых и медного электрода погруженных в растворы их солей с концентрацией $[\text{Mg}^{+2}]=0,001$ моль/л, $[\text{Cu}^{+2}]=0,1$ моль/л. Рассчитайте ЭДС элемента, напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 23 Укажите два металла, которые могут быть использованы в качестве анода гальванического элемента с серебряным катодом. Составьте схемы этих элементов и выразите электронными уравнениями процессы, происходящие на электродах.
- 24 В каком направлении перемещаются электроны при работе гальванического элемента, составленного по следующей схеме: $\text{Ni}|\text{NiSO}_4||\text{CuSO}_4|\text{Pt}$. Выразите электронными уравнениями процессы, протекающие на электродах.
- 25 Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих на электродах данного гальванического элемента $\text{Fe}|\text{Fe}^{+2}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}$. Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях и при концентрациях электролитов $[\text{Fe}^{+2}]=0,1$ моль/л, $[\text{Cu}^{+2}]=2$ моль/л.

10 Электролиз

Окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита называют электролизом. Этот процесс сопровождается превращением электрической энергии в химическую.

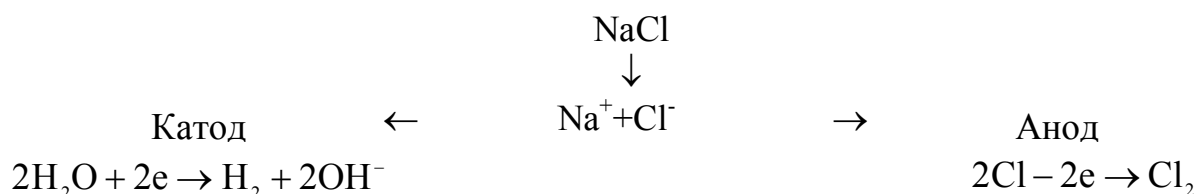
Ячейка для электролиза, называемая электролизером, состоит из двух электродов и электролита. Электрод, на котором идет реакция восстановления (катод), у электролизера подключен к отрицательному полюсу внешнего источника тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключен к положительному полюсу источника тока.

Рассмотрим в качестве примера электролиз водного раствора хлорной меди CuCl_2 . При пропускании тока находящиеся в растворе ионы Cu^{+2} и ионы Cl^- направляются к соответствующим электродам, на которых происходят окислительно-восстановительные процессы.



На основании значений нормальных электродных потенциалов металла, мы установили, что чем меньше алгебраическая величина потенциала металла, тем слабее окислительная способность его ионов, т. е. способность присоединять электроны и превращаться в нейтральные атомы. Нормальный потенциал воды равен $-0,414$ В. Следовательно, при пропускании электрического тока через водные растворы солей металлов, имеющих потенциал меньше $-0,414$ В на катоде должны восстанавливаться не ионы металла, а молекулы воды. Так, например, при электролизе водного раствора хлористого натрия на катоде восстанавливаются молекулы воды, а не ионы натрия.

Электролиз водного раствора NaCl можно записать следующим образом:

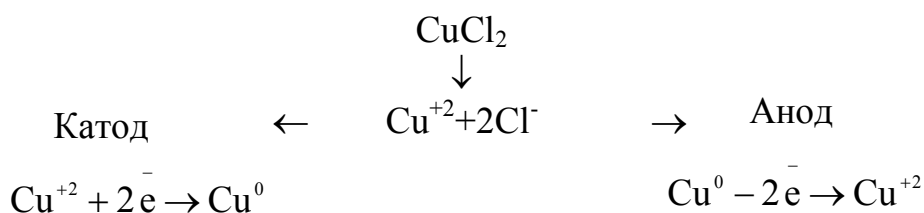


Необходимо знать, что молекулы воды восстанавливаются только при электролизе водных растворов солей очень активных металлов, расположенных в ряду напряжений от калия до алюминия включительно.

Процессы, происходящие у анода, зависят как от электролиза, так и от природы вещества, из которого сделан анод.

Различают два вида анодов – растворимые и нерастворимые.

Растворимые аноды – это такие электроды, которые в процессе электролиза разрушаются, т. е. переходят в раствор в виде ионов. Например, если пропускать ток через раствор хлорной меди CuCl_2 и в качестве анода взять медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде ионы хлора не разряжаются и, следовательно, выделение хлора не наблюдается. В этом случае происходит растворение самого анода, т. е. с анода медь в виде ионов Cu^{+2} переходит в раствор. Электролиз раствора CuCl_2 с медным анодом выражается следующей схемой:



Таким образом, электролиз раствора CuCl_2 с медным анодом сводится к переносу меди с анода на катод.

Электролиз с растворимым анодом применяется для получения металлов высокой чистоты, а также для покрытия одного металла плотным слоем другого.

Соотношения между количеством электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и количествами веществ, выделившихся на электролита, выражаются следующими законами Фарадея:

1 Закон. Весовое количество каждого вещества, восстановленного на катоде и окисленного на аноде, пропорционально количеству прошедшего электричества и химическому эквиваленту вещества.

2 Для восстановления на катоде и окисления на аноде одного моль эквивалента вещества через электролит должно пройти 96500 Кл электричества.

Закон Фарадея выражается следующей формулой

$$m = \frac{M\left(\frac{1}{zx}\right) \cdot Q}{F},$$

где m – количество восстановленного или окисленного вещества, г;

$M(1/zx)$ – молярная масса эквивалента, г/моль, вещества;

Q – количество электричества, Кл;

F – постоянная Фарадея.

Зная, что ток в 1 А соответствует прохождению 1 Кл в секунду, можно написать

$$m = \frac{M\left(\frac{1}{zx}\right) \cdot I \cdot t}{F},$$

где I – сила тока, А;

t – время прохождения тока, с.

Если время в условиях задачи дано в секундах, то постоянная Фарадея для расчетов используют равной 96500 Кл/моль, если в часах – 26,8 А·ч/моль.

Пользуясь математическим выражением закона Фарадея, можно производить различные расчеты.

Пример 1 – Ток в 10 А пропускали через раствор CuSO_4 в течение 2 часов. Рассчитать массу металла выделившегося на катоде.

Решение. Применяв формулу, производим вычисление:
$$m = \frac{31,77 \cdot 10 \cdot 2}{26,8} = 23,71 \text{ г.}$$

Пример 2 – Определить ток в амперах, зная, что при пропускании его в течение часа через раствор NaCl образовалось 20 г NaOH .

Решение. При электролизе водного раствора NaCl на катоде образуется водород, на аноде – хлор; одновременно в эквивалентном количестве в растворе накапливается NaOH .

По формуле Фарадея $m = \frac{M \left(\frac{1}{z_x} \right) \cdot I \cdot t}{F}$, рассчитываем ток в амперах:
$$I = \frac{20 \cdot 26,8}{40 \cdot 1} = 13,4 \text{ А.}$$

Пример 3 – Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Рассчитайте эквивалентную массу (молярную массу эквивалента) металла.

Решение. $M \left(\frac{1}{z_x} \right) = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 54,4 \text{ г/моль.}$

Вопросы для самоконтроля

- 1 Дайте определение электролиза.
- 2 Какие факторы определяют характер катодного и анодного процессов при электролизе водных растворов электролитов.
- 3 Почему щелочные металлы можно получить электролизом расплавов их солей и нельзя получить электролизом растворов этих же солей?
- 4 Какой анод называется инертным и какой активным?
- 5 Сформулируйте законы Фарадея.
- 6 Что называется выходом по току?
- 7 Укажите основные области применения электролиза в народном хозяйстве.

Контрольные задания

№1

- 1 Сколько разложится воды при пропускании через раствор серной кислоты тока 5 А в течение 1 часа?
- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $ZnCl_2$.
- 3 Какой ион Cu^{+2} , Co^{+2} , Ca^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№2

- 1 Вычислите объем хлора (н. у.) выделенного при электролизе током 10 А в течение 0,5 г.
- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH .
- 3 Какой ион Ni^{+2} , Fe^{+2} , Mg^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№3.

- 1 Вычислите время, необходимое для выделения 0,01 кг Fe из раствора $FeSO_4$ током 10 А.
- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $Fe(NO_3)_2$.
- 3 Какой ион Ag^{+2} , Pt^{+2} , Mn^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№4.

- 1 Через раствор едкого натрия пропускали ток силой 20 А. Определите время, необходимое для получения 0,12 м³ водорода; измеренного при нормальных условиях.
- 2 Магний получают электролизом расплавленного минерала KCl , $MgCl_2$, содержащего примесь соли железа. Почему следует обязательно очистить минерал от этой примеси?
- 3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе растворов солей $AgNO_3$, $MnCl_2$, $CoSO_4$. Ответ обоснуйте.

№5.

- 1 Определите ток в амперах, зная что при пропускании его в течение часа через раствор $NaCl$ образовалось 20 г $NaOH$.
- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе расплава $MgCl_2$.
- 3 При электролизе водных растворов каких солей на аноде будет происходить окисление молекул воды: K_2SO_4 , KCl , K_2S , K_3PO_4 . Ответ обоснуйте.

№6

- 1 Ток силой 0,8 А пропускали через раствор CuSO_4 в течение 30 мин. Определите количество меди, выделившейся на катоде.
- 2 Почему магний нельзя получить электролизом водного раствора его соли? Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора MgSO_4 .
- 3 Укажите порядок восстановления ионов металлов на катоде из расплава солей: AlCl_3 , CaCl_2 , ZnCl_2 .

№7

- 1 Сколько граммов воды разложится при электролизе раствора Na_2SO_4 при силе тока 7 А в течение 5 ч?
- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора NaNO_3 .
- 3 В какой последовательности разряжаются ионы металлов на катоде при электролизе смеси расплава солей: MgCl_2 , PbCl_2 , KCl . Ответ обоснуйте.

№8

- 1 Определите количество серебра, выделившегося на катоде, если через раствор AgNO_3 пропускали в течение 2 часов ток силой 2 А.
- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе расплава NiCl_2 .
- 3 Какой ион Zn^{+2} , Na^+ , Sn^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№9

- 1 Через водный раствор хлористого натрия пропускали ток силой 1 А в течение 2 часов. Определите количество выделившегося на аноде хлора.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора SnCl_2 .
- 3 Какой ион Mn^{+2} , Sd^{+2} , Ca^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№10

- 1 Определите, какой силы ток нужно пропускать через раствор Na_2SO_4 в течение 30 мин, чтобы получить 500 см^3 кислорода, измеренного при нормальных условиях.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора K_2SO_4 .
- 3 В какой последовательности разряжаются ионы металлов при электролизе смеси раствора солей: AuCl_3 , CuCl_2 , CrCl_3 . Ответ обоснуйте.

№11

- 1 Через раствор едкого натра пропускали ток силой 40 А. Определите время, необходимое для получения $0,1 \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при нормальных условиях.

- 2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
- 3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе растворов солей AgNO_3 , MnCl_2 , CoSO_4 . Ответ обоснуйте.

№12

- 1 При электролизе раствора FeSO_4 был пропущен ток силой 5 А в течение 15 мин. Рассчитайте какое количество железа выделится на электроде.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе расплава NaCl .
- 3 Какой ион Fe^{+2} , Co^{+2} , Be^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№13

- 1 Ток силой 0,4 А пропускали через раствор серной кислоты в течение 20 мин. Определите объем выделившегося водорода, измеренного при нормальных условиях.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе смеси растворов солей: CuSO_4 , ZnSO_4 , FeSO_4 . Ответ обоснуйте.

№14

- 1 Ток силой 2,5 А проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Рассчитайте эквивалентную массу металла.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора соли CaCl_2 .
- 3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе смеси расплава солей: NaCl , CrCl_3 , AlCl_3 . Ответ обоснуйте.

№15

- 1 Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе водного раствора CuCl_2 , если пропускать ток силой 5 А в течение одного часа.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе расплава соли BaCl_2 .
- 3 Какой ион K^+ , Ag^+ , Ni^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

№16

- 1 При пропускании тока силой 2 А в течение 1 ч 14 мин 24 с через водный раствор хлорида металла (II) на одном из графитовых электродов выделилось 2,94 г металла. Чему равна атомная масса металла, если выход по току 100 %, и что это за металл?

- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора CdSO_4 .
- 3 Раствор содержит ионы Fe^{+2} , Ag^+ , Bi^{+3} , в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе. Ответ обоснуйте.

№17

- 1 При электролизе сульфата натрия получили при н. у. 448 л водорода. Рассчитайте время протекания электролиза, если сила тока была 100 А.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе расплава MgCl_2 .
- 3 Раствор содержит ионы Ni^{+2} , Cu^+ , Pt^{+2} , в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе. Ответ мотивируйте.

№18

- 1 Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 6,7 ч, в результате чего выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н. у. Рассчитайте силу тока и количество осажденного цинка при выходе его по току 70 %.
- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора ZnCl_2 .
- 3 Расплав содержит ионы Ca^{+2} , Zn^{+2} , Mn^{+2} . В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе. Ответ мотивируйте.

№19

- 1 Найти объем водорода, измеренного при нормальных условиях, который выделяется при пропускании тока силой 3 А в течение 1 ч через водный раствор H_2SO_4 .
- 2 Неочищенная медь содержит примеси серебра и цинка. Что произойдет с этими примесями при электролитическом рафинировании меди?
- 3 Какой ион Si^+ или Sn^{+2} обладает большими окислительными свойствами? Почему. Дайте мотивированный ответ.

№20

- 1 За 10 мин раствора платиновой соли ток силой 5 А выделил 1,517 г Pt. Рассчитайте эквивалентную массу платины.
- 2 Никель в ряду напряжения стоит до водорода. Объясните, почему возможно электролитическое выделение никеля из водных растворов его солей.
- 3 Какой ион Ca^{+2} или Cu^{+2} обладает большими окислительными свойствами? Дайте мотивированный ответ.

№21

- 1 Электролиз раствора проводили с нерастворимыми электродами при силе тока 2,68 А в течение часа. Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся при н. у. веществ.

- 2 Составьте уравнение процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора NaNO_3 .
- 3 В какой последовательности будут разряжаться ионы при электролизе раствора, содержащего ионы: Pb^{+2} , Ag^+ , Cu^{+2} .

№22

- 1 Какую массу алюминия можно получить при электролизе расплава Al_2O_3 , если в течение одного часа пропускать ток силой 20000 А при выходе по току 85 %
- 2 Какие процессы протекают на электродах и какие вещества выделяются при электролизе раствора ZnCl_2 .
- 3 При электролизе растворов каких солей на катоде восстанавливается металл: CuCl_2 , AlCl_3 , AgNO_3 , CaCl_2 .

№23

- 1 При рафинировании меди током 25 А выделяется за 4 часа 112 г меди. Рассчитайте выход металла по току.
- 2 Составьте схему электролиза раствора NaPO_4 . Какие вещества выделяются на электродах.
- 3 Какой ион Zn^{+2} или Pb^{+2} обладает большими окислительными свойствами? Дайте мотивированный ответ.

№24

- 1 Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?
- 2 Составьте схему электролиза водного раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
- 3 В какой последовательности будут разряжаться ионы при электролизе расплава ZnCl_2 , FeCl_2 , AlCl_3 .

№25

- 1 Вычислите молекулярную массу эквивалента брома исходя из того, что при пропускании через раствор бромида тока силой 1,5 А в течение 10 мин 43 с на аноде выделяется 0,799 г брома.
- 2 Электролизу подвергаются растворы следующих солей: CaSO_4 , NaCl , AlCl_3 , CuCl_2 . При электролизе какой соли на электродах выделяются кислород и водород. Составьте схему процессов.
- 3 Какой ион Au^{+3} , Cu^{+2} , Mg^{+2} из смеси растворов восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза. Ответ обоснуйте.

11 Аккумуляторы

Приборы, которые служат для накопления химической энергии, превращаемой по мере необходимости в электрическую энергию, называются аккумуляторами.

Аккумуляторы отличаются друг от друга как химической природой электродов и электролита, так и своей конструкцией. Наибольшее практическое применение имеют следующие типы аккумуляторов: кислотные (свинцовые), щелочные (железо-никелевые, кадмиево-никелевые и серебряно-цинковые).

Свинцовый аккумулятор состоит из решетчатых свинцовых пластин, заполненных пастой, приготовляемой из окиси свинца PbO . Пластины погружаются в 25-30-процентный раствор серной кислоты ($\rho=1,18 - 1,22 \text{ г/см}^3$).

В результате взаимодействия окиси свинца с серной кислотой на поверхности пластин образуется слой труднорастворимого сульфата свинца (см. рисунок 3)

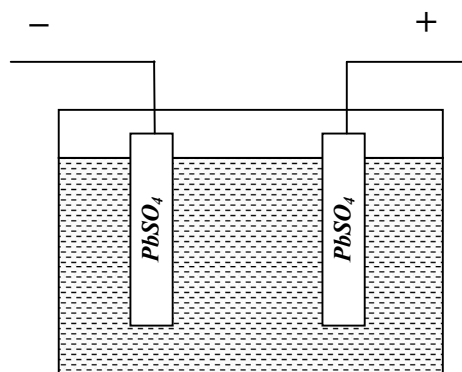
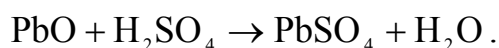
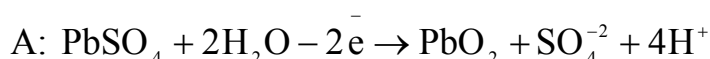
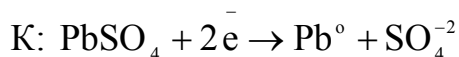


Рисунок 3 – Схема свинцового аккумулятора до зарядки

Чтобы накопить в аккумуляторе химическую энергию, надо его зарядить. Для этого одну из свинцовых пластин соединяют с отрицательным, а другую с положительным полюсами постоянного источника тока. При зарядке аккумулятора электрическая энергия превращается в химическую. Происходящие процессы электролиза можно выразить следующими уравнениями:



Как показывают приведенные уравнения, на катоде ионы Pb^{+2} присоединяют по 2 электрона и превращаются в атомы свинца. На аноде $PbSO_4$ превращается в PbO_2 . Образование PbO_2 объясняется тем, что ионы Pb^{+2} теряют по 2 электрона и превращаются в ионы Pb^{+4} .

Суммарное уравнение выражающее процесс зарядки аккумулятора записывается: $2PbSO_4 + 2H_2O \rightleftharpoons Pb^0 + PbO_2 + 2SO_4^{-2} + 4H^+$.

При зарядке аккумулятора через него пропускают электрический ток до тех пор, пока не начнется электролиз воды с энергичным выделением водорода на отрицательном электроде и кислорода на положительном электроде (так называемое «кипение» аккумулятора).

В результате зарядки аккумулятора на одном электроде образуется металлический свинец обладающий свойствами восстановителя, а на другом – диоксид свинца, обладающий свойствами окислителя (рисунок 4).

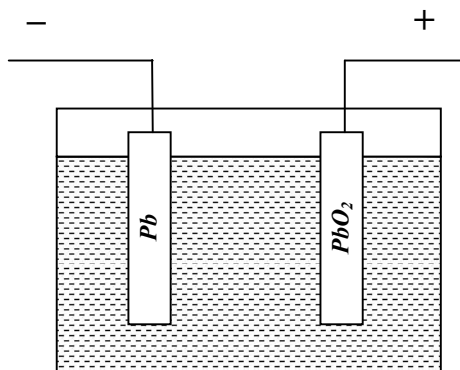


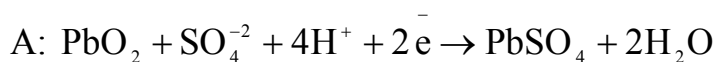
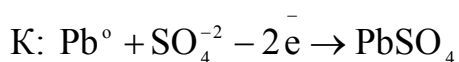
Рисунок 4 – Схема заряженного свинцового аккумулятора

Таким образом, электроды становятся различными по своей окислительно-восстановительной способности, и между ними появляется разность потенциалов. Иначе говоря, при зарядке аккумулятора образуется гальванический элемент:

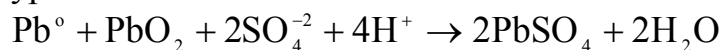


При соединении проводником пластин заряженного аккумулятора, начинается передвижение электронов от пластины, покрытой металлическим свинцом, к пластине, покрытой PbO_2 , т. е. возникает электрический ток. Этот процесс, называемый разрядкой аккумулятора, сопровождается превращением химической энергии в электрическую.

При разрядке аккумулятора на его электродах происходят следующие процессы:



Суммарное уравнение записывается:



Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие приборы называются аккумуляторами?
- 2 Какие типы аккумуляторов применяются в технике? Чем они отличаются друг от друга?
- 3 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке свинцового аккумулятора?

12 Коррозия металлов

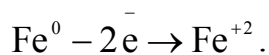
Коррозия – это самопроизвольное разрушение металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. При химической коррозии происходит прямое взаимодействие металла с окислителем окружающей среды. По условиям протекания коррозионного процесса различают: а) газовую коррозию – в газах и парах без конденсации влаги на поверхности металла, обычно при высоких температурах. Примером газовой коррозии может быть окисление металла кислородом воздуха, сернистого газа, сероводорода и др.; б) коррозию в неэлектролитах – агрессивных органических жидкостях. С химической коррозией приходится встречаться сравнительно редко. Чаще причиной разрушения металлов является электрохимическая коррозия.

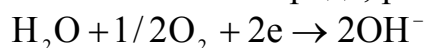
Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих проводимость. При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя. Электрохимическая коррозия может протекать: а) в электролитах – в водных растворах солей, кислот, щелочей, в морской воде; б) в атмосфере любого влажного газа; в) в почве.

Чистые металлы практически не подвергаются коррозии. Однако, металлы, применяемые в технике, всегда содержат примеси других металлов, отличающихся по активности. Поэтому при соприкосновении с раствором электролита образуется непрерывно работающий гальванический элемент, в котором более активный металл подвергается разрушению.

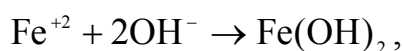
Особенно распространенным видом коррозии металла является атмосферная коррозия, которая также сводится к электрохимической. Например, при контакте железа с медью, находящихся во влажном воздухе, возникает гальванический элемент, в котором отрицательным электродом служит железо, а положительным – медь. В результате работы такого гальванического элемента железо разрушается, т. к. оно непрерывно посылает электроны к меди и одновременно ионы Fe^{+2} переходят в раствор электролита:



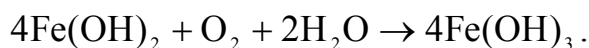
Благодаря поступлению электронов на поверхности положительного электрода происходит восстановление кислорода, растворенного в электролите:



В растворе электролита ионы Fe^{+2} соединяются с ионами OH^- , образуя гидроксид железа (II):



который окисляется кислородом воздуха и превращается в гидроксид железа (III):



Различают несколько форм коррозии, из которых наиболее часто встречаются: равномерная, местная и межкристаллитная.

Равномерной называется коррозия, распространяющаяся по всей поверхности металла (рисунки 5-8).



Рисунок 5 – Равномерная коррозия



Рисунок 6 – Местная коррозия

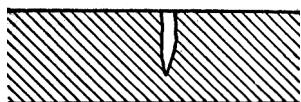


Рисунок 7 – Образование в металле язвы при местной коррозии

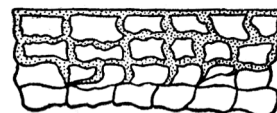


Рисунок 8 – Межкристаллитная коррозия

При местной коррозии подвергаются разрушению отдельные участки поверхности металла. Иногда местная коррозия приводит к образованию в металле язвы и даже сквозного отверстия, поэтому местная коррозия более опасный вид коррозии, чем равномерная.

Еще более опасна межкристаллитная коррозия, которая распространяется вдоль границ кристаллов, составляющих металл. Продукты коррозии оказываются в этом случае включенными внутрь металла, вследствие чего ослабляются связи между кристаллами, что влечет за собой ухудшение механических свойств металла.

12.1 Защита металлов от коррозии

Мировые потери металла связанные с коррозией, составляют десятки миллионов тонн в год. Поэтому вопросы защиты металлов от коррозии имеют большое народнохозяйственное значение.

Методы защиты металлов от коррозии очень разнообразны, назовем некоторые из них.

12.1.1 Изменение состава среды.

Защита металла достигается удалением вредных примесей из окружающей среды. Примером может служить удаление растворенного кислорода из воды, питающей паровые котлы, что значительно удлиняет срок их службы.

Для замедления коррозии металлов, соприкасающихся с кислотами, применяют вещества, которые называются замедлителями кислотной коррозии, или ингибиторами. В отличие от пассиваторов, вступающих в реакцию с металлами, ингибиторы не реагируют с ними, а адсорбируются на них и препятствуют процессу растворения металла в кислоте.

12.1.2 Защитные покрытия. Основным методом борьбы с коррозией является изоляция металла от агрессивной среды с помощью различных покрытий. Часто для защиты металла покрывают его другим металлом. Если покрывающий металл более активный, чем покрываемый металл то такое покрытие называется анодным. При контакте с внешней средой, анодное покрытие разрушается. Менее активные покрывающие металлы создают так называемые катодные покрытия.

Применяются также методы защиты от коррозии, основанные на химическом изменении поверхности металла. Эти методы сводятся к тому, что металл обрабатывается веществами, вступающими с ним в химическую реакцию. На поверхности металла образуется при этом защитная пленка. С этой целью используются оксиды защитные пленки – оксидирование. Обработка металла солями фосфорной кислоты – фосфатирование и т. д.

Часто защита металла от коррозии достигается нанесением на его поверхность слоя эмали, краски, лаков.

12.1.3. Электрохимические методы защиты.

Сущность этих методов заключается в том, что вся поверхность, подлежащего защите металлического сооружения, искусственно делается катодом. Это достигается присоединением защищаемого сооружения к катоду внешнего источника постоянного тока. Такая защита называется катодной.

При катодной защите в качестве анода применяют металлический лом, который в этих случаях подвергается разрушению, предохраняя тем самым от коррозии защищаемое сооружение.

Разновидностью электрохимической защиты металлов от коррозии является так называемая протекторная защита. Она заключается в том, что к защищаемой металлической конструкции прикрепляют пластины металла, более активного чем металл защищаемой конструкции. Более активный металл называется протектором (рисунок 9).

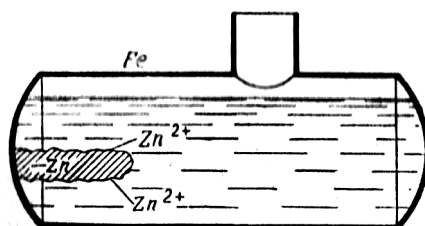


Рисунок 9 – Принцип протекторной защиты от коррозии

Электрохимические методы применяются для защиты металлических конструкций, находящихся в водной среде или почве (трубопроводы, кабели, сваи и др.)

12.1.4. Применение сплавов (легирование металлов).

Методы защиты, связанные с изменением свойств корродирующего металла, осуществляются при помощи легирования. Легирование –

эффективный метод повышения коррозионной стойкости металлов. При легировании в состав сплава вводят компоненты, вызывающие пассивирование металла. В качестве таких компонентов применяются хром, никель, молибден, вольфрам и др. Широкое применение получило легирование для защиты от газовой коррозии. При этом используют сплавы, обладающие высокой жаростойкостью и жаропрочностью.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Дайте определение коррозии металлов.
- 2 В чем сущность электрохимической коррозии.
- 3 какой участок подвергающегося коррозии металла называется анодом, а какой – катодом?
- 4 Как влияет рН среды на коррозию металла.
- 5 Каковы важнейшие методы защиты металлов от коррозии.
- 6 На чем основано применение замедлителей кислотной коррозии (ингибиторов)?
- 7 Какой тип коррозии возникает в соплах реактивного двигателя с внутренней стороны.
- 8 Цинк покрыт медью. Что будет окисляться при коррозии в случае нарушения покрытия?

Контрольные задания

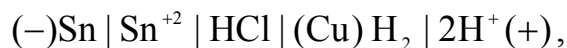
- 1 Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
- 2 Какое покрытие называется анодным. Приведите пример анодного покрытия железа и составьте электронные уравнения процессов, происходящих при коррозии в кислотной среде, когда нарушена целостность покрытия.
- 3 В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
- 4 В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую никелем. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интереснее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.
- 5 Если на стальной предмет нанести каплю воды, то коррозии подвергается средняя, а не внешняя часть смоченного металла. После высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем это можно объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным и какой катодным? Составьте уравнения соответствующих процессов.
- 6 Какое покрытие металла называется катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для катодного покрытия железа.

Составьте уравнения катодного и анодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью во влажном воздухе.

- 7 Железное изделие покрыли цинком. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия в соляной кислоте.
- 8 Какое из покрытий, анодное или катодное эффективнее защищает покрываемый металл от коррозии? Составьте уравнения процессов, происходящих при коррозии в случае нарушения целостности: а) анодного; б) катодного покрытий.
- 9 В раствор электролита опущены: а) железная пластинка; б) железная пластинка, частично покрытая никелем. В каком случае процесс протекает интенсивнее? Дайте мотивированный ответ.
- 10 Объясните, почему в атмосферных условиях цинк корродирует, а золото не корродирует. Дайте мотивированный ответ. Напишите процессы протекающие при коррозии цинка.
- 11 Составьте уравнения процессов, происходящих при коррозии технического железа, погруженного: а) в воду, б) в раствор кислоты.
- 12 В раствор электролита опущена пластинка: а) меди, б) меди, частично покрытой оловом. В каком случае процесс коррозии протекает интенсивнее? Дайте мотивированный ответ.
- 13 Почему при контактировании железных изделий с алюминиевыми, железные изделия подвергаются более интенсивной коррозии, хотя алюминий имеет меньшую величину стандартного потенциала.
- 14 Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе.
- 15 Какой металл может служить протектором при защите железа от коррозии в водном растворе с $\text{pH}=10$ в контакте с воздухом? Напишите уравнения реакций протекающих процессов.
- 16 Возможна ли коррозия олова в водном растворе с $\text{pH}=6$ при контакте с воздухом. При каких значениях pH возможна коррозия с выделением водорода?
- 17 Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите металлы, которые можно использовать для анодного и катодного покрытия железа во влажном воздухе.
- 18 Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислую среду. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.
- 19 Олово спално с серебром. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в щелочную среду. Ответ обоснуйте.
- 20 Железо покрыто хромом. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя покрытия в атмосфере промышленного района (влажный воздух содержит CO_2 , H_2O , SO_2 и др.). Составьте схему

процессов, происходящих на электродах образующегося гальванического элемента.

- 21 Медь покрыта оловом. При нарушении оловянного покрытия работает гальванический элемент:



который дает ток силой 7,5 А. Какая масса олова растворится и сколько литров водорода (н.у.) выделится на медном катоде за 25 мин?

- 22 Что называется электрохимической защитой? Объясните механизм электрохимической защиты металлов. Какие виды электрохимической защиты вы знаете?
- 23 Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако, при прикосновении к цинку медной палочкой на последней начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.
- 24 Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе.
- 25 Почему железо, частично покрытое хромом корродирует, хотя хром имеет более отрицательный электродный потенциал, чем железо? (На поверхности хрома имеется прочная оксидная пленка, значительно повышающая стандартный потенциал хрома. При контакте с электролитом образуется гальваническая пара (-) Fe|H₂O, O₂/оксидная пленка (+), в которой железо, является анодом, подвергается коррозии.

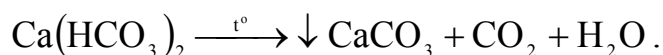
13 Жесткость воды

Природная вода, содержащая большое количество растворимых солей кальция и магния, называется жесткой водой.

Различают жесткость карбонатную и некарбонатную. Карбонатная жесткость обусловлена содержанием в воде гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и гидрокарбоната магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Некарбонатная жесткость обусловлена наличием хлоридов и сульфидов кальция и магния.

Гидрокарбонаты кальция и магния находятся в растворе только в присутствии углекислого газа. Повышение концентрации углекислого газа в растворе смещает равновесие влево, т. е. в сторону образования гидрокарбоната; понижение концентрации углекислого газа приводит к превращению гидрокарбоната в карбонат.

Так как растворимость газов понижается с повышением температуры, то при кипячении жесткой воды из нее выделяется углекислый газ и гидрокарбонаты переходят в труднорастворимые карбонаты, выпадающие в осадок:



Поэтому карбонатную жесткость называют временной, или устранимой, а жесткость не устранимую кипячением воды – постоянной жесткостью.

Сумма карбонатной и некарбонатной жесткостей составляет общую жесткость воды.

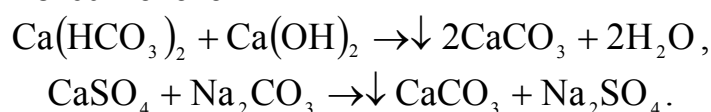
Жесткость воды выражают числом миллимоль – эквивалентов ионов Ca^{+2} и Mg^{+2} , содержащихся в литре воды.

Жесткость воды может колебаться в широких пределах. По величине жесткости вода характеризуется следующим образом:

- до 4 ммоль – экв/л – мягкая;
- от 4 до 8 ммоль – экв/л – средней жесткости;
- от 8 до 12 ммоль – экв/л – жесткая;
- > 12 ммоль – экв/л очень жесткая.

Жесткая вода непригодна для проведения многих технологических процессов, поэтому ее умягчают. Для этого используют методы, при которых ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} переводятся в практически нерастворимые соединения.

Как уже указывалось, карбонатная жесткость может быть устранена простым кипячением воды. На практике жесткость устраняют химическим способом, используя гашенную известь и соду, поэтому этот метод получил название – содово-известкового



Очень часто умягчение воды производят методом ионного обмена, сущность которого заключается в следующем (катиониты и аниониты).

Жесткую воду пропускают через катионит, (рисунок 10) обладающего способностью к обмену входящего в его состав катиона натрия на катионы, находящиеся в воде. Ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} поглощаются катионитом, а вместо них из катионита переходят в раствор ионы Na^+ .

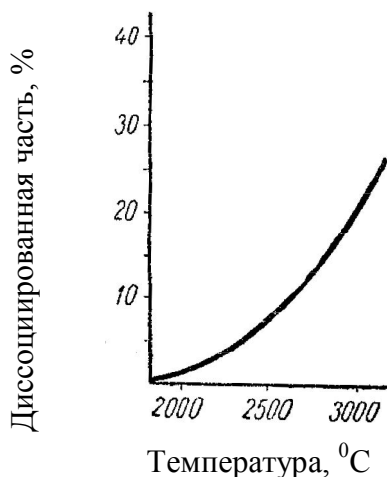
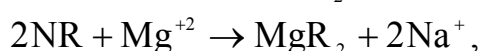
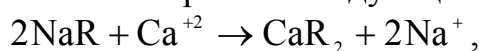


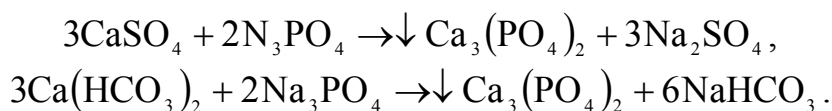
Рисунок 10 – Равновесие термической диссоциации воды (1 ат)

Реакцию схематически можно выразить следующим образом:



где R – анион катионита, имеющих сложный состав, отработанный катионит подвергают регенерации пропуская через него концентрированный раствор поваренной соли. Ионы Na^+ в этом случае вытесняют из катионита ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} . После этого катионит снова становится пригодным для работы.

Для предупреждения образования накипи очень часто в паровые котлы прибавляют антинакипины, переводящие ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} в легко удаляемый из котла осадок. Одним из лучших антинакипинов является фосфат натрия Na_3PO_4 , образующий труднорастворимые соли кальция и магния.



Пример 1 – На титрование 100 мл воды пошло 2,6 мл 0,1 н раствора хлороводородной кислоты. Вычислите временную жесткость воды.

Решение. Временную жесткость воды определяем по формуле

$$J_{\text{вр}} = \frac{V_{\text{к-ты}} \cdot N \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где N – нормальная концентрация кислоты.

Подставляем цифровые данные в формулу и рассчитываем жесткость воды.

$$ж_{вр} = \frac{2,6 \cdot 0,1 \cdot 1000}{100} = 2,6 \text{ ммоль-экв/л}$$

Пример 2 – Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Решение. В 1 л воды содержится $202,5 : 500 = 0,405 \text{ Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Далее определяем молярную массу эквивалента $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

$M_{\text{э}} = \frac{1}{2} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \frac{1}{2} \cdot 162 = 81 \text{ г/моль}$, что составляет:
 $0,405 : 81 = 0,005 \text{ моль-эквивалентов}$ или 5 ммоль-экв/л .

Пример 3 – Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м^3 воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 моль-экв/л .

Решение. Молярная масса CaSO_4 равна $136,14 \text{ мг/моль}$ молярная масса эквивалента равна $M_{\text{э}} = \frac{1}{2} \text{CaSO}_4 = \frac{1}{2} \cdot 136,14 = 68,07 \text{ мг/моль}$. В 1 м^3 воды с жесткостью $4 \text{ моль-эквивалента}$, содержится $4 \cdot 1000 = 4000 \text{ ммоль-экв}$, или $4000 : 68,07 = 272280 \text{ мг} = 272,28 \text{ г CaSO}_4$.

Пример 4 – Сколько граммов соды надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 5 ммоль-экв.л. ?

Решение. В 500 л воды содержится $500 \cdot 5 = 2500 \text{ ммоль-эквивалента}$ солей, обуславливающих жесткость воды. Для устранения жесткости следует прибавить $2500 : 53 = 132500 \text{ мг} = 132,5 \text{ г соды}$. (53 мг/ммоль – молярная масса эквивалента соды)

Приведенные задачи можно решать по формуле

$$ж = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V}$$

где m – масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости воды, мг;

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента этого вещества, мг/моль;

V – объем воды, л.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие соли обуславливают жесткость природной воды.
- 2 Какая жесткость воды, называется карбонатной и какая, некарбонатной.
- 3 Единицы измерения жесткости воды.
- 4 Укажите способы устранения жесткости.

Контрольные задания

№1

- 1 Определите жесткости воды, в 1 л которой содержится сульфат магния массой 240 мг.
- 2 Сколько граммов соды надо добавить к воде объемом 1 м^3 , чтобы устранить общую жесткость, равную 3 ммоль-экв/л.
- 3 При титровании воды объемом 100 мл израсходовано 5 мл 0,08 н раствора хлороводородной кислоты. Какова временная жесткость воды.

№2

- 1 Какова общая жесткость воды, содержащей 0,1947 г/л Ca^{+2} и 0,0442 г/л Mg^{+2} .
- 2 Какую массу гашенной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ надо прибавить в 2,5 л воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 4,43 ммоль/л.
- 3 На титрование 0,05 л образца воды израсходовано $4,8 \cdot 10^{-3}$ л 0,1 НСl. Чему равна карбонатная жесткость воды.

№3

- 1 Для умягчения 100 л воды потребовалось 12,72 г Na_2CO_3 . Чему равна жесткость воды.
- 2 Сколько граммов гидроксида кальция надо прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 ммоль/л.
- 3 При определении временной жесткости на титрование 0,1 л воды израсходовано $5,25 \cdot 10^{-3}$ л 0,101 НСl. Чему равна временная жесткость воды?

№4

- 1 Образец воды объемом 1 л содержит 48,6 мг гидрокарбоната кальция и 29,6 мг сульфата магния. Какое количество Ca^{+2} и Mg^{+2} содержится в 1 л образца воды? Чему равна общая жесткость воды?
- 2 Жесткость воды равна 3,5 ммоль/л. Какое количество соды Na_2CO_3 нужно прибавить к 3 м^3 воды для устранения жесткости.
- 3 Вычислите временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 мл этой воды, потребовалось 15 мл 0,1 н раствора НСl.

№5

- 1 Рассчитайте временную жесткость воды, в 4 л которой содержится 1,296 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
- 2 Некарбонатная жидкость воды равна 3,18 ммоль/л. Какую массу Na_3PO_4 надо взять, чтобы умягчить 1 м^3 воды?
- 3 Вычислите карбонатную жидкость воды, зная, что на титрование 100 см^3 этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось $6,25\text{ см}^3$ раствора 0,08 н НСl.

№6

- 1 Рассчитайте жесткость воды, если 60 л ее содержит 14,58 г гидрокарбоната кальция.
- 2 Сколько граммов едкого натрия NaOH надо добавить к 100 л воды устранения карбонатной жесткости, равной 2 ммоль/л.
- 3 Вода с жесткостью 2 ммоль/л содержит гидрокарбонат кальция. Определите массу этой соли в 100 л воды.

№7

- 1 Рассчитайте жесткость воды, в 1 л которой содержится хлорид кальция массой 0,6 г.
- 2 Сколько граммов соды надо добавить к воде объемом 1 м³, чтобы устранить общую жесткость воды, равную 3 ммоль/л.
- 3 Сколько граммов гашеной извести Ca(OH)₂ необходимо взять для устранения карбонатной жесткости равной 5 ммоль/л в 30 л воды.

№8

- 1 Чему равна временная жесткость воды, в 1 л которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния.
- 2 Сколько граммов Ca(OH)₂ необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы устранить временную жесткость, равную 2,86 ммоль/л.
- 3 В чем заключается ионообменный способ устранения жесткости воды.

№9

- 1 Определите жесткость воды, в 1 л которой содержится сульфат магния массой 240 мг.
- 2 Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,785 ммоль/л. Определите массу гидрокарбоната в 1 л воды.
- 3 На титрование воды объемом 100 мл израсходовано 5 мл 0,1 раствора HCl. Вычислите временную жесткость этой воды.

№10

- 1 В 1 л воды содержится 38 мг ионов Mg⁺² и 108 мг ионов Ca⁺². Вычислите общую жесткость воды.
- 2 Сколько карбоната натрия надо добавить к 5 л воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 4,6 ммоль/л.
- 3 На титрование воды объемом 200 мл израсходовано 2,6 мл 0,5 н раствора HCl. Вычислите временную жесткость воды.

№11

- 1 Устранение временной жесткости 100 л воды, вызванной присутствием Mg(HCO₃)₂, потребовалось 4 г NaOH. Вычислите жесткость воды.
- 2 Определите жесткость воды, зная, что для ее устранения к 300 л воды потребовалось прибавить 150 г карбоната калия K₂CO₃.

- 3 Сколько гашенной извести необходимо прибавить к 1 м³ воды, чтобы устранить временную ее жесткость, равную 7,2 ммоль/л.

№12

- 1 Временная жесткость воды равна 5 ммоль/л. Вычислите количество $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, содержится в 5 л этой воды.
- 2 При обработке 0,25 л образца воды карбонатом натрия в осадок выпало 37,8 мг CaCO_3 . Чему равна жесткость воды.
- 3 Сколько граммов безводной буры ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) необходимо для смягчения 10 л воды, общая жесткость которой 15 ммоль/л.

№13

- 1 На осаждение гидрокарбонатов кальция и магния из 2 л воды израсходовано 2,12 г карбоната натрия. Определите жесткость воды.
- 2 Какую массу и какой реагент нужно затратить на умягчение 7 л воды имеющей карбонатную жесткость равную 4 ммоль/л. Составьте уравнение процесса умягчения.
- 3 На умягчение 10 л воды израсходовано $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 3,7 г и Na_2CO_3 массой 1,06 г. Рассчитайте общую жесткость исходной воды.

№14

- 1 В 4 м³ воды содержится $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ массой 648 г и CaCl_2 массой 1335 г. Определите общую жесткость воды.
- 2 Вода, содержащая только сульфат магния имеет жесткость 7 ммоль/л. Сколько граммов сульфата магния содержится в 300 л воды.
- 3 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 15,9 г карбоната натрия?

№15

- 1 Вода, содержащая только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 9 ммоль/л. Сколько граммов гидрокарбоната кальция содержится в 500 л этой воды.
- 2 Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Составьте уравнения соответствующих реакций.
- 3 На умягчение 150 л воды израсходовано $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 5,57 г и Na_2CO_3 массой 26,6 г. Рассчитайте общую жесткость воды.

№16

- 1 Сколько граммов карбоната натрия надо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 ммоль/л.
- 2 Вычислите жесткость воды, зная, что 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния и 61,2 г сульфата кальция.
- 3 Определите, сколько мл 0,05 н раствора HCl израсходовано при определении жесткости воды, если объем пробы воды равен 100 мл. Карбонатная жесткость равна 2 ммоль/л.

№17

- 1 В 1 м³ воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.
- 2 Определите, сколько мл 0,1 н раствора трилона Б израсходовано при определении жесткости воды, если объем пробы равен 100 мл. Общая жесткость равна 2,5 ммоль/л.
- 3 Сколько гашеной извести Ca(OH)₂ необходимо взять для устранения карбонатной жесткости равной 5 ммоль/л в 80 л воды.

№18

- 1 Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 ммоль/л. Сколько граммов гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды.
- 2 Какую жесткость называют карбонатной. Как можно удалить карбонатную жесткость. Напишите уравнения соответствующих реакции.
- 3 Какую массу и каких реагентов нужно затратить на умягчение 30 л воде имеющей карбонатную жесткость 1,6 ммоль/л. Напишите уравнения реакций.

№19

- 1 Карбонатная жесткость волжской воды равна 3,32 ммоль/л. Какую массу Ca(OH)₂ надо взять, чтобы устранить жесткость в 5 л воды.
- 2 Определите постоянную жесткость воды, зная, что для ее устранения к 100 л воды потребовалось прибавить 47 г фосфата натрия Na₃PO₄.
- 3 Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 ммоль/л. Сколько 0,1 н раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 мл этой воды.

№20

- 1 Чему равна постоянная жесткость воды, если для ее устранения к 25 л воды добавлен 31,6 г буры Na₂B₄O₇ · 10H₂O.
- 2 Какую жидкость называют некарбонатной? Как можно устранить некарбонатную жесткость. Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 3 Сколько граммов гашеной извести надо прибавить к 200 л воды, чтобы устранить жесткость равную 4,5 ммоль/л.

№21

- 1 Вычислите общую жесткость воды, зная, что в 300 л ее содержится 35,7 г гидрокарбоната магния и 31,2 г сульфата кальция.
- 2 При титровании воды объемом 100 мл израсходовано 7 мл 0,05 н раствора HCl. Какова временная жесткость воды?
- 3 Сколько граммов КОН надо добавить к 150 л воды для устранения жесткости, равной 2 ммоль/л.

№22

- 1 Для умягчения 200 л воды потребовалось 26,5 г Na_2CO_3 . Рассчитайте жесткость воды.
- 2 Определите сколько мл 0,15 н раствора HCl израсходовано при определении жесткости воды методом комплексонометрии, если объем воды равен 100 мл карбонатная жесткость равна 2,5 ммоль/л.
- 3 Определите жесткость воды, зная, что для ее устранения к 500 л воды потребовалось прибавить 56 г щелочи KOH .

№23

- 1 Определите массы реагентов, требуемых для полного умягчения воды, если природная вода имеет следующие показатели жесткости (ммоль-экв/л): $j_{\text{к}} = 3,3$; $j_{\text{нк}} = 2,2$. Объем воды 5 л. Солевой состав воды $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, MgCl_2 .
- 2 Ионы каких металлов обуславливают жесткость воды? Единицы измерения жесткости.
- 3 Определите временную жесткость воды, если на титрование 0,1 л образца воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано $7,2 \cdot 10^{-3}$ 0,14 HCl .

№24

- 1 Для устранения общей жесткости по известково-содовому методу к 50 л воды добавлено 7,4 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и 5,3 г Na_2CO_3 . Рассчитайте временную и постоянную жесткость воды.
- 2 Сколько граммов NaOH необходимо для устранения временной жесткости 3м^3 воды, равной 3 ммоль/л.
- 3 В 5 л воды содержится 10 мг Ca^{+2} и 5 мг Mg^{+2} . Какова общая жесткость воды.

№25

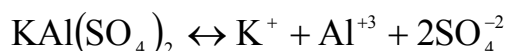
- 1 Какую массу Na_2CO_3 надо прибавить в 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость равную 4 ммоль/л.
- 2 Укажите способ устранения карбонатной жесткости
 - а) $3\text{CaSO}_4 + 2\text{NaPO}_4 \rightarrow \downarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \downarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- 3 Какова жесткость воды, если на титрование 100 мл ее пошло 5 мл 0,08 н раствора HCl ?

14 Комплексные соединения

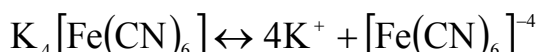
Множество неорганических химических соединений отличается весьма сложным строением. В этих соединениях помимо обычных ковалентных или ионных связей между атомами или частицами действуют ковалентные химические связи, образованные по донорно-акцепторному механизму. Такие сложные соединения называются комплексными.

Следует отметить, что резкой границы между валентными и комплексными соединениями не существует. Между типичными представителями каждой из групп имеется ряд соединений промежуточного характера. Так, при кристаллизации из раствора, содержащего две соли, может образоваться двойная соль, в состав которой входят катионы двух металлов и анион одной кислоты. Например, если в растворе содержится соли K_2SO_4 и $Al_2(SO_4)_3$, то при кристаллизации получается двойная соль $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

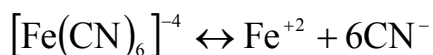
При растворении в воде двойные соли диссоциируют на все ионы, из которых они образовались.



Комплексные соединения диссоциируют с отщеплением комплексных анионов или катионов.



Комплексный ион в незначительной степени диссоциирует в водном растворе.



Константа диссоциации комплексного иона

$$K = \frac{[Fe^{+2}] \cdot [CN^-]^6}{[Fe(CN_6)]^{-4}},$$

называется константой его нестойкости. Чем больше значение константы, тем менее устойчив комплексный ион.

Первые комплексные соединения были синтезированы в середине 19 века, однако теоретические представления о них стали развиваться после опубликования в 1893 г. Швейцарским химиком А. Вернером координационной теории. Большой вклад в химию комплексных соединений внесли русские ученые Л.А. Чугаев, И.И. Черняев и их ученики.

По координационной теории Вернера в каждом комплексном соединении различают внутреннюю и внешнюю сферы. При написании химических формул комплексных соединений внутреннюю сферу заключают в квадратные скобки. Например, в комплексном соединении $K_2[Cd(CN)_4]$ внутренняя сфера представлена ионом $[Cd(CN)_4]^{-2}$, внешняя сфера – двумя положительно заряженными ионами K^+ .

Центральный атом внутренней сферы комплексного соединения, вокруг которого группируются ионы или молекулы, называются

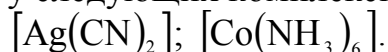
комплексообразователем. В приведенном примере это ион кадмия. Частицы, непосредственно связанные с комплексообразователем, называют лигандами (аддендами). В данном примере это ионы CN^- количество лигандов в комплексе называется координационным числом комплексообразователя. Координационное число показывает число мест вокруг комплексообразователя, на которых могут размещаться лиганды. Чаще всего координационное число равно шести или четырем, реже двум, однако встречаются комплексные соединения, в которых координационное число – восемь и больше.

Заряд комплекса численно равен суммарному заряду внешней среды и противоположен по закону. Например, во внешней сфере комплексного соединения $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ находятся три положительно заряженных иона K^+ . Следовательно, комплексный ион имеет три отрицательных заряда.

Заряд комплексообразователя равен и противоположен по закону алгебраической сумме зарядов всех остальных ионов. Поэтому в комплексном соединении $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ заряд иона равен +3.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие химические соединения называются комплексными?
- 2 Что называют внутренней сферой комплексного соединения? Внешней сферой комплексного соединения.
- 3 Что такое лиганды?
- 4 Что показывает координационное число комплексообразователя?
- 5 Зная, что комплексообразователями являются Ag^+ , Co^{+3} ; определите величину и знак заряда у следующих комплексных ионов:



Контрольные задания

- 1 Напишите формулы комплексных соединений меди, имеющих следующий состав: $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{CuCN} \cdot \text{NaCN}$. Чему равно координационное число комплексообразователя в этих соединениях?
- 2 Напишите формулы комплексных соединений имеющих следующий состав: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$. Укажите величину и знак заряда комплексных ионов.
- 3 Определите величину и знак заряда следующих комплексных ионов: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$, $[\text{Hg}^+\text{J}_4]$. Чему равно координационное число комплексообразователя в этих ионах?
- 4 Из сочетания частиц Co^{+3} , NH_3 , NO_2^- и K^+ . Составьте формулы трех комплексных соединений кобальта.
- 5 Составьте выражения констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{-2}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$.

- 6 Составьте выражения констант нестойкости комплексных ионов:
 $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{-2}$; $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^+$.
- 7 Константы нестойкости ионов $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{-2} \cdot 1,4 \cdot 10^{-17}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{-2} \cdot 3 \cdot 10^{-16}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{-2} \cdot 4 \cdot 10^{-14}$. В растворе какого комплексного иона будет содержаться больше ионов CN^- при одинаковой молярной концентрации комплексных ионов.
- 8 Константы нестойкости ионов: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2} \cdot 4,6 \cdot 10^{-14}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4] \cdot 2,6 \cdot 10^{-11}$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{+2} \cdot 1 \cdot 10^{-7}$. Какой из этих ионов более прочный?
- 9 Напишите диссоциацию комплексного соединения в водном растворе:
 $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]\text{Na}$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
- 10 Напишите диссоциацию комплексного соединения в водном растворе:
 $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{OH})_5\text{Cl}]$, $\text{Na}_2[\text{PdCl}_4]$; $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$.
- 11 Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения обменных реакции, происходящих между:
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{CuSO}_4 \rightarrow$;
 - $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6] + \text{FeSO}_4 \rightarrow$
- имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде.
- 12 Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения обменных реакции, происходящих между:
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{AgNO}_3 \rightarrow$;
 - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$
- имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде.
- 13 Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений в водном растворе: $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Br}]\text{SO}_4$.
- 14 Составьте формулы комплексных соединений: $\text{CoSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$; $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.
- 15 Составьте формулы комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$. Координационное число Co^{+3} равно шести.
- 16 Составьте формулы комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- 17 Определите, чему равны заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите диссоциацию этих соединений в водных растворах.
- 18 Определите, чему равны заряд комплексного иона и координационное число сурьмы в соединениях: $\text{K}[\text{Sb}(\text{Cl})_6]$; $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах.
- 19 Определите, чему равны заряд следующих комплексных ионов $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{HgBr}_4]$, если комплексообразователями являются

Cr^{+3} , Hg^{+2} . Напишите формулы соединений, содержащие эти комплексные ионы.

- 20 Определите, чему равен заряд комплексных ионов $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$; $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Pd^{+2} , Ni^{+2} . Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.
- 21 Какие соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа, если к каждой из них прилить раствор щелочи. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.
- 22 Напишите уравнения диссоциации солей $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3]$ и $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида хрома. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.
- 23 Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций между гидроксидом цинка и раствором аммиака, имея в виду, что образуется комплексное соединение цинка. Координационное число Zn^{+2} равно 6.
- 24 Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций между гидроксидом меди и раствором NaOH , имея в виду, что образуется комплексное соединение цинка. Координационное число Cu^{+2} равно 4.
- 25 К какому типу солей относятся следующие соединения: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{NiSO}_4$, $\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_6]$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. Из каких ионов состоят эти соли? Чему равна валентность никеля.

Список использованных источников

- 1 Сборник задач и упражнений по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1982. – 265 с.
- 2 **Гольбрайх, З. Е.** Сб. задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх. – М.: Высшая школа, 1997. – 279 с.
- 3 **Кульман, А. Г.** Сб. задач по общей химии / А.Г. Кульман. – М. : Высшая школа, 1975. – 270 с.
- 4 **Беляева, И. И.** Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / И.И. Беляева, Е.И. Сутягин, В.Л. Шелепина. – М.: Просвещение, 1989. – с. 245 с.
- 5 **Глинка, Н. Л.** Сб. задач и упражнений по химии / Н.Л. Глинка. – Ленинград: Химия, 2002. – 240 с.
- 6 **Ахметов, Н. С.** Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – М.: Высшая школа, 2002. – 743 с.
- 7 **Витинг, Л. М.** Задачи и упражнения по общей химии / Л.М. Витинг, Л.А. Резницкий. – М.: МГУ, 1995. –219 с.
- 8 **Коровин, Н. В.** Курс общей / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2002. – 558 с.
- 9 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
- 10 **Учай А.Я.** Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2000. – 527 с.
- 11 **Коровин, Н. В.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2003. – 255 с.
- 12 **Романцева, Л. М.** Сб. задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 287 с.

Приложение А
(справочное)
Некоторые физико-химические характеристики

Таблица А.1 – Некоторые физико-химические константы

Константа	Обозначение	Значение
Авогадро постоянная	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Молярная газовая постоянная	R	8,314 Дж/(К·моль)
Фарадея постоянная	F	96484 Кл·моль ⁻¹ 26,8 А·ч·моль ⁻¹

Таблица А.2 – Название некоторых кислот и их солей

Кислота		Общее название солей
Название	Формула	
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Азотная	HNO_3	Нитраты
Бромоводородная	HBr	Бромиды
Дихромовая	$H_2Cr_2O_7$	Дихроматы
Иодоводородная	HI	Иодиды
Кремневая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	$HMnO_4$	Перманганаты
Сероводородная	H_2S	Сульфиды
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	Тиосульфаты
Тиоциановодородная	HNCS	Тиоцианаты
Угльная	H_2CO_3	Карбонаты
Уксусная	CH_3COOH	Ацетаты
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты
Фтороводородная	HF	Фториды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды
Хлорноватистая	HOCl	Гипохлориты
Хлористая	$HOCl_2$	Хлориты
Хлорноватая	$HOCl_3$	Хлораты
Хлорная	$HOCl_4$	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	Хроматы
Цианистоводородная	HCN	Цианиды

Таблица А.3 – Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление		Температура, °С	Давление	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
13	1,49	11,2	22	2,64	19,8
14	1,58	11,9	23	2,81	21,1
15	1,68	12,6	24	2,99	22,4
16	1,81	13,6	25	3,17	23,8
17	1,93	14,5	26	3,36	25,2
18	2,07	15,5	27	3,56	26,7
19	2,20	16,5	28	3,75	28,1
20	2,33	17,5	29	3,97	29,8
21	2,49	18,7	30	4,21	31,6

Таблица А.4 – Плотность растворов некоторых солей при 20 °С

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³						
	KCl	NaCl	NH ₄ Cl	(NH ₄) ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O
1	1,005	1,007	1,001	1,004	1,009	1,007	1,004
2	1,011	1,014	1,004	1,010	1,019	1,016	1,008
3	1,017	1,022	1,008	1,016	1,029	1,026	1,012
4	1,024	1,029	1,011	1,022	1,040	1,035	1,016
5	1,030	1,036	1,014	1,028	1,050	1,044	1,020
6	1,037	1,044	1,017	1,034	1,061	1,053	1,024
7	1,043	1,051	1,020	1,040	1,072	1,063	1,028
8	1,050	1,058	1,023	1,046	1,083	1,072	1,032
9	1,056	1,065	1,026	1,051	1,094	1,082	1,036
10	1,063	0,073	1,029	1,057	1,105	1,091	1,040
11	1,070	1,081	1,031	1,063	1,117	1,101	1,044
12	1,077	1,089	1,034	1,06	1,129	1,111	1,048
13	1,083	1,096	1,037	1,075	1,140	1,121	1,052
14	1,090	1,104	1,040	1,081	1,152	1,131	1,056
16	1,104	1,119	1,046	1,092	1,176	1,141	1,064
18	1,113	1,135	1,051	1,104	1,201		1,072
19	1,126	1,143	1,054	1,109	1,213		1,077
20	1,133	1,151	1,057	1,115	1,226		1,081
21	1,140	1,159	1,059	1,121	1,239		1,085
22			1,062	1,127	1,252		
24			1,067		1,257		
26			1,073		1,306		
28					1,333		

Таблица А.5 – Плотность растворов некоторых кислот и оснований при 20 °С

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³				
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	NH ₃
1	2	3	4	5	6
2	1,012	1,009	1,008	1,021	1,990
4	1,025	1,020	1,018	1,043	1,981
6	1,038	1,031	1,023	1,065	0,973
8	1,052	1,043	1,038	1,087	0,965
10	1,066	1,054	1,047	1,109	0,958
12	1,080	1,066	1,057	1,131	0,950
14	1,095	1,078	1,069	1,153	0,943
16	1,109	1,090	1,078	1,175	0,936
18	1,124	1,103	1,088	1,197	0,930
20	1,139	1,115	1,098	1,219	0,923
22	1,155	1,128	1,0108	1,241	0,916
24	1,170	1,140	1,119	1,263	0,910
26	1,186	1,153	1,129	1,285	0,904
28	1,202	1,167	1,139	1,306	0,898
30	1,219	1,180	1,149	1,328	0,892
32	1,235	1,193	1,159	1,349	0,886
34	1,252	1,207	1,169	1,370	
36	1,268	1,221	1,179	1,390	
38	1,286	1,234	1,189	1,410	
40	1,303	1,246	1,198	1,430	
42	1,321	1,259		1,449	
44	1,337	1,272		1,469	
46	1,357	1,285		1,487	
48	1,376	1,298		1,507	
50	1,395	1,310		1,525	
52	1,415	1,322		1,543	
54	1,435	1,334			
56	1,456	1,345			
58	1,477	1,356			
60	1,498	1,367			
62	1,520	1,377			
64	1,542	1,387			
66	1,565	1,396			
68	1,587	1,405			
70	1,611	1,413			
72	1,634	1,422			
74	1,651	1,430			
76	1,681	1,438			
78	1,704	1,445			

Продолжение таблицы А.5

1	2	3	4	5	6
80	1,727	1,452			
82	1,749	1,459			
84	1,769	1,466			
88	1,802	1,477			
90	1,814	1,483			
92	1,824	1,487			
94	1,831	1,491			
98	1,836	1,501			
100	1,841	1,513			

Таблица А.6 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов (при $t=25\text{ }^{\circ}\text{C}$)

Вещество	K_d	Вещество	K_d
HCOOH	$K=1,77 \cdot 10^{-4}$	H_3PO_4	$K_1=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,31 \cdot 10^{-8}$ $K_3=1,3 \cdot 10^{-12}$
CH_3COOH	$K=1,75 \cdot 10^{-5}$	HAlO_2	$K=6 \cdot 10^{-13}$
HCN	$K=7,9 \cdot 10^{-10}$	H_3BO_4	$K_1=5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$
H_2CO_3	$K_1=4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,8 \cdot 10^{-11}$	H_2O	$K_1=1,8 \cdot 10^{-16}$
HF	$K=6,61 \cdot 10^{-4}$	$\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}$	$K=1,79 \cdot 10^{-5}$
HNO_2^*	$K=4 \cdot 10^{-4}$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3=1,38 \cdot 10^{-9}$
H_2SO_3	$K_1=1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_1=4,4 \cdot 10^{-5}$ $K_2=1,5 \cdot 10^{-9}$
H_2S	$K_1=1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_2=1 \cdot 10^{-14}$	$\text{Cd}(\text{OH})_2^{**}$	$K_2=5 \cdot 10^{-3}$
H_2SiO_3	$K_1=1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2=2 \cdot 10^{-12}$	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$K_3=1 \cdot 10^{-10}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$K_2=1,3 \cdot 10^{-4}$	AgOH	$K=1,1 \cdot 10^{-4}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_2=1,82 \cdot 10^{-11}$ $K_3=1,35 \cdot 10^{-12}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$K_1=9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2=3 \cdot 10^{-8}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$		
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$K_2=2,5 \cdot 10^{-5}$		
* Определены при $18\text{ }^{\circ}\text{C}$			
** Определены при $30\text{ }^{\circ}\text{C}$			

Таблица А.7 – Стандартные потенциалы металлических и газовых электродов (Т=298 К)

Электрод	Электродная реакция	E° , В
Li ⁺ / Li	Li ⁺ + e = Li	-3,045
Rb ⁺ / Rb	Rb ⁺ + e = Rb	-2,925
K ⁺ / K	K ⁺ + e = K	-2,925
Cs ⁺ / Cs	Cs ⁺ + e = Cs	-2,923
Ba ²⁺ / Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2,906
Ca ²⁺ / Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2,866
Na ⁺ / Na	Na ⁺ + e = Na	-2,714
La ³⁺ / La	La ³⁺ + 3e = La	-2,522
Mg ²⁺ / Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363
Be ²⁺ / Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847
Al ³⁺ / Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1,662
Ti ²⁺ / Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1,628
V ²⁺ / V	V ²⁺ + 2e = V	-1,186
Mn ²⁺ / Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,180
Cr ²⁺ / Cr	Cr ²⁺ + 2e = Cr	-0,913
Zn ²⁺ / Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763
Cr ³⁺ / Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0,744
Fe ²⁺ / Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,440
Cd ²⁺ / Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403
Co ²⁺ / Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277
Ni ²⁺ / Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,250
Sn ²⁺ / Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0,136
Pb ²⁺ / Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0,126
Fe ³⁺ / Fe	Fe ³⁺ + 3e = Fe	-0,036
H ⁺ / H ₂	H ⁺ + e = 1/2H ₂	+0,000
Cu ²⁺ / Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0,337
O ₂ / OH ⁻	1/2O ₂ + H ₂ O + 2e = 2OH ⁻	+0,401
Cu ⁺ / Cu	Cu ⁺ + e = Cu	+0,521
Ag ⁺ / Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0,799
Hg ²⁺ / Hg	Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0,854
Pd ²⁺ / Pd	Pd ²⁺ + 2e = Pd	+0,987
Br / Br ⁻	1/2Br _(ж) + e = Br ⁻	+1,065
Pt ²⁺ / Pt	Pt ²⁺ + 2e = Pt	+1,190
Cl ₂ / Cl ⁻	1/2Cl _(г) + e = Cl ⁻	+1,359
Au ³⁺ / Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1,498
H ₂ / H ⁻	1/2H ₂ + e = H ⁻	+2,200
F ₂ / F ⁺	1/2F _{2(г)} + e = F ⁻	+2,866

Таблица А.8 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
(T=298 K)

Электрод	Электродная реакция	E°, В
Sm ³⁺ / Sm ²⁺	Sm ³⁺ + e = Sm ²⁺	-1,15
S / S ²⁻	S + 2e = S ²⁻	-0,48
Cr ³⁺ / Cr ²⁺	Cr ³⁺ + e = Cr ²⁺	-0,408
Sn ⁴⁺ / Sn ²⁺	Sn ⁴⁺ + 2e = Sn ²⁺	+0,15
Cu ²⁺ / Cu ⁺	Cu ²⁺ + e = Cu ⁺	+0,153
[Co(NH ₃) ₆] ³⁺ / [Co(NH ₃) ₆] ²⁺	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺ + e = [Co(NH ₃) ₆] ²⁺	+0,16
SO ₄ ²⁻ / H ₂ S	SO ₄ ²⁻ + 10H ⁺ + 8e = H ₂ S + 4H ₂ O	+0,303
[Fe(CN) ₆] ³⁻ / [Fe(CN) ₆] ⁴⁻	[Fe(CN) ₆] ³⁻ + e = [Fe(CN) ₆] ⁴⁻	+0,36
Fe ³⁺ / Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e = Fe ²⁺	+0,771
NO ₃ ⁻ / NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + 2e = NO ₂ ⁻ + H ₂ O	+0,94
ClO ₄ ⁻ / ClO ₃ ⁻	ClO ₄ ⁻ + 2H ⁺ + 2e = ClO ₃ ⁻ + H ₂ O	1,19
Cr ₂ O ₇ ²⁻ / Cr ³⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e = 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,33
MnO ₄ ⁻ / Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e = Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,51
PbO ₂ / PbSO ₄	PbO ₂ + 4H ⁺ + SO ₄ ²⁻ + 2e = PbSO ₄ + 2H ₂ O	+1,685
Co ³⁺ / Co ²⁺	Co ³⁺ + e = Co ²⁺	+1,81
S ₂ O ₈ ²⁻ / SO ₄ ²⁻	S ₂ O ₈ ²⁻ + 2e = SO ₄ ²⁻	+2,01

Таблица А.9 – Произведения растворимости труднорастворимых в воде соединений (при 25 °С)

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$	NiS*	$1,1 \cdot 10^{-27}$
AgBr	$4,4 \cdot 10^{-13}$	PbCl ₂	$2,12 \cdot 10^{-5}$
AgI	$9,7 \cdot 10^{-17}$	PbI ₂	$9,8 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ag ₂ S	$1,6 \cdot 10^{-49}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	ZnS	$7,4 \cdot 10^{-27}$
BaSO ₄	$1,08 \cdot 10^{-10}$	AgOH	$1,93 \cdot 10^{-8}$
MgCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-5}$	Al(OH) ₃	$5,1 \cdot 10^{-33}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	Cu(OH) ₂ *	$5,0 \cdot 10^{-19}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	Fe(OH) ₂	$1,65 \cdot 10^{-15}$
CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
CuS	$4,0 \cdot 10^{-38}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Fe ₂ S ₃ *	$1,0 \cdot 10^{-88}$	Pb(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
MnS	$2,0 \cdot 10^{-15}$	Zn(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-17}$

* ПР определены при 20 °С

Таблица А.10 – Константы нестойкости некоторых комплексных ионов при указанных температурах

Комплексный ион	t, °С	K _н	Комплексный ион	t, °С	K _н
1	2	3	4	5	6
[AgEn] ⁺	20	$2,0 \cdot 10^{-5}$	[Fe(CN) ₆] ³⁻	25	$1 \cdot 10^{-31}$
[AgCl ₂] ⁻	25	$1,76 \cdot 10^{-5}$	[HgCl ₄] ²⁻	25	$8,5 \cdot 10^{-16}$
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	30	$9,3 \cdot 10^{-8}$	[Hg(NH ₃) ₄] ²⁺	22	$5,3 \cdot 10^{-20}$
[AgBr ₂] ⁻	25	$7,8 \cdot 10^{-8}$	[HgBr ₄] ²⁻	25	$1 \cdot 10^{-21}$
[AgEDTA] ³⁻	20	$4,8 \cdot 10^{-8}$	[HgI ₄] ²⁻	25	$1,48 \cdot 10^{-30}$
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	20	$2,5 \cdot 10^{-14}$	[Hg(CN) ₄] ²⁻	25	$4 \cdot 10^{-12}$
[Ag(CN) ₂] ⁻	18	$8 \cdot 10^{-22}$	[MgEDTA] ²⁻	20	$2,4 \cdot 10^{-9}$
[CaEDTA] ²⁻	20	$2,58 \cdot 10^{-11}$	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	25	$1,12 \cdot 10^{-8}$
[Cd(En) ₂] ²⁺	25	$6 \cdot 10^{-11}$	[Ni(En) ₂] ²⁺	25	$8,32 \cdot 10^{-15}$

Продолжение таблицы А.10

1	2	3	4	5	6
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	25	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	25	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{CdEDTA}]^{2-}$	20	$3,3 \cdot 10^{-17}$	$[\text{NiEDTA}]^{2-}$	20	$3,54 \cdot 10^{-19}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	25	$1,41 \cdot 10^{-19}$	$[\text{PbBr}_4]^{2-}$	25	$1 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	30	$2,8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{PbI}_3]^-$	25	$2,22 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{P}_2\text{O}_7)_2]^{6-}$	25	$1,0 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	30	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$[\text{CuEDTA}]^{2-}$	20	$1,6 \cdot 10^{-19}$	$[\text{Zn}(\text{En})_2]^{2+}$	25	$8,5 \cdot 10^{-12}$
$[\text{Cu}(\text{En})_2]^{2+}$	25	$7,41 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	25	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	25	$9,6 \cdot 10^{-29}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	18	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	25	$1,0^{-24}$	$[\text{ZnEDTA}]^{2-}$	20	$3,2 \cdot 10^{-17}$
Примечание – En – этилендиамин $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$; EDTA – этилендиаминтетрауксусная кислота (комплексон); $(\text{HCOO} - \text{CH})_2 = \text{N} - \text{CH}_2 - \text{N} = (\text{CH}_2 - \text{COOH})_2$					

Приложение Б (справочное)

Таблица Б.1 – Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

периоды	ряды	группы элементов											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
I	1											2	
		H 1,00795 водород											He 4,002602 гелий
II	2	Li 6,9412 литий	Be 9,01218 бериллий	B 10,812 бор	C 12,0108 углерод	N 14,0067 азот	O 15,9994 кислород	F 18,99840 фтор				10	
												Ne 20,179 неон	
III	3	Na 22,98977 натрий	Mg 24,305 магний	Al 26,98154 алюминий	Si 28,086 кремний	P 30,97376 фосфор	S 32,06 сера	Cl 35,453 хлор				18	
												Ar 39,948 аргон	
IV	4	K 39,0983 калий	Ca 40,08 кальций	Sc 44,9559 скандий	Ti 47,90 титан	V 50,9415 ванадий	Cr 51,996 хром	Mn 54,9380 марганец	Fe 55,847 железо	Co 58,9332 кобальт	Ni 58,70 никель	28	
		Cu 63,546 медь	Zn 65,38 цинк	Ga 69,72 галлий	Ge 72,59 германий	As 74,9216 мышьяк	Se 78,96 селен	Br 79,904 бром				36	
												Kr 83,80 криптон	
V	5	Rb 85,4678 рубидий	Sr 87,62 стронций	Y 88,9059 иттрий	Zr 91,22 цирконий	Nb 92,9064 ниобий	Mo 95,94 молибден	Tc 98,9062 технеций	Ru 101,07 рутений	Rh 102,9055 родий	Pd 106,4 палладий	46	
		Ag 107,868 серебро	Cd 112,41 кадмий	In 114,82 индий	Sn 118,69 олово	Sb 121,75 сурьма	Te 127,60 теллур	I 126,9045 йод				54	
												Xe 131,30 ксенон	
VI	6	Cs 132,9054 цезий	Ba 137,33 барий	La 138,9 лантан Ч	Hf 178,49 гафний	Ta 180,9479 тантал	W 183,85 вольфрам	Re 186,207 рений	Os 190,2 осмий	Ir 192,22 иридий	Pt 195,09 платина	78	
		Au 196,9665 золото	Hg 200,59 ртуть	Tl 204,37 таллий	Pb 207,2 свинец	Bi 208,9 висмут	Po 209 полоний	At 210 астат				86	
												Rn 222 радон	
VII	7	Fr 223 франций	Ra 226,0 радий	Ac 227 актиний ЧЧ	Rf 261 резерфордий	Db 262 дубний	Sg 266 сигборгий	Bh 269 борий	Hs 269 хассий	Mt 268 мейтнерий	Ds 271 дармштадтий	110	
		Rg 272	285	112		114							

La 138,9 лантан	Ce 140,1 церий	Pr 140,9 празеодим	Nd 144,2 неодим	Pm 145 прометий	Sm 150,4 самарий	Gd 157,3 гадолиний	Tb 158,9 тербий	Dy 162,5 диспрозий	Ho 164,9 гольмий	Er 167,3 эрбий	Tm 168,9 тулий	Yb 173,0 иттербий	Lu 174,9 лютеций
Ac 227 актиний	Th 232,0 торий	Pa 231,0 протактиний	U 238,0 уран	Np 237 нептуний	Pu 244 плутоний	Am 247 америй	Bk 247 берклий	Cf 251 калифорний	Es 252 эйнштейний	Fm 257 фермий	Md 258 менделевий	No 259 нобелий	Lr 262 лоуренсий

Приложение В
(справочное)
Ответы
Эквивалент

- №1 137,4 г/моль.
№2 20 г/моль.
№3 18,15 г/моль.
№4 8,67 г/моль.
№5 12 г/моль; 20 г/моль.
№6 15 г/моль; 25 г/моль.
№7 23 г/моль; 36,5 г/моль.
№8 80 г/моль.
№9 33,5 г/моль.
№10 валентность равна 7.
№11 41 г/моль.
№12 126,9 г/моль.
№13 41 г/моль; 2.
№14 9 г/моль; 27 г/моль.
№15 40 г/моль, 32 г/моль.
№16 15,95 г/моль.
№17 16 г/моль.
№18 алюминий.
№19 18,7 г/моль, 3.
№20 Нет, в случае с алюминием объем больше.
№21 железо.
№22 9 г/моль, 6,72 л (H₂).
№23 20 г/моль, 28 г/моль.
№24 77,5 г/моль.
№25 2.

Химическая кинетика и равновесие

- №1 1) увеличится в 9 раз, 2) -0,065.
№2 1) уменьшится в 27 раз, 2) $K = 800, [N_2]_{\text{исх}} = 0,5 \text{ моль / л.}$
№3 2) $[NO] = 0,2 \text{ моль / л, } [O_2] = 0,28 \text{ моль / л.}$
№4 2) в 1024 раза.
№5 2) 0,022 моль/л.
№6 1) 6,4, 2) 81 раз.
№7 1) увеличится в 16 раз; 2) $[NO] = 0,88 \text{ моль / л, } [O_2] = 0,33 \text{ моль / л.}$
№8 1) увеличится в 4 раза; 2) $K_p = 0,666.$
№9 1) увеличится в 64 раза; 2) увеличится в 8 раз.
№10 2) $K_p = 0,18.$
№11 1) $K_p = 64, [H_2] = 0,044 \text{ моль / л; } [J_2] = 0,065 \text{ моль / л.}$
№12 1) в 216 раз.

- №13 1) Скорость прямой реакции увеличится в 27 раз, обратной в 3 раза.
 №14 2) увеличится в 32 раза.
 №15 1) 0,012 моль/л; 2) уменьшение температуры; 3) увеличится в 27 раз.
 №16 1) увеличится в 125 раз; 2) на 50 °С.
 №17 1) увеличится в 9 раз; 2) $\gamma = 3$.
 №18 1) $[\text{HCl}]_{\text{исх}} = 0,48 \text{ моль/л}$, $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,39 \text{ моль/л}$; 2) в 4 раза.
 №19 1) $K_p = 1$; 2) уменьшится в 27 раз.
 №20 1) $[\text{H}_2] = 7,5 \text{ моль/л}$; $[\text{N}_2] = 2,5 \text{ моль/л}$.
 №21 1) $[\text{O}_2] = 0,015 \text{ моль/л}$, $[\text{SO}_3] = 0,02 \text{ моль/л}$; 2) $\gamma = 2$.
 №22 1) $[\text{NO}] = 0,6 \text{ моль/л}$, $[\text{O}_2] = 0,3 \text{ моль/л}$; 2) увеличится в 8 раз.
 №23 1) $K_p = 0,645$; 2) в 12 раз.
 №24 1) $K_p = 21,8$; 2) на 30 °С.
 №25 2) увеличится в 105 раз.

Растворы электролитов

- №1 3) $[\text{In}^{+3}] = 3 \text{ моль/л}$, $[\text{SO}_4^{-2}] = 4,5 \text{ моль/л}$; 4) $\alpha = 6,2 \cdot 10^{-1}$.
 №2 3) $[\text{NO}_3^-] = 0,1 \text{ моль/л}$.
 №3 3) $K_d = 4,45 \cdot 10^{-7}$.
 №4 3) 0,4 моль/л, 2 моль/л.
 №5 4) $\alpha = 0,055$.
 №6 3) $[\text{Cl}^-] = 0,6 \text{ моль/л}$.
 №7 2) $K_d = 2,1 \cdot 10^{-7}$; 5) $[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$.
 №8 2) $\alpha = 2,44 \cdot 10^{-2}$; 3) $[\text{NO}_3^-] = 1,2 \text{ моль/л}$.
 №9 2) $\alpha = 5,5 \cdot 10^{-2}$; 3) $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,3 \text{ моль/л}$.
 №10 2) $1,7 \cdot 10^{-2}$.
 №11 2) $\alpha = 1,7 \cdot 10^{-3}$.
 №12 2) $[\text{Na}^+] = 1 \text{ моль/л}$.
 №13 2) $[\text{Li}^+] = 0,55 \text{ моль/л}$.
 №14 2) $\alpha = 2,44 \cdot 10^{-2}$.
 №15 2) $\alpha = 5,5 \cdot 10^{-2}$.
 №16 2) $K_d = 4,45 \cdot 10^{-7}$.
 №17 2) $K_d = 1,8 \cdot 10^{-7}$; 3) 0,316 г.
 №18 2) 2,0 моль/л; 3) увеличится в 4 раза.
 №19 2) $[\text{OH}^-] = 0,02 \text{ моль/л}$; 3) 2,7 г.
 №20 2) $[\text{NO}_3^-] = 0,4 \text{ моль/л}$; 3) $[\text{K}^+] = 0,4 \text{ моль/л}$.
 №21 3) $[\text{NO}_3^-] = 0,8 \text{ моль/л}$; 4) 7,2 г.
 №22 3) $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,6 \text{ моль/л}$; 4) $\alpha = 5,3 \cdot 10^{-1}$.
 №23 2) $[\text{K}^+] = 0,45 \text{ моль/л}$; 4) $[\text{Cl}^-] = 0,9 \text{ моль/л}$.

№24 4) $[H^+] = [HSO_4^-] = 1,5 \cdot 10^{-3}$ моль / л.

№25 2) $[NO_3^-] = 1,5$ моль / л; 4) $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-1}$.

Концентрация растворов

№1 160 г. соли, 1440 воды.

№2 33,3 %.

№3 7,4 %.

№4 430 г.

№5 7,5 %.

№6 1 моль/л.

№7 4,315 мл.

№8 12,4 моль/л.

№9 19,6 %.

№10 13,88 г.

№11 12,06 моль/л.

№12 6,52 н; 3,26 М.

№13 42,08 г/моль, 126,24 г/моль.

№14 0,15 л.

№15 4,32 н; 0,72 М.

№16 4,4 г.

№17 5,04 г.; 10,08 г.

№18 1,7 моль/л.

№19 22,6 %.

№20 960 г.

№21 16,2 г.; 183,8 г.

№22 56,68 г.; 443,32 г.

№23 1,56 М.

№24 470,8 г.

№25 18,4 М; 36,8 н.

Водородный показатель (рН)

№1 1) 10^{-7} ; 2) $5 \cdot 10^{-12}$; 3) $2 \cdot 10^{-6}$.

№2 1) 10^{-7} ; 2) $2 \cdot 10^{-3}$; 3) $2 \cdot 10^{-9}$.

№3 1) 2,7; 2) 1,9; 3) 3,3; 4) 2,3.

№4 1) 12,0; 2) 11,0; 3) 11,3.

№5 1) 1,31; 2) 12,7.

№6 4,7.

№7 $[H^+] = 10^{-9}$; рН = 9.

№8 а) $1 \cdot 10^{-6}$; б) $5 \cdot 10^{-11}$; в) $1,25 \cdot 10^{-8}$.

№9 а) $2,5 \cdot 10^{-5}$; б) $6,25 \cdot 10^{-2}$; в) $2 \cdot 10^{-9}$.

№10 а) 5; б) 6,7; в) 10,32.

№11 а) 8,81; б) 5,95; в) 11,14.

№12 а) 2; б) 2,3.

№13 а) 12; б) 11,6.

- №14 $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$; $[\text{H}^+] = 10^{-11}$; pH = 11.
- №15 $[\text{H}^+] = 10^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-13}$; pH = 1.
- №16 $[\text{H}^+] = 10^{-3}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$ Кислая среда.
- №17 pH=4.
- №18 pH=9.
- №19 pH=6.
- №20 pH=9.
- №21 pH=12.
- №22 pH=11
- №23 а) $2,5 \cdot 10^{-6}$; б) $2 \cdot 10^{-6}$; в) 7.
- №24 $[\text{H}^+] = 10^{-6}$ кислыми.
- №25 pH=2,6.

Гальванические элементы

- №1 +0,282 В.
- №2 +0,49 В.
- №3 +2,24 В.
- №4 +0,291 В.
- №5 +0,066 В.
- №6 +0,116 В.
- №7 +0,174 В.
- №8 +1,124 В.
- №9 +0,59 В.
- №14 +0,806 В.
- №15 +0,97 В.
- №18 Можно.
- №19 а) -2,389; б) -2,418 В.
- №21 +1,967 В.
- №22 +2,146.
- №25 +0,78 В; +0,8 В.

Электролиз

- №1 1,68 г.
- №2 2,09 л.
- №3 0,96 г.
- №4 14 ч 21 мин 6 с.
- №5 13,4 А.
- №6 0,474 г.
- №7 11,75 г.
- №8 16,12 г.
- №9 2,65 г.
- №10 4,79 А.
- №11 12 г.

- №12 1,306 г.
№13 5,571 л.
№14 59,4 г/моль.
№15 5,93 г.
№16 63,54 г.
№17 10,72 г.
№18 4 А; 22,88 г.
№19 1,25 л.
№20 48,8 г/моль.
№21 0,56 и 1,12 л.
№22 5,7 кг.
№23 94,4 %.
№24 53,6 г.
№25 79,9 г/моль.

Жесткость воды

- №1 1) 4 ммоль/л; 2) 159 г; 3) 4 ммоль/л.
№2 1) 14,4 ммоль/л; 2) 0,41 г; 3) 9,6 ммоль/л.
№3 1) 2,4 ммоль/л; 2) 55,962 г; 3) 5,3 ммоль/л.
№4 1) 0,6 ммоль/л; 1,0 ммоль/л; 2) 556,5 г; 3) 7,5 ммоль/л.
№5 1) 4 ммоль/л; 2) 173,8 г; 3) 5 ммоль/л.
№6 1) 3 ммоль/л; 2) 8 г; 3) 16,2 г.
№7 1) 10,82 ммоль/л; 2) 159 г; 3) 5,55 г.
№8 1) 2 ммоль/л; 2) 105,82 г.
№9 1) 4 ммоль/л; 2) 144,7 мг; 3) 5 ммоль/л.
№10 1) 8,52 ммоль/л; 2) 1,22 г; 3) 6,5 ммоль/л.
№11 1) 1,0 ммоль/л; 2) 7,25 ммоль/л; 3) 266,4 г.
№12 1) 2,025 г; 2) 3,02 ммоль/л; 3) 15,15 г.
№13 1) 20 ммоль/л; 2) 1,036 г; 3) 12 ммоль/л.
№14 1) 8 ммоль/л; 2) 126 г; 3) 6 ммоль/л.
№15 1) 364,5 г; 3) 4,3 ммоль/л.
№16 1) 21,2 г; 2) 3 ммоль/л; 3) 4 мл.
№17 1) 2,33 ммоль/л; 2) 2,5мл; 3) 14,8 г.
№18 1) 5,1 г; 3) 1,776 г.
№19 1) 0,61 г; 2) 8,6 ммоль/л; 3) 3 мл.
№20 1) 6,6 ммоль/л; 3) 33,3 г.
№21 1) 3,16 ммоль/л; 2) 3,5 ммоль/л; 3) 16,8 г.
№22 1) 2,5 ммоль/л; 2) 16,66 мл; 3) 2 ммоль/л.
№23 1) 611 мг; 583 мг; 3) 9,36 ммоль/л.
№24 1) 4 ммоль/л; 2 ммоль/л; 2) 360 г; 3) 3 ммоль/л.
№25 1) 0,53 г; 3) 4 ммоль/л.