

Министерство образования Республики Беларусь
БЕЛОРУССКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра химии

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ
ПО ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

2-е издание, исправленное и дополненное

Под редакцией В.Н. Яглова

Минск 2006

УДК 546(076.1)

Авторы:

Г.А. Бурак, И.М. Граншикова, Е.А. Евсева, А.А. Кречко,
Э.Ф. Марчик, Д.И. Медведев, А.А. Меженцев, И.М. Проворова,
Л.М. Слепнева, И.А. Шнып, В.О. Шункевич, В.Н. Яглов

Рецензенты:

А.К.Баев, Я.Н.Ковалев

Бурак, Г.А.

Задачи и упражнения по химии: учебно-методическое пособие /
Г.А. Бурак [и др.]; под ред. В.Н. Яглова. – 2-е изд., испр. и доп. – Мн.:
БНТУ, 2006. – 124 с.; вкл.

ISBN 985-479-309-5.

Издание содержит задачи и упражнения по химии, предназначенные для выполнения индивидуальных домашних заданий, предлабораторного контроля, а также практических занятий. В каждой главе представлено 17 простых задач (например, 4.1 – 4.17) и 17 более сложных (например, 4.18 – 4.34). Индивидуальное домашнее задание включает две задачи – одну простую и одну более сложную. Темы расположены в соответствии с программой курса химии для технических высших учебных заведений.

УДК 546 (076.1)

ISBN 985-479-309-5

© БНТУ, 2006

Введение

При изучении курса химии наряду с усвоением теории и выполнением лабораторных работ необходимы систематические упражнения в решении задач.

В данном сборнике помещены задачи в основном расчетного характера, в соответствии с базовой программой курса химии для студентов Белорусского национального технического университета.

В задачнике использована Международная система единиц (СИ).

Все задачи имеют двойную нумерацию: первая цифра – номер главы, вторая – порядковый номер задачи в пределах данной главы. Например, 5-14 означает, что это 14-я задача 5-й главы. В каждой главе представлены задачи двух уровней сложности. Простые – их номера с 1 по 17 и более сложные – их номера с 18 по 34.

При выполнении домашнего задания по каждой теме студент обязан решить одну простую (уровня В) и одну сложную (уровня С) задачи. В конце задачника приведены номера индивидуальных домашних заданий.

1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Неорганические соединения могут классифицироваться как по составу, так и по свойствам. По составу они подразделяются на простые вещества, состоящие из атомов одного и того же элемента (H_2 , Cl_2 , O_2 , Na , Zn , Fe , He), и сложные вещества, которые состоят из атомов разных элементов (CO_2 , KOH , Na_2SO_4 , HNO_3).

Классификация основных классов неорганических соединений



Оксиды – бинарные соединения элементов с кислородом. Общая формула оксидов $\text{Э}_x\text{O}_y$. Название оксидов состоит из слова «оксид» плюс название элемента в родительном падеже. Если элемент проявляет переменную степень окисления, то в скобках дополнительно указывают степени окисления элемента: SO_2 и SO_3 соответственно оксиды серы (IV) и (VI).

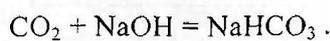
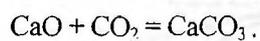
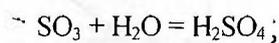
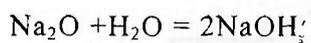
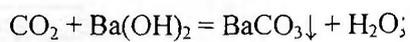
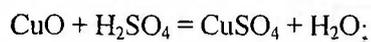


Li_2O – оксид лития	B_2O_3 – оксид бора	BeO – оксид бериллия
MgO – оксид магния	CO_2 – оксид углерода (IV)	Al_2O_3 – оксид алюминия
MnO – оксид марганца (II)	CrO_3 – оксид хрома (VI)	Cr_2O_3 – оксид хрома (III)
		ZnO – оксид цинка
		SnO – оксид олова (II)
		PbO – оксид свинца (II)

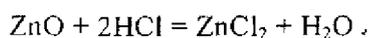
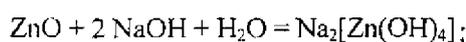
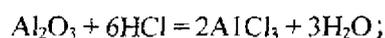
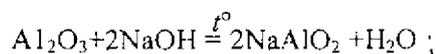
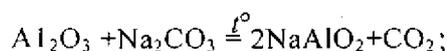
СВОЙСТВА ОКСИДОВ:

Основные

Кислотные



Амфотерные



Основания – химические соединения, которые в растворе диссоциируют с образованием гидроксид-ионов (OH⁻). Название оснований состоит из слова "гидроксид" плюс название металла в родительном падеже. Если металл проявляет переменную степень окисления, то в скобках после названия металла указывается степень его окисления. Число гидроксид-ионов определяет кислотность основания:

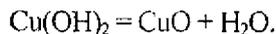
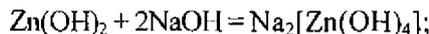
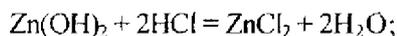
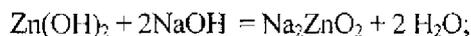
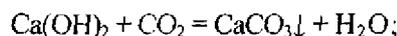
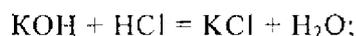
NaOH – гидроксид натрия (однокислотное основание);

Mn(OH)₃ – гидроксид марганца (III) (трехкислотное основание);

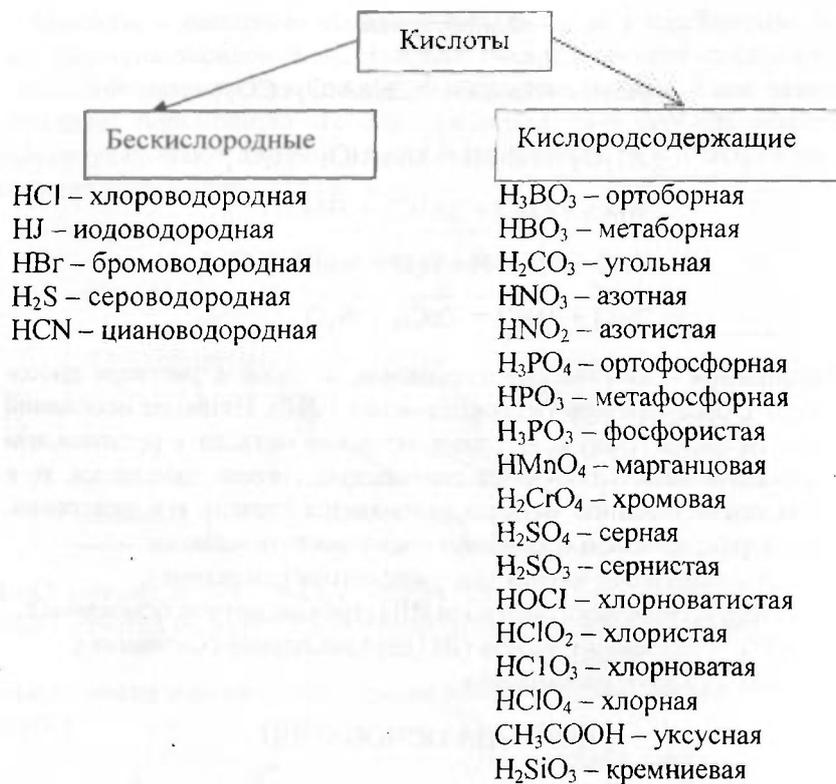
Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II) (двухкислотное основание);

NH₄OH – гидроксид аммония.

СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ



Кислоты – химические соединения, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металлов. С позиций теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода (H⁺).

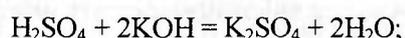
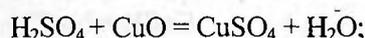
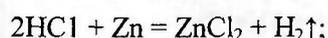
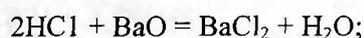
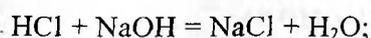


Название кислот производят от названия элементов, которые их образовали. В случае бескислородных кислот к названию элемента добавляют слово "водородная". HCl – хлороводородная, H₂S – сероводородная, HCN – циановодородная. Если элемент образует две кислородсодержащие кислоты (H₂SO₄ и H₂SO₃), то их названия отличаются окончанием: (н)ая и – (н)истая. Первое соответствует кислотам, в которых элемент, образовавший кислоту, находится в высшей степени окисления, второе соответствует кислотам, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления (HN⁺⁵O₃ – азотная, HN⁺³O₂ – азотистая). Количество атомов водорода, которые способны замещаться на атомы металла, определяет основность кислоты (HCl – одноосновная, H₂SO₄ – двухосновная, H₃PO₄ – трехосновная).

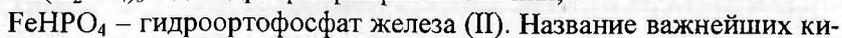
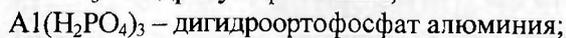
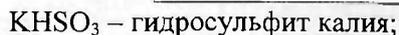
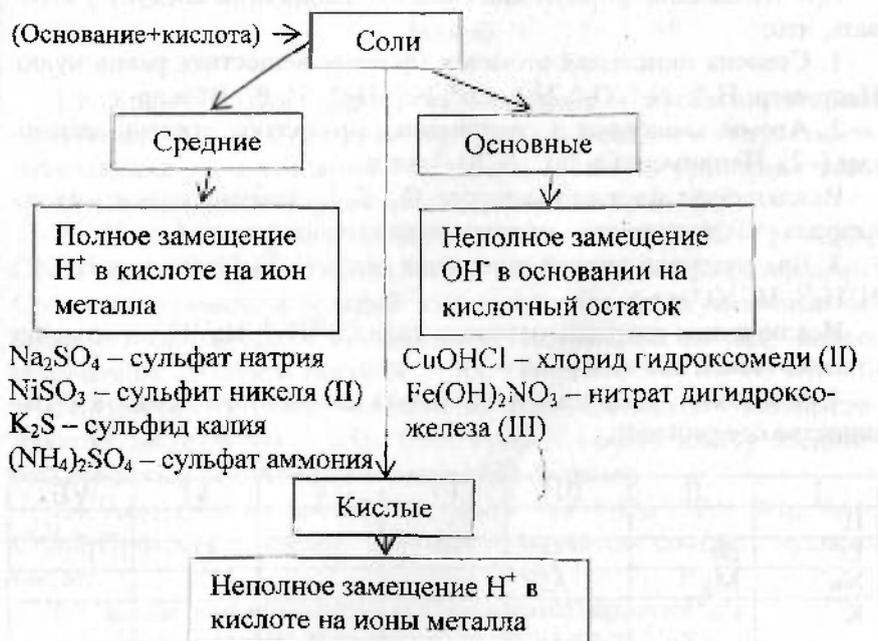
В зависимости от числа молекул воды к названию кислоты прибавляется приставка орто- или мета-. При максимальном количестве воды добавляется приставка орто-, а при минимальном количестве

воды – приставка мета-. Кислота H_3PO_4 , в которой на одну молекулу фосфорного ангидрида (P_2O_5) приходится три молекулы воды, называется ортофосфорной, а кислота HPO_3 – метафосфорной.

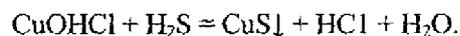
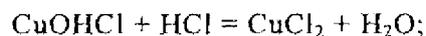
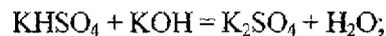
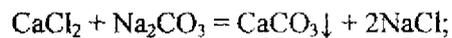
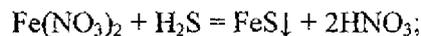
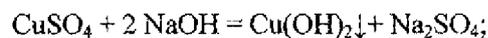
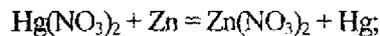
СВОЙСТВА КИСЛОТ



Соли – сложные вещества, которые являются продуктами полного или частичного замещения ионов водорода кислоты ионами металла или гидроксид-ионов основания кислотными остатками. Одним из способов получения солей является взаимодействие кислот и оснований.



СВОЙСТВА СОЛЕЙ



При написании формул химических соединений следует учитывать, что:

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю. Например: H_2^0 ; N_2^0 , O_2^0 , Na^0 , Cu^0 , Fe^0 , Hg^0 , S^0 , P^0 , B^0 и др.

2. Атомы кислорода в соединениях проявляют степень окисления (-2). Например: $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$, $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ и т.д.

Исключения: фторид кислорода $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$ – степень окисления кислорода (+2), пероксиды – степень окисления кислорода (-1), $\text{H}_2^{-1}\text{O}_2^{-1}$.

3. Для водорода степень окисления равна (+1). Например: $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$, $\text{N}^{-3}\text{H}_3^{+1}$, $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ и т.д.

Исключения: гидриды металлов типа $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$; $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$, в которых степень окисления водорода (-1).

4. Элементы, имеющие постоянную степень окисления в большинстве соединений.

I	II	III	IV	V	VI	VII
H^+						
Li^{+1}	Be^{+2}	B^{+3}			O^{-2}	F^-
Na^{+1}	Mg^{+2}	Al^{+3}				
K^{+1}	Ca^{+2} Zn^{+2}	Sc^{+3}				
Rb^{+1} Ag^{+1}	Sr^{+2} Cd^{+2}					
Cs^{+1}	Ba^{+2}					
Fr^{+1}	Ra^{+2}					

5. Алгебраическая сумма степеней окисления отдельных атомов, образующих молекулу, с учетом стехиометрических индексов равна нулю. Например, можно определить степень окисления азота в молекуле HNO_3 , зная степени окисления кислорода (-2) и водорода (+1): $\text{H}^{+1}\text{N}^x\text{O}_3^{-2}$

$$(+1) + x + (-2) \cdot 3 = 0; \quad x = +5,$$

или степень окисления хрома в молекуле $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$:

$$(+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0, \quad x = +6.$$

6. Атомы одного и того же элемента в различных соединениях могут иметь различные степени окисления, например: $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2}$; $\text{H}_2^{+1}\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2}$; $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$.

Задачи

1.1. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +3 и +6. Составить формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Написать уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).

1.2. Какие из перечисленных оксидов: CaO , CO_2 , FeO , Al_2O_3 , Cl_2O_7 , ZnO являются основными, кислотными или амфотерными? Составить уравнения реакций взаимодействия вышеуказанных оксидов с хлороводородной кислотой и гидроксидом натрия, назвать полученные продукты реакций.

1.3. Составить уравнения реакций взаимодействия с водой следующих оксидов: Na_2O , SO_3 , CaO , P_2O_5 . К какому классу соединений относятся полученные вещества? Назвать их.

1.4. Ангидридами каких кислот являются P_2O_5 , Cl_2O_7 , SO_2 , N_2O_3 , CrO_3 ? Привести примеры реакций образования соответствующих кислот.

1.5. Какие из перечисленных соединений образуют:

а) кислые соли: HF , H_2S , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCN ?

б) основные соли: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, NaOH ?

Привести примеры соответствующих реакций и назвать полученные соединения.

1.6. Написать уравнения реакции и определить объем газа (н.у.), выделившегося при взаимодействии 11,6 г карбоната железа (II) с хлороводородной кислотой.

1.7. Сколько граммов гидроксида цинка подверглось разложению, если при этом выделилось 72 г воды? Сколько моль оксида цинка образовалось в результате реакции?

1.8. При взаимодействии гидроксида меди (II) с азотной кислотой образовалось 47 г соли. Определить массы вступивших в реакцию: а) гидроксида меди; б) азотной кислоты. Написать уравнение соответствующей реакции.

1.9. Определить массу оксида фосфора (V), пошедшего на взаимодействие с водой, если при этом образовалось метафосфорной кислоты: а) 0,5 моль; б) 320 г.

1.10. Написать уравнение реакции получения серной кислоты из оксида серы (VI) и определить, сколько граммов серной кислоты образуется из 2 моль оксида серы (VI).

1.11. Определить объем газа (н.у.), выделившегося при взаимодействии 5,4 г алюминия с хлороводородной кислотой, и написать уравнение реакции.

1.12. Указать, к каким классам неорганических соединений относятся следующие вещества, и назвать эти соединения: HBr , NO_2 , ZnS , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, Na_2SO_4 , CuOHNO_3 , KH_2PO_4 , HCN .

1.13. Написать формулы следующих химических соединений: оксид хрома (VI), гидроксид калия, угольная кислота, хлорид гидроксиалюминия, гидроортофосфат калия, хлорид железа (II). Назвать следующие соединения: N_2O_5 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{FeOH})_2\text{SO}_3$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

1.14. Какие из перечисленных солей относятся к средним, кислотным и основным: Na_2HPO_4 , $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, FeCl_3 , Na_2CO_3 , CuOHCl , K_2S ? Назвать эти соли.

1.15. Какие соли можно получить имея в наличии: а) CuSO_4 , б) AgNO_3 , в) K_3PO_4 , г) BaCl_2 ? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.

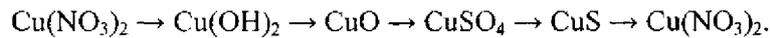
1.16. Какие из перечисленных веществ будут реагировать с гидроксидом калия: CO_2 , CaO , H_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2S ? Составить уравнения реакций и назвать продукты реакций.

1.17. Составить уравнения реакций получения основных солей магния и кислотных солей натрия, образованных кислотами: а) угольной, б) сероводородной, в) ортофосфорной. Назвать полученные соли.

1.18. Написать уравнения реакций получения кислых кальциевых солей ортофосфорной кислоты и основных алюминиевых солей азотной кислоты. Составить уравнения соответствующих реакций.

1.19. При пропускании через известковую воду $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ углекислого газа (CO_2) (н.у.) образовалось 20 г гидрокарбоната кальция. Сколько граммов гидроксида кальция вступило в реакцию с углекислым газом и сколько CO_2 (моль) прореагировало с $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

1.20. Составить уравнения соответствующих реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



1.21. В какие реакции могут вступать друг с другом вещества из группы: HNO_3 , LiOH , Na_2CO_3 , CO_2 , H_2SO_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций, назвать продукты реакций.

1.22. Сколько граммов нитрата цинка образуется при взаимодействии 16,2 г оксида цинка и 30 г азотной кислоты? Какое из исходных веществ и в каком количестве останется при этом в избытке?

1.23. Определить массу хлора, которую можно получить при взаимодействии 0,5 моль бертолетовой соли (KClO_3) с хлороводородной кислотой по реакции $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} = \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$. Какой объем хлора выделится при температуре 300 К и давлении 740 мм рт. ст.?

1.24. При обжиге известняка, содержащего 92 % чистого карбоната кальция, образуются оксид кальция (негашеная известь) и оксид углерода (IV). Сколько граммов негашеной извести можно получить из 1 кг известняка? Какой объем CO_2 выделится при нормальных условиях?

1.25. Написать уравнение реакции и определить объем газа, измеренного при температуре 310 К и давлении 730 мм рт. ст. и выделившегося при взаимодействии 4,6 г натрия с водой. Сколько граммов гидроксида натрия при этом образовалось?

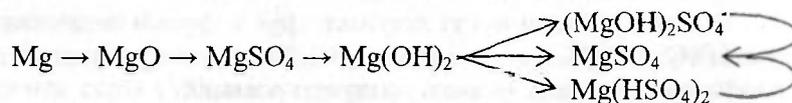
1.26. Определить массу воды, которую необходимо добавить к негашеной извести (CaO), чтобы получить 1 кг гашеной извести $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$. Составить уравнение реакции. Сколько негашеной извести (г, моль) вступило в реакцию?

1.27. Составить уравнения реакций образования сульфата аммония из: а) аммиака и серной кислоты; б) гидроксида аммония и серной ки-

слоты. Вычислить по уравнению реакций а) и б), сколько каждого из реагентов необходимо для получения 200 г сульфата аммония.

1.28. При взаимодействии 1,3 г технического карбоната магния с хлороводородной кислотой выделилось $350 \text{ см}^3 \text{ CO}_2$, собранного над водным раствором NaHCO_3 и измеренного при $T = 298 \text{ К}$ и давлении $763,76 \text{ мм рт. ст.}$ Составить уравнение соответствующей реакции и определить процентное содержание чистого карбоната магния в техническом продукте, если давление паров над водным раствором NaHCO_3 при температуре 298 К равно $23,76 \text{ мм рт. ст.}$

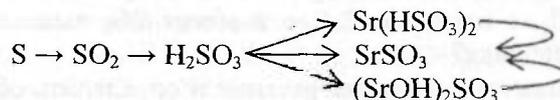
1.29. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



1.30. При взаимодействии 650 г технического цинка, содержащего 98 % чистого цинка, с серной кислотой выделяется водород и образуется сульфат цинка. Составить уравнение реакции. Определить массу сульфата цинка и объем выделившегося водорода при температуре 293 К и давлении $100,4 \text{ кПа}$.

1.31. Установить формулу кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, если в результате прокаливании его масса изменилась от 0,74 до 0,36 г.

1.32. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения



1.33. При взаимодействии каких веществ можно получить хлорид гидроксиалюминия, карбонат гидроксомеди (II), нитрат дигидроксохрома (III), гидросульфит натрия, гидроортофосфат бария? Составить уравнения соответствующих реакций.

1.34. Составить уравнение реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



2. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Любое вещество состоит из формульных единиц (ФЕ). **Формульные единицы** – это реально существующие частицы, такие как атомы, молекулы, ионы, радикалы (O , H_2SO_4 , H^+ , OH^-).

Единицей количества вещества в химии является моль. **Моль** – это такое количество вещества, которое содержит столько формульных единиц, сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода $^{12}_6C$. В 0,012 кг изотопа $^{12}_6C$ содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов. Число $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – постоянная Авогадро (N_A).

Количество вещества равно

$$n_B = \frac{m_B}{M_B},$$

где m_B – масса вещества, г;

M_B – молярная масса вещества, г/моль.

Так как в реакции могут вступать не только реальные, но и условные частицы, равноценные 1 атому или 1 иону водорода, то кроме формульных единиц в химии применяется также понятие «эквивалент».

Эквивалент – это реальные или условные частицы вещества, в z_B раз меньше, чем соответствующие им формульные единицы, или условные частицы, которые в кислотно-основных реакциях равноценны одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях – одному отданному или принятому электрону.

z_B – число эквивалентности или эквивалентное число.

Число моль эквивалентов вещества обозначается $n_{\text{ЭК}}(B)$:

$$n_{\text{ЭК}}(B) = \frac{m_B}{M_{\text{ЭК}}(B)},$$

где m_B – масса вещества, г.

$M_{\text{ЭК}}(B)$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль.

$$M_{\text{эк}}(B) = \frac{M_B}{z_B},$$

где M_B – молярная масса вещества, г/моль.

Численное значение молярной массы эквивалента элемента равно отношению молярной массы атома элемента к его валентности (B):

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{M_{\text{Э}}}{B},$$

$$\text{Например: } M_{\text{эк}}(\text{O}) = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль, } M_{\text{эк}}(\text{H}) = \frac{1}{1} = 1 \text{ г/моль,}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9 \text{ г/моль.}$$

Элементы, имеющие переменную валентность, имеют различные значения молярных масс эквивалентов элементов (As^{+5} , As^{+3}).

$$\text{Например: } M_{\text{эк}}(\text{As}^{+5}) = \frac{75}{5} = 15 \text{ г/моль,}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{As}^{+3}) = \frac{75}{3} = 24,9 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалента оксида

$$M_{\text{эк}}(\text{OKC}) = M_{\text{эк}}(\text{Э}) + M_{\text{эк}}(\text{O});$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{54,9}{7} + 8 = 15,9 \text{ г/моль}$$

или

$$M_{\text{эк}}(\text{OKC}) = \frac{M_{\text{оксида}}}{n \cdot B}; \quad M_{\text{эк}}(\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{222}{2 \cdot 7} = 15,9 \text{ г/моль,}$$

где n – число атомов элемента, B – валентность элемента.

Молярные массы эквивалентов сложных веществ могут иметь различные значения в зависимости от того, в какую реакцию вступает данное вещество. Так, например, молярная масса эквивалента кислоты (основания) равна молярной массе кислоты (основания) (M_B), деленной для кислоты на число атомов водорода, замещенных

в данной реакции на металл, а для основания – на число гидроксо- групп, замещенных в данной реакции на кислотный остаток.

Например: 1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль.}$$

3. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$$M_{\text{эк}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{89,8}{2} = 44,9 \text{ г/моль.}$$

4. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{FeOHCl} + 2\text{H}_2\text{O}$;

$$M_{\text{эк}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{89,8}{1} = 89,8 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалента соли

$$M_{\text{эк}}(\text{СОЛИ}) = \frac{M_{\text{соли}}}{n \cdot B},$$

где n – число атомов металла в молекуле соли;

B – валентность этого металла.

Например: $M_{\text{эк}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$

Закон эквивалентов

Вещества вступают в реакцию в эквивалентных количествах

$$mA + nB = pC + qD;$$

$$n_{\text{эк}}(A) = n_{\text{эк}}(B);$$

$$\frac{m_A}{M_{\text{эк}}(A)} = \frac{m_B}{M_{\text{эк}}(B)}.$$

Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов (объемам молярных масс эквивалентов):

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{M_{\text{эк}}(A)}{M_{\text{эк}}(B)}, \text{ если вещества A и B – твердые;}$$

$$\frac{m_A}{V_0(B)} = \frac{M_{\text{эк}}(A)}{V_{M_{\text{эк}}(B)}}, \text{ если вещество A – твердое, а B – газообразное;}$$

$$\frac{V_0(A)}{V_0(B)} = \frac{V_{M_{\text{эк}}(A)}}{V_{M_{\text{эк}}(B)}}, \text{ если оба вещества газообразные,}$$

где m_A и m_B – массы веществ A и B, г;

$V_0(A)$ и $V_0(B)$ – объемы газообразных веществ A и B при нормальных условиях, л;

$M_{\text{эк}}(A)$ и $M_{\text{эк}}(B)$ – молярные массы эквивалентов веществ A и B, г/моль;

$V_{M_{\text{эк}}(A)}$ и $V_{M_{\text{эк}}(B)}$ – объемы молярных масс эквивалентов (эквивалентные объемы) газообразных веществ A и B, л/моль.

Эквивалентный объем газообразного вещества ($V_{M_{\text{эк}}(B)}$) – это объем молярной массы эквивалента данного вещества при нормальных условиях (н.у.).

Например: $V_{M_{\text{эк}}(H)} = 11,2$ л/моль, $V_{M_{\text{эк}}(O)} = 5,6$ л/моль,

$V_{M_{\text{эк}}(Cl)} = 11,2$ л/моль.

Задачи

2.1. При сжигании навески металла массой 4,14 г получено 4,46 г его оксида. Определить молярные массы эквивалента металла и его оксида.

2.2. В оксиде свинца содержится 7,18 % кислорода. Определить молярные массы эквивалентов свинца и его оксида.

2.3. Определить молярную массу эквивалента металла, зная, что его сульфид содержит 52 % металла.

2.4. При взаимодействии 15 г металла с избытком кислоты выдѣлилось 8,4 л (н.у.) водорода. Определить молярную массу эквивалента металла.

2.5. При сгорании 5,4 г трехвалентного металла образовалось 10,2 г оксида. Вычислить молярную массу эквивалента металла и назвать металл.

2.6. Цинк массой 4,8 г вытесняет 14,6 г ртути из раствора соли ртути. Определить валентность ртути.

2.7. Определить молярную массу эквивалента металла, для восстановления 17 г оксида которого потребовалось 11,2 л водорода (н.у.).

2.8. Оксид пятивалентного элемента содержит 43,67 % элемента. Определить молярную массу эквивалента элемента и назвать элемент.

2.9. Алюминий массой 0,752 г при взаимодействии с кислотой вытеснил водород объемом 0,936 л (н.у.). Определить объем молярной массы эквивалента водорода.

2.10. Для нейтрализации 1,125 г некоторой кислоты расходуется 1 г гидроксида натрия. Вычислить молярную массу эквивалента кислоты.

2.11. Определить молярную массу эквивалента металла, 2 г которого вытесняют 1,132 г меди из раствора соли меди. Молярная масса эквивалента меди равна 31,8 г/моль.

2.12. Вычислить молярную массу эквивалента металла, если его хлорид содержит 79,78 % хлора.

2.13. Написать уравнение реакции взаимодействия гидроксида меди (II) с хлороводородной кислотой с образованием:

- а) хлорида гидроксомеди (II);
- б) хлорида меди (II).

Вычислить молярные массы эквивалентов гидроксида меди (II).

2.14. На нейтрализацию 0,63 г некоторой кислоты израсходовано 0,4 г гидроксида натрия. Вычислить молярную массу эквивалента этой кислоты.

2.15. Молярная масса эквивалента двухвалентного элемента равна 12 г/моль. Вычислить массовую долю (в %) кислорода в оксиде этого элемента.

2.16. Определить молярную массу эквивалента хлорида железа (III), если 1,35 г его взаимодействуют без остатка с 1 г гидроксида натрия.

2.17. Написать уравнение реакции взаимодействия сернистой кислоты с гидроксидом калия с образованием:

а) гидросульфита калия;

б) сульфита калия.

Вычислить молярные массы эквивалентов сернистой кислоты.

2.18. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,173 г одного из галогенов. Определить молярную массу эквивалента галогена и назвать галоген.

2.19. При восстановлении 3,98 г оксида меди водородом выделилось 0,9 г воды. Определить молярную массу эквивалента меди и формулу оксида меди.

2.20. Соединение металла с галогеном содержит 64,5 % галогена, оксид этого же металла содержит 15,4 % кислорода. Определить молярную массу эквивалента галогена и назвать его.

2.21. При растворении 2,816 г двухвалентного металла в кислоте выделилось 3,2 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 302 К и давлении 710 мм рт. ст. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл. Давление паров воды при 302 К равно 30,04 мм рт. ст.

2.22. При нагревании в токе водорода двух оксидов одного и того же металла определено, что из 1 г первого оксида образуется 0,126 г воды, а из 1 г второго – 0,226 г воды. Вычислить молярные массы эквивалентов металла.

2.23. Один грамм некоторого металла соединяется с 1,78 г серы или с 8,89 г брома. Определить молярные массы эквивалентов брома и металла.

2.24. Определить молярные массы эквивалентов металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

2.25. При растворении 16,25 г двухвалентного металла в кислоте выделилось 6,52 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 298 К и давлении 730 мм рт. ст. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл. Давление паров воды при 298 К равно 23,76 мм рт. ст.

2.26. При окислении металла израсходовано 1,75 л кислорода, измеренного при 293 К и давлении 730 мм рт. ст. При этом образовалось 5,65 г оксида. Определить молярные массы эквивалентов металлов и его оксида.

2.27. Мышьяк образует два оксида, один из которых содержит 34,8 %, а второй – 24,3 % кислорода. Определить молярные массы эквивалентов мышьяка в обоих оксидах. Как относятся эти величины друг к другу?

2.28. Металл массой 2 г вытесняет из раствора соли меди медь массой 1,132 г. Массовая доля кислорода в оксиде меди составляет 20 %. Определить молярные массы эквивалентов меди и металла.

2.29. Один оксид олова содержит 78,8 %, а второй – 88,12 % олова соответственно. Определить молярные массы эквивалентов олова исходя из состава этих оксидов и соотношение между полученными величинами.

2.30. Металл массой 0,150 г вытесняет никель массой 0,367 г из раствора соли никеля, а из раствора кислоты – водород объемом 140 см³ (н.у.). Определить молярную массу эквивалента никеля.

2.31. Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Определить молярную массу эквивалента металла.

2.32. Йод массой 0,728 г, взаимодействует с двухвалентным металлом массой 0,115 г. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл.

2.33. Для растворения 5,4 г металла потребовалось 29,4 г серной кислоты. Определить молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося водорода (н.у.).

2.34. При восстановлении водородом оксида металла массой 2,68 г образовалась вода массой 0,648 г. Определить молярную массу эквивалента металла.

3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

Раствор – однородная система переменного состава. Растворы бывают жидкими, твердыми, газообразными.

Концентрация (состав раствора) – отношение количества или массы вещества, содержащегося в растворе, к объему или массе того же раствора. Наиболее распространены следующие способы выражения состава растворов.

Молярная концентрация вещества или молярность (символ C_B , единица измерения – моль/л, сокращенное обозначение M) выражается числом моль растворенного вещества в 1 литре раствора:

$$C_B = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{p-ра}}$$

где m_B – масса растворенного вещества, г;

M_B – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{p-ра}$ – объем раствора, л.

Пример: Определить молярную концентрацию раствора, содержащего 14 г КОН в 500 см³ раствора.

$$C_{\text{КОН}} = \frac{m_{\text{КОН}}}{M_{\text{КОН}} \cdot V_{p-ра}} = \frac{14}{56 \cdot 0,5} = 0,5 \text{ моль/л}, \quad M_{\text{КОН}} = 56 \text{ г/моль.}$$

Молярная концентрация эквивалентов вещества или нормальность (символ $C_{\text{эк}}(B)$, единица измерения – моль/л, сокращенное обозначение н). Выражается числом моль эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора:

$$C_{\text{эк}}(B) = \frac{m_B}{M_{\text{эк}}(B) \cdot V_{p-ра}},$$

где m_B – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{эк}}(B)$ – молярная масса эквивалентов растворенного вещества, г/моль;

$V_{p-ра}$ – объем раствора, л.

$$M_{\text{эк}}(B) = \frac{M_B}{Z_B},$$

где M_B – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

Z_B – эквивалентное число, которое определяется для кислот:

Z_B – основность кислоты,

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

для оснований:

Z_B – кислотность оснований,

$$M_{\text{эк}}(\text{KOH}) = \frac{56}{1} = 56 \text{ г/моль.}$$

для солей:

$$Z_B = n \cdot B,$$

n – число атомов металла в молекуле соли;

B – валентность металла.

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль.}$$

Пример. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 см^3 0,1N раствора?

$$C_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}}};$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = C_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}} = 0,1 \cdot \frac{106}{2} \cdot 0,5 = 2,65 \text{ г,}$$

где $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ г/моль.}$

Моляльность вещества в растворе или моляльность раствора (символ $C_m(B)$, единица измерения – моль/кг) выражается числом моль растворенного вещества в 1 кг растворителя (воды):

$$C_m(B) = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{\text{р-теля}}},$$

где m_B и $m_{\text{р-теля}}$ – соответственно масса растворенного вещества и растворителя, г;

M_B – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Пример. Определить моляльность вещества в водном растворе, если в 100 г этого раствора содержится 8 г NaOH.

$$C_m(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}} \cdot 1000}{M_{\text{NaOH}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{8 \cdot 1000}{40 \cdot (100 - 8)} = 2,17 \text{ моль/кг};$$

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ г/моль.}$$

Массовая доля растворенного вещества (символ ω_B , единица измерения – доля от единицы или процент) определяется отношением массы растворенного вещества (m_B) к массе раствора ($m_{\text{р-ра}}$):

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{\text{р-ра}}}, \quad \omega_B = \frac{m_B}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \%$$

Масса раствора $m_{\text{р-ра}}$ связана с объемом раствора $V_{\text{р-ра}}$ следующей формулой:

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho,$$

где ρ – плотность раствора, г/см³, $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/см}^3$.

Пример. Сколько граммов Na₂SO₃ потребуется для приготовления 400 см³ 5 %-го раствора, плотность которого $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$?

$$\omega_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100,$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{\omega_{\text{Na}_2\text{SO}_3} m_{\text{р-ра}}}{100} = \frac{\omega_{\text{Na}_2\text{SO}_3} \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho}{100} = \frac{5 \cdot 400 \cdot 1,06}{100} = 21,2 \text{ г.}$$

Молярная доля растворенного вещества (символ χ_B , безразмерная величина) определяется как отношение числа моль растворенного вещества (n_B) к сумме числа моль растворенного вещества (n_B) и числа моль растворителя ($n_{\text{р-ля}}$) (воды):

$$\chi_B = \frac{m_B}{m_B + m_{\text{р-теля}}} = \frac{m_B / M_B}{m_B / M_B + m_{\text{р-теля}} / M_{\text{р-теля}}}$$

где m_B и $m_{\text{р-теля}}$ – соответственно массы растворенного вещества и растворителя, г;

M_B и $M_{\text{р-теля}}$ – молярные массы растворенного вещества и растворителя, г/моль.

Пример. Определить молярную долю глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в водном растворе с массовой долей 36 %.

$$\begin{aligned} \chi_{C_6H_{12}O_6} &= \frac{m_{C_6H_{12}O_6} / M_{C_6H_{12}O_6}}{m_{C_6H_{12}O_6} / M_{C_6H_{12}O_6} + m_{H_2O} / M_{H_2O}} = \\ &= \frac{36/180}{36/180 + (100 - 36)/18} = 0,0053. \end{aligned}$$

$$m_{H_2O} = (100 - 36) \text{ г.}$$

$$M_{H_2O} = 18 \text{ г/моль.}$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ г/моль.}$$

Титр раствора вещества (символ T_B , единица измерения – г/см³) – это концентрация стандартного раствора, равная массе растворенного вещества (m_B), содержащейся в 1 см³ раствора:

$$T_B = \frac{m_B}{V_{\text{р-ра}}}$$

где $V_{\text{р-ра}}$ – объем раствора, см³;

m_B – масса растворенного вещества, г.

Пример. Определить титр раствора, если в 200 см³ этого раствора содержится 0,1 моль КОН.

$$T_B = \frac{m_{\text{КОН}}}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{n_{\text{КОН}} \cdot M_{\text{КОН}}}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{0,1 \cdot 56}{200} = 0,0028 \text{ г/см}^3,$$

$$M_{\text{КОН}} = 56 \text{ г/моль.}$$

Задачи

- 3.1. Сколько граммов сульфата железа (III) содержится в 1,5 л 0,1 н раствора?
- 3.2. Сколько граммов хлорида алюминия потребуется для приготовления 1,5 л 25 %-го раствора, плотность которого 1,08 г/см³?
- 3.3. Определить молярность вещества в растворе, если в 200 г раствора содержится 10,6 г карбоната натрия.
- 3.4. Определить титр раствора гидроксида калия, если в 0,5 л этого раствора содержится 0,2 моль гидроксида калия.
- 3.5. Определить молярную долю растворенного вещества в 6,84 %-м водном растворе сахарозы (C₁₂H₂₂O₁₁).
- 3.6. Определить молярную концентрацию вещества в растворе, содержащем 80 г сульфата цинка в 700 см³ раствора.
- 3.7. В 500 см³ раствора содержится 40 г сульфата железа (II). Определить молярную концентрацию эквивалентов вещества.
- 3.8. Раствор содержит 6,6 г нитрата свинца (II). Определить объем 0,2 н раствора этой соли.
- 3.9. Сколько граммов нитрата серебра содержится в 800 см³ 0,2 н раствора?
- 3.10. Определить молярность вещества в растворе, если в 400 г раствора содержится 2,13 г нитрата алюминия.
- 3.11. Найти массовую долю растворенного вещества в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы.
- 3.12. Из 400 г 50 %-го раствора серной кислоты выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?
- 3.13. Рассчитать молярные доли глюкозы и воды в растворе с массовой долей глюкозы 36 %.
- 3.14. Определить молярность вещества в растворе с массовой долей нитрата свинца (II) 5,6 %.
- 3.15. Раствор содержит 6,5 г сульфата хрома (III). Определить объем 0,2 молярного раствора этой соли.
- 3.16. Определить молярную концентрацию эквивалентов вещества, содержащего 5,7 г сульфата алюминия в 500 см³ раствора.
- 3.17. Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления 5 л 8 %-го раствора. Плотность раствора 1,08 г/см³.

3.18. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 96 % ($\rho = 1,835 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 5 л 0,5н раствора?

3.19. Вычислить молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и моляльность вещества в растворе, в котором массовая доля сульфата меди (II) равна 15 % ($\rho = 1,108 \text{ г/см}^3$).

3.20. В одном литре воды растворено 75 г карбоната натрия ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$). Определить массовую долю, молярную концентрацию и титр растворенного вещества.

3.21. Сколько миллилитров 8,5 %-го раствора ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$) гидросульфата натрия можно перевести в сульфат натрия с помощью 200 см³ 1,5 н раствора гидроксида натрия?

3.22. Какой объем 0,1 н раствора гидроксида калия следует прибавить к 16,2 г 5 %-го раствора гидрокарбоната калия для образования карбоната калия?

3.23. Какой объем 0,3 н ортофосфорной кислоты должен прореагировать с 25 г 4 %-го раствора гидроксида натрия для образования дигидроортофосфата натрия?

3.24. К 100 мл 96 %-й серной кислоты ($\rho = 1,835 \text{ г/см}^3$) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,220 г/см³. Вычислить массовую долю и молярную концентрацию эквивалентов раствора серной кислоты.

3.25. Сколько миллилитров 0,5 М раствора серной кислоты можно приготовить из 15 мл 2,5 н раствора?

3.26. Какой объем 0,03 н раствора серной кислоты должен прореагировать с 25 мл 8 %-го ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$) раствора гидроксида натрия для получения гидросульфата натрия?

3.27. Для приготовления 5 %-го раствора сульфата магния взято 400 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Найти массу полученного раствора.

3.28. Какой объем 0,2 н раствора соляной кислоты должен прореагировать с 200 мл 5 %-го раствора гидроксида бария ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) для получения хлорида гидроксобария?

3.29. Какой объем 0,1 М раствора ортофосфорной кислоты можно приготовить из 75 мл 0,75 н раствора?

3.30. В какой массе воды надо растворить 67,2 л хлороводорода (н.у.), чтобы получить 9 %-й раствор хлороводородной кислоты?

3.31. Какую массу 20 %-го раствора гидроксида калия надо добавить к 1 кг 50 %-го раствора, чтобы получить 25 %-й раствор?

3.32. Какой объем 0,2 н раствора карбоната натрия следует прибавить к 196 г 2,5 %-го раствора гидроксида бария для получения карбоната бария?

3.33. В каком объеме 1 М раствора и в каком объеме 1 н раствора содержится 114 г сульфата алюминия?

3.34. Какой объем 0,4 н раствора гидроксида калия потребуется для взаимодействия с 160 см³ 43 %-го раствора сульфата аммония, плотность которого 1,225 г/см³?

4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

При химических процессах происходит изменение свойств систем, которые сопровождаются изменением энергии в виде теплоты (Q) или работы (W). Согласно первому началу термодинамики, теплота, подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии (ΔU) и на совершение работы при условии, что W является работой расширения: $Q = \Delta U + p\Delta V$. Теплоты химических превращений, протекающих при постоянных значениях p и V (Q_p и Q_v), называются тепловыми эффектами реакций, а раздел химии, который их изучает, называется термохимией.

Основным законом термохимии является закон Гесса: «Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания, а зависит от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции». Если реакция протекает с выделением теплоты, то она называется экзотермической, а если с поглощением – эндотермической.

В термохимии принято, что Q_p равна по величине изменению энтальпии (ΔH) с обратным знаком, т.е. $Q_p = -\Delta H$. Согласно первому началу термодинамики, количество теплоты, переданное от одной системы к другой или выделенное в результате химических процессов, определяется как $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$, где m – масса системы, г; c – удельная теплоемкость, Дж/(г·К); Δt – изменение температуры. При помощи этих уравнений можно определить стандартную теплоту растворения веществ, теплоту нейтрализации и другие тепловые эффекты химических реакций.

Для сравнения изменений энтальпий различных процессов их относят к условиям, принятым за стандартные: $P = 101325$ Па, $T = 298$ К.

Из закона Гесса вытекают два следствия. Первое следствие: «Изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования $[\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})]$ продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов этих веществ в уравнениях реакций». Например: для реакции $mA + nB = pC + qD$

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = [p \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, C) + q \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, D)] - [m \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, A) + n \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, B)],$$

где m, n, p, q – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Второе следствие из закона Гесса: «Изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы стандартных энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов (n_i, n_j) в уравнении реакции: $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = \sum n_i \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}), \text{ исх.} - \sum n_j \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}), \text{ прод.}$ ».

Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ являются табличными величинами (табл.ПЗ). Стандартные энтальпии образования простых веществ (например, O_2, N_2, Fe и т.д.) равны нулю.

Изменение энтальпии химической реакции не может определять направление протекания процесса. Согласно II началу термодинамики, в изолированных системах самопроизвольно протекают процессы, идущие с увеличением энтропии системы. Энтропия – мера беспорядка в системе. Для сравнения энтропий различных веществ, а также определения изменения энтропии системы их относят к стандартным условиям $[(S^\circ(298 \text{ K}, B))]$. В отличие от стандартных энтальпий образования простых веществ их стандартные энтропии не равны нулю и всегда положительны, т.к. при температурах выше 0 K всегда существует движение молекул или атомов, определяющих меру беспорядка в системе. Энтропия, так же как энтальпия, является функцией состояния, поэтому изменение энтропии системы в результате химической реакции равно сумме стандартных энтропий продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтропий исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов (n_i, n_j) в уравнении реакции: $\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = \sum n_p S^\circ(298 \text{ K}), \text{ прод.} - \sum n_r S^\circ(298 \text{ K}), \text{ исх.}$

Функцией состояния, одновременно отражающей влияние изменений энтропии и энтальпии на направление протекания химических процессов, является энергия Гиббса ($\Delta_r G$). Энергия Гиббса для химической реакции может быть определена как:

1) $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = \sum n_j \Delta_f G^\circ(298 \text{ K})$, прод. $-\sum n_i \Delta_f G^\circ(298 \text{ K})$, исх., где $\Delta_f G^\circ(298 \text{ K})$ – стандартная энергия Гиббса образования веществ; n_i, n_j – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

2) $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$.

Изменение стандартной энергии Гиббса служит для оценки принципиальной возможности самопроизвольного протекания процесса. Если $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) < 0$, процесс принципиально возможен, если $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) > 0$, процесс самопроизвольно протекать не может.

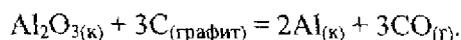
Задачи

4.1. Определить количество теплоты, которое выделится при сжигании 38 г сероуглерода (CS_2) с образованием $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и $\text{SO}_{2(\text{г})}$.

4.2. Определить энтальпию образования пропана (C_3H_8), если при сгорании 11 г его выделилось 552 кДж.

4.3. При сгорании одного литра ацетилена (C_2H_2), взятого при нормальных условиях, выделяется 58,2 кДж теплоты. Определить стандартную энтальпию образования ацетилена.

4.4. Определить изменение стандартной энтальпии и энтропии химической реакции:



4.5. Исходя из уравнений реакций

а) $\text{KClO}_{3(\text{к})} = \text{KCl}_{(\text{к})} + 3/2\text{O}_{2(\text{г})}$; $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}, 1) = -49,4 \text{ кДж}$;

б) $\text{KClO}_{4(\text{к})} = \text{KCl}_{(\text{к})} + 2\text{O}_{2(\text{г})}$; $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}, 2) = 33 \text{ кДж}$,

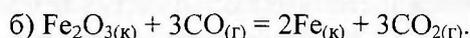
вычислить $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$ реакции $4\text{KClO}_{3(\text{к})} = 3\text{KClO}_{4(\text{к})} + \text{KCl}_{(\text{к})}$.

4.6. Реакция протекает по уравнению $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$. Определить изменения стандартных энтальпии и энтропии данной реакции.

4.7. Изменение стандартной энтальпии реакции $3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + 8\text{Al}(\text{к}) = 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 9\text{Fe}(\text{к})$ равно (-3350 кДж). Определить $\Delta_f H^\circ(298, \text{Fe}_3\text{O}_4)$.

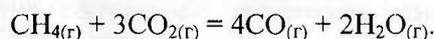
4.8. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем с образованием $\text{CO}(\text{г})$ поглощается 8,24 кДж тепла. Определить стандартную энтальпию образования $\text{CO}(\text{г})$.

4.9. Сравнить $\Delta_r H^\circ(298 \text{ К})$ реакций восстановления оксида железа (III) различными восстановителями:



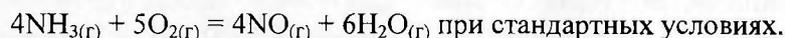
4.10. При сгорании газообразного аммиака (NH_3) образуются пары воды и оксид азота (II). Определить, сколько теплоты выделится в результате этой реакции, если получено 44,8 л $\text{NO}(\text{г})$.

4.11. Определить изменения стандартных энтальпии и энтропии химической реакции

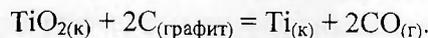


4.12. Определить исходя из знака $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К})$, как изменится окраска в системе $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ при стандартных условиях, если N_2O_4 – бесцветен, а NO_2 – окрашен.

4.13. Используя значения $\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, В})$, определить возможность протекания реакции



4.14. Определить изменения стандартных энтальпии и энтропии химической реакции



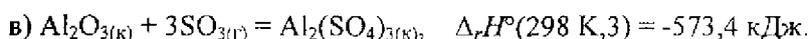
4.15. При образовании 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$ из $\text{CaO}(\text{к})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ выделяется 65,3 кДж теплоты. Написать термохимическое уравнение реакции и определить стандартную энтальпию образования оксида кальция.

4.16. Определить исходя из знака $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К})$ направленность протекания процесса $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ при стандартных условиях.

4.17. Вычислить теплоту перехода графита в алмаз, если при образовании 1 моль $\text{CO}_{2(\text{г})}$ из графита выделяется 393,5 кДж/моль, а из алмаза 395,4 кДж/моль теплоты.

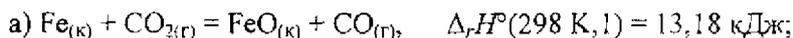
4.18. Определить массу метана (CH_4), при полном сгорании которого выделяется теплота, достаточная для нагревания 100 г воды от 20°C до 30°C. Удельная теплоемкость воды 4,18 Дж/(г·К).

4.19. Определить стандартную энтальпию образования сульфата алюминия исходя из следующих термохимических уравнений:



4.20. При растворении 10 г NaOH в 250 г воды температура повысилась на 9,7°C. Определить стандартную энтальпию растворения NaOH, принимая удельную теплоемкость раствора равной 4,18 Дж/(г·К).

4.21. Определить изменение стандартной энтальпии реакции $\text{Fe}_{(\text{к})} + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ исходя из следующих термохимических уравнений:



4.22. Стандартная энтальпия растворения NH_4NO_3 в воде равна 26,7 кДж/моль. Определить, на сколько градусов понизится температура при растворении 20 г NH_4NO_3 в 180 г H_2O . Удельная теплоемкость раствора 3,76 Дж/(г·К).

4.23. На основании значений стандартных энтропий и энтальпий образования веществ определить возможность самопроизвольного протекания реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$ при стандартных условиях. Ответ мотивировать расчетом $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К})$.

4.24. При растворении 8 г хлорида аммония (NH_4Cl) в 291 г воды температура раствора понизилась на 2°C. Рассчитать изменение стандартной энтальпии растворения хлорида аммония. Удельная теплоемкость раствора 4,19 Дж/(г·К).

4.25. На основании значений стандартных энтальпий и энтропий образования веществ определить возможность реакции восстановления TiO_2 углеродом при температуре 1500 К.

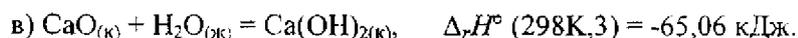
4.26. При растворении 8 г CuSO_4 в 192 г воды температура повысилась на $3,95^\circ\text{C}$. Определить стандартную энтальпию образования $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды, если стандартная энтальпия растворения кристаллогидрата составляет $11,7$ кДж/моль, а удельная теплоемкость раствора $4,18$ Дж/(г·К).

4.27. Определить, какие из перечисленных оксидов (CaO , CuO , PbO) могут быть восстановлены алюминием при 298 К. Ответ мотивировать расчетом $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})$.

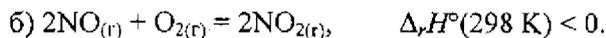
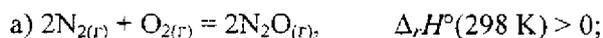
4.28. Стандартная энтальпия растворения в воде $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равна $78,6$ кДж/моль. Определить, на сколько градусов понизится температура при растворении $0,5$ моль этой соли в 1000 г воды, если удельная теплоемкость раствора $4,18$ Дж/(г·К).

4.29. Определить, какие из перечисленных оксидов (ZnO , NiO , SnO_2) могут быть восстановлены водородом при 298 К. Ответ мотивировать расчетом $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})$.

4.30. Определить стандартную энтальпию образования гидроксида кальция исходя из следующих термохимических уравнений:

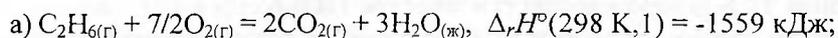


4.31. Исходя из знаков $\Delta_r H^\circ$, $\Delta_r S^\circ$ определить, какие из реакций образования оксидов азота и при каких температурах (высоких или низких) могут протекать самопроизвольно:

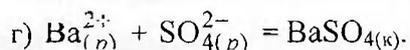
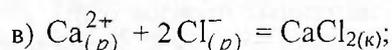
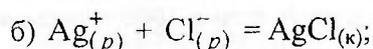
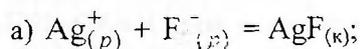


4.32. При растворении в воде 10 г безводного CaCl_2 выделилось $6,82$ кДж, а при растворении в воде 10 г кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ поглотилось $0,87$ кДж. Определить стандартную энтальпию образования кристаллогидрата из безводной соли и воды.

4.33. Определить стандартную энтальпию образования этана (C_2H_6) исходя из следующих термохимических уравнений:



4.34. Вычислить $\Delta_r G^\circ(298\text{ K})$ образования соли из ионов и определить, в каком случае произойдет образование осадка соли, а в каком будет преобладать переход соли в раствор в виде ионов:



5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема системы (для гомогенной реакции) или на единице площади поверхности раздела фаз (для гетерогенной реакции):

$$V = \Delta C / \Delta t, \text{ моль/л}\cdot\text{с},$$

где V – скорость химической реакции;

ΔC – изменение концентрации вещества;

Δt – промежуток времени.

Так как изменения концентраций участвующих в реакции веществ находятся в стехиометрической зависимости друг от друга, то для выражения скорости химической реакции может быть взято изменение концентрации любого из участвующих в реакции веществ.

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, концентрации веществ, от присутствия в системе катализатора и дисперсности (для гетерогенных реакций).

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ для простейшей одностадийной гомогенной реакции выражается законом действия масс: *скорость химической реакции (V) при постоянных внешних условиях (P, T) прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, которые соответствуют коэффициентам в уравнении реакции.* Для реакций, протекающих по схеме $m A_{(г)} + n B_{(г)} = p C_{(г)}$:

$$V = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n,$$

где C_A и C_B – концентрации реагирующих веществ, моль/л;

m и n – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

k – константа скорости реакции.

Так как скорость химической реакции зависит от температуры, то k – величина, постоянная только при данной температуре и не зависящая от концентрации реагирующих веществ.

Порядок простых реакций определяется суммой показателей степеней при концентрациях реагирующих веществ в уравнении скорости реакции.

Для реакции *первого порядка* ($AB \rightarrow A + B$) константа скорости определяется по уравнению

$$k = \frac{2,303}{\tau} \lg \frac{a}{a-x}, \text{ с}^{-1},$$

где τ – продолжительность реакции, с;

a – исходная концентрация вещества, моль/л;

$a - x$ – концентрация вещества (моль/л) по истечении времени τ (с).

Закон действия масс относится только к газообразным и растворенным веществам. Если наряду с ними в реакции участвуют также твердые вещества, концентрация которых постоянна (гетерогенные реакции), то скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газообразных или растворенных веществ:

$$V = k \cdot C \cdot S_{\text{уд}},$$

где C – концентрация газообразного или жидкого вещества, моль/л;
 $S_{\text{уд}}$ – суммарная площадь поверхности, м²/г.

Приближенная зависимость скорости гомогенных реакций от температуры выражается правилом Вант-Гоффа: *при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза:*

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

где V_{T_1} и k_{T_1} – скорость и константа скорости реакции при температуре T_1 ,

V_{T_2} и k_{T_2} – скорость и константа скорости реакции при температуре T_2 ; ($T_2 > T_1$),

γ – температурный коэффициент скорости реакции ($\gamma = 2 \dots 4$).

Зависимость константы скорости реакции от *энергии активации* ($E_{\text{акт}}$, кДж/моль) выражается *уравнением Аррениуса:*

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{RT}}, \quad (5.1)$$

где A – предэкспоненциальный множитель;

e – основание натурального логарифма (2,718...);

R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж·моль⁻¹·К⁻¹);

T – температура, К;

$E_{\text{акт}}$ – энергия активации, т.е. минимальная избыточная энергия (по сравнению со значением средней энергии реагирующих молекул), которой должны обладать молекулы, чтобы реакция стала возможной.

В общем случае, если температура реакции изменилась от T_1 до T_2 , уравнение (5.1) преобразуется к виду

$$\lg \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_{\text{акт}}}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

Скорость химических реакций возрастает в присутствии *катализатора*. Зависимость скорости реакции от наличия катализатора выражается следующим уравнением:

$$\lg \frac{V_{\text{кат}}}{V} = \lg \frac{k_{\text{кат}}}{k} = \frac{E_{\text{акт}} - E_{\text{акт(кат)}}}{2,3RT},$$

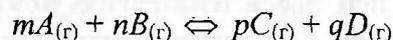
где $V_{\text{кат}}$ и $E_{\text{акт(кат)}}$ – скорость и энергия активации химической реакции в присутствии катализатора;

V и $E_{\text{акт}}$ – скорость и энергия активации химической реакции без катализатора.

Реакции, протекающие одновременно в двух взаимно противоположных направлениях, называют обратимыми. Реакцию, протекающую слева направо, называют прямой, а справа налево – обратной.

В начале процесса, когда концентрация исходных веществ велика, а конечных продуктов мала, скорость прямой реакции больше обратной. По мере уменьшения концентраций исходных веществ и увеличения концентраций продуктов реакции скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции возрастает. Через некоторое время эти скорости становятся равными и наступает состояние химического равновесия. Это состояние характеризуется константой химического равновесия.

Для реакции



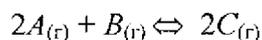
константа равновесия выразится уравнением

$$K_C = \frac{K_{\text{пр}}}{K_{\text{обр}}} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}.$$

В этом уравнении $[A]$, $[C]$, $[D]$, $[B]$ – равновесные концентрации веществ (моль/л); n , m , p , q – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции, $K_{\text{пр}}$, $K_{\text{обр}}$ – константы скоростей прямой и обратной реакций.

Константа равновесия может быть выражена также через парциальные давления.

Для реакции

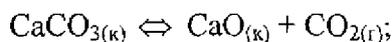


$$K_p = \frac{P_C^2}{P_A^2 P_B}$$

P_C, P_A, P_B – равновесные парциальные давления реагирующих веществ.

В выражение константы равновесия (K_p) для реакций, протекающих в гетерогенных системах, включаются только газовые моли.

Например:



$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

Константа равновесия химической реакции связана со стандартным изменением энергии Гиббса уравнением

$$-2,3RT \lg K_p = \Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Вычислив $\Delta_r G^\circ$ при любой температуре, можно рассчитать при этих условиях значение K_p . Следует отметить, что $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) < 0$ только в случае, когда $\lg K_p > 0$, т.е. $K_p > 1$; $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) > 0$, когда $\lg K_p < 0$, т.е. $K_p < 1$. В целом константа равновесия определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесного состояния. Чем больше эта величина, тем больше степень превращения исходных веществ в конечные. Случай, когда $K_p = 1$, соответствует минимуму энергии Гиббса, т.е. $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = 0$, тогда $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$, отсюда можно определить температуру, при которой $K_p = 1$:

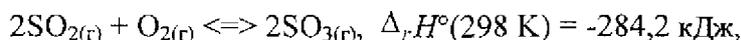
$$T = \frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})}{\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})}$$

Система будет находиться в состоянии равновесия до тех пор, пока внешние условия (температура, давление, объем и концентрация) остаются неизменными. При изменении условий система переходит в новое равновесное состояние. Направление смещения химического равновесия определяется принципом Ле Шателье: «Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие путем изменения P, V, T, C , то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет внешнее воздействие».

а) Влияние температуры.

Направление сдвига равновесия зависит от знака изменения энтальпии химической реакции.

Для реакции



при понижении температуры равновесие сместится вправо, т. е. в сторону экзотермической реакции.

Повышение температуры ведет к сдвигу равновесия в ту сторону, которая идет с поглощением теплоты (т. е. эндотермической реакции), а понижение температуры смещает равновесие в сторону той реакции, которая протекает с выделением теплоты (экзотермической реакции).

К аналогичному выводу приходим из выражения зависимости константы равновесия и энергии Гиббса

$$K_p = 10^{\frac{\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})}{-2,3RT}} = 10^{\frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})}{-2,3RT} + \frac{\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})}{2,3R}}$$

Так как $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) < 0$, то значение K_p будет равно 10 в дробной положительной степени. Дробное слагаемое $\frac{\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})}{2,3R}$ от

температуры не зависит. Тогда при понижении температуры и отрица-

тельном значении $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$ дробное слагаемое $-\frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})}{2,3RT}$

будет иметь знак (+) и будет возрастать, т. е. суммарное значение показателя степени и значение K_p будут возрастать. А это означает, что количество продуктов реакции должно возрасти, что возможно при смещении равновесия вправо (\rightarrow).

б) Влияние концентрации.

Константа равновесия

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

не зависит от концентрации реагирующих веществ. Поэтому при повышении, например, концентрации SO_3 при неизменном значении K_C должны возрасти концентрации исходных веществ, а это возможно при протекании обратной реакции, т. е. в этом случае равновесие сместится влево (\leftarrow).

в) Влияние давления.

В соответствии с принципом Ле Шателье увеличение давления смещает равновесие в сторону той (прямой или обратной) реакции, которая сопровождается уменьшением суммарного числа моль газообразных веществ (уменьшением давления):

$$\sum n_{\text{исх.в-в}}^{\text{газ.моль}} = 2 \text{ моль } \text{SO}_{2(\text{г})} + 1 \text{ моль } \text{O}_{2(\text{г})} = 3 \text{ моль (газ);}$$

$$\sum n_{\text{прод.р-ции}}^{\text{газ.моль}} = 2 \text{ моль } \text{SO}_3 \text{ (газ).}$$

Следовательно, при повышении давления равновесие системы смещается вправо (\rightarrow).

При понижении давления равновесие смещается соответственно влево.

Задачи

5.1. Константы скорости некоторой реакции при 273 К и 298 К равны соответственно 1,17 и 6,56. Определить температурный коэффициент скорости реакции.

5.2. Определить, во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода (II) в системе $2\text{CO}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{г})}$, чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза.

5.3. Реакция между веществами A и B выражается уравнением $2A_r + B_r = 2C_r$. Константа скорости этой реакции равна 0,3. Началь-

ные концентрации реагирующих веществ равны: $C_A = 0,6$ моль/л, $C_B = 0,5$ моль/л. Вычислить, во сколько раз изменится скорость реакции, когда концентрация вещества A уменьшилась на $0,4$ моль/л.

5.4. Определить, на сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3 .

5.5. Определить, во сколько раз изменится скорость реакции при введении катализатора, если она протекает при температуре 298 К. Энергия активации реакции без катализатора соответствует 65 кДж/моль, а с катализатором – 52 кДж/моль.

5.6. Определить, как изменятся концентрации реагирующих веществ (исходные концентрации реагирующих веществ A и B одинаковы) к тому моменту, когда скорость реакции, протекающей согласно уравнению $A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)}$, уменьшится в 100 раз.

5.7. Скорость реакции $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$ при концентрациях реагирующих веществ $C_{SO_2} = 0,3$ моль/л и $C_{O_2} = 0,2$ моль/л составила $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с. Найти значение константы скорости реакции.

5.8. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению $2N_2O_{(г)} = 2N_{2(г)} + O_{2(г)}$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O – $3,3$ моль/л. Определить скорость реакции при заданной температуре в начальный момент времени и в тот момент, когда разложится 25% N_2O .

5.9. Две реакции при 283 К протекают с одинаковой скоростью. Температурные коэффициенты скорости первой и второй реакций равны соответственно 2 и 3 . Определить отношение скоростей реакций, если первую из них провести при 353 К, а вторую – при 333 К.

5.10. Вычислить, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при температуре 300 К, если энергия активации в присутствии катализатора уменьшилась на 14 кДж/моль.

5.11. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3 . Определить, как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 до 130 °С.

5.12. Определить, как изменится скорость реакции $H_{2(г)} + J_{2(г)} = 2HJ_{(г)}$, если: а) давление в системе увеличить в 2 раза; б) объем системы увеличить в 3 раза; в) концентрацию иода в системе увеличить в 2 раза.

5.13. При температуре 100 °С скорость первой реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй – 4. Определить, при какой температуре скорости обеих реакций станут равными.

5.14. Энергия активации реакции $2\text{HJ}_{(г)} = \text{H}_{2(г)} + \text{J}_{2(г)}$ равна 186,4 кДж/моль. Рассчитать константу скорости этой реакции при 700 К, если $K_{456\text{ К}} = 0,942 \cdot 10^{-6}$.

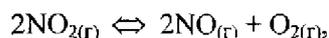
5.15. При температуре 293 К две реакции протекают с одинаковой скоростью. Как будут относиться скорости реакций, если первую из них провести при 323 К, а вторую – при 333 К? Температурный коэффициент скорости первой и второй реакций соответственно 3,0 и 2,0.

5.16. Как изменится скорость реакции $2\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = 2\text{C}_{(г)}$, если:

- увеличить давление в системе в 3 раза;
- уменьшить объем системы в 2 раза;
- увеличить концентрацию вещества А в 2 раза?

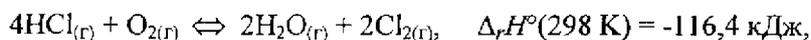
5.17. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 3, второй – 4. При некоторой температуре константа скорости второй реакции в 3 раза выше константы скорости первой. Рассчитать, на сколько следует повысить температуру, чтобы константа скорости второй реакции в 5 раз превысила константу скорости первой.

5.18. Вычислить константу равновесия для реакции, протекающей по уравнению



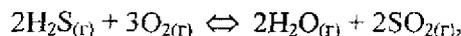
зная, что в состоянии равновесия равновесные концентрации веществ: $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л.

5.19. Определить, в каком направлении сместится равновесие в следующей системе:



- при: а) увеличении давления;
 б) повышении температуры;
 в) уменьшении концентрации H_2O или Cl_2 .

5.20. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы

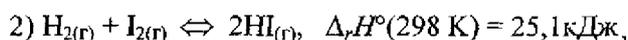


если исходные концентрации $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$ и $\text{O}_{2(г)}$ соответственно равны 1,7 и 1,8 моль/л, а равновесная концентрация $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ равна 1,1.

5.21. При достижении состояния равновесия в системе $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(г)}$; $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -92,4 \text{ кДж}$, равновесные концентрации веществ: $[\text{N}_2] = 3 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2] = 9 \text{ моль/л}$; $[\text{NH}_3] = 4 \text{ моль/л}$. Определить: а) исходные концентрации N_2 и H_2 ; б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры; в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда.

5.22. Константа равновесия обратимой реакции $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} \rightleftharpoons \text{C}_{(г)} + \text{D}_{(г)}$ равна 1. Вычислить равновесные концентрации всех веществ, если известно, что в начале реакции система содержала 6,0 моль вещества *A* и 4,0 моль вещества *B*. Объем системы 10 л.

5.23. На основании принципа Ле Шателье установить, в каком направлении сместится равновесие в следующих системах:

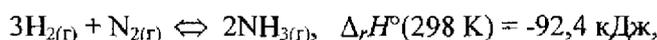


при: а) при увеличении концентрации исходных веществ; б) увеличении температуры.

5.24. Для реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(г)}$ при некоторой температуре константа равновесия равна единице. Найти равновесные концентрации всех компонентов системы, если исходные концентрации водорода и брома равны соответственно 6 и 5 моль/л.

5.25. Равновесие в системе $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}] = 0,020 \text{ моль/л}$; $[\text{NO}_2] = 0,030 \text{ моль/л}$. Константа равновесия реакции равна 2,2. Вычислить исходную концентрацию кислорода.

5.26. Как влияют на равновесие в системе



а) понижение давления;

б) повышение температуры;

в) увеличение концентрации исходных веществ?

5.27. Константа равновесия реакции $\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ при некоторой температуре равна 0,5. Рассчитать равновесные кон-

центрации CO и CO₂, если начальные концентрации этих веществ составляли 0,05 и 0,01 моль/л соответственно.

5.28. Используя справочные данные по $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K, B})$ и $S^\circ(298 \text{ K, B})$, вычислить значение константы равновесия при 400 K для реакции $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$. Записать выражение K_p для данной реакции.

5.29. Найти температуру, при которой константа равновесия реакции $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$ равна единице. Записать выражение для константы равновесия данной реакции.

5.30. Используя справочные данные по $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K, B})$ и $S^\circ(298 \text{ K, B})$, вычислить значение константы равновесия при 1000 K для реакции $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$. Записать выражение константы равновесия для данной реакции.

5.31. Для реакции $2\text{CO}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ при 2000 °C состав равновесной смеси по объему следующий: 85,2 % CO₂; 9,9 % CO и 4,9 % O₂, а общее давление в системе составляет 101,3 кПа. Рассчитать константу равновесия реакции при данной температуре.

5.32. Рассчитать равновесные концентрации газообразных веществ в системе $\text{MgCl}_{2(\text{кр})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{MgO}_{(\text{кр})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$, если исходные концентрации составляли 0,9 моль/л для O₂ и 0,2 моль/л для Cl₂. Константа равновесия равна единице.

5.33. Используя справочные данные по $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K, B})$ и $S^\circ(298 \text{ K, B})$ вычислить значение константы равновесия при 900 K для реакции $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$. Записать выражение K_p для данной реакции.

5.34. При некоторой температуре равновесные концентрации обратимой химической реакции $2\text{A}_{(\text{r})} + \text{B}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(\text{r})}$ составляли $[\text{A}] = 0,04$ моль/л, $[\text{B}] = 0,06$ моль/л, $[\text{C}] = 0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации веществ A и B.

6. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Неэлектролиты – вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток, так как их молекулы не диссоциируют на ионы: глюкоза (C₆H₁₂O₆), сахароза (C₁₂H₂₂O₁₁). Некоторые свойства разбавленных растворов неэлектролитов зависят только от числа частиц в растворе.

Понижение давления насыщенного пара растворителя (Δp) над раствором нелетучего неэлектролита пропорционально молярной доле растворенного неэлектролита:

$$\Delta p = p_0 \cdot x_B = p_0 \frac{n_B}{n_{\text{р-ля}} + n_B}; \quad n_B = \frac{m_B}{M_B}; \quad n_{\text{р-ля}} = \frac{m_{\text{р-ля}}}{M_{\text{р-ля}}};$$

где x_B – молярная доля растворенного вещества;

Δp – понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором, кПа;

p_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем, кПа;

n_B – количество растворенного неэлектролита, моль;

$n_{\text{р-ля}}$ – количество растворителя, моль;

m_B – масса растворенного неэлектролита, г;

$m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя, г;

M_B – молярная масса неэлектролита, г/моль;

$M_{\text{р-ля}}$ – молярная масса растворителя, г/моль.

Давление насыщенного пара растворителя (p) над раствором пропорционально молярной доле растворителя:

$$p = p_0 \cdot x_{\text{р-ля}} = p_0 \frac{n_{\text{р-ля}}}{n_{\text{р-ля}} + n_B};$$

где $x_{\text{р-ля}}$ – молярная доля растворителя.

Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора неэлектролита пропорционально молярности растворенного вещества ($C_m(B)$, моль/кг):

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_T C_m(B) = K_T \frac{m_B 1000}{M_B m_{\text{р-ля}}};$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = \Theta_T C_m(B) = \Theta_T \frac{m_B 1000}{M_B m_{\text{р-ля}}};$$

где K_T и Θ_T – соответственно криоскопическая и эбулиоскопическая константы растворителя или понижение температуры замерзания и

повышение температуры кипения одномолярного раствора неэлектролита.

Для воды

$$K_T^{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}, \quad \Delta_T^{\text{H}_2\text{O}} = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Осмотическое давление (π , кПа) равно давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно при той же температуре находилось в газообразном состоянии и занимало объем, равный объему раствора:

$$\pi = C_B RT = \frac{m_R}{M_B \cdot V_{\text{р-ра}}} RT,$$

где C_B – молярная концентрация вещества, моль/л;

$V_{\text{р-ра}}$ – объем раствора, л;

T – температура, К;

R – универсальная газовая постоянная ($8,314 \text{ л} \cdot \text{кПа} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$).

Электролиты – вещества, проводящие в расплавах или водных растворах электрический ток (соли, основания, кислоты). Электролиты в расплавах или водных растворах диссоциируют на ионы. Поэтому общее число частиц растворенного вещества в растворе увеличивается по сравнению с раствором неэлектролита такой же концентрации в i раз (i – изотонический коэффициент).

В водных растворах все ионы электролита окружены молекулами воды (гидратированы). В концентрированных растворах сильных электролитов гидратированные ионы взаимодействуют между собой. Это взаимодействие определяется величиной кажущейся степени его диссоциации α_k ($\alpha_k < 1$). Кажущаяся степень электролитической диссоциации для сильных электролитов связана с изотоническим коэффициентом уравнением

$$\alpha_k = \frac{i-1}{k-1},$$

где k – суммарное число ионов, на которые диссоциирует одна молекула электролита. Для NaCl $k = 2$, для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $k = 5$ и т.д. При

применении вышеуказанных законов к растворам сильных электролитов все расчеты должны проводиться с учетом изотонического коэффициента.

Для электролитов

$$\Delta \bar{P} = \bar{P}_0 \cdot \bar{x}_B = \bar{P}_0 \frac{i n_B}{i n_B + n_{p-ля}}; \quad \bar{P} = \bar{P}_0 \cdot \bar{x}_{p-ля} = \bar{P}_0 \frac{n_{p-ля}}{n_{p-ля} + i n_B};$$

$\Delta t_{зам.} = i K_T C_m(B)$; $\Delta t_{кип.} = i \Delta T C_m(B)$; $\pi = i C_B R T$, где все обозначения аналогичны обозначениям для неэлектролитов.

Задачи

6.1. При 65 °С найти давление насыщенного пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в 90 г H_2O , если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25 кПа.

6.2. На сколько градусов повысится температура кипения раствора, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$)?

6.3. Определить осмотическое давление раствора, содержащего 0,5 г метилового спирта (CH_3OH) в 100 см³ раствора, при 300 К?

6.4. Вычислить давление насыщенного пара над 1 %-м водным раствором сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) при 100 °С.

6.5. При растворении 0,4 г некоторого неэлектролита в 10 г воды температура кристаллизации раствора понижается на 1,24 °С. Вычислить молярную массу растворенного неэлектролита.

6.6. Сколько граммов глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) содержится в 200 см³ раствора, осмотическое давление которого при 37 °С составляет 6,28 кПа?

6.7. При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа. Сколько граммов глицерина ($C_3H_5(OH)_3$) надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление насыщенного пара над раствором на 133,3 Па?

6.8. В каком количестве воды следует растворить 23 г глицерина ($C_3H_5(OH)_3$), чтобы получить раствор с температурой кипения 100,1 °С?

6.9. Осмотическое давление раствора, в 250 см³ которого содержится 0,66 г мочевины, равно 111,1 кПа при 33 °С. Вычислить молярную массу мочевины.

6.10. Давление насыщенного пара над водой при 20 °С составляет 2338 Па. Сколько граммов сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление насыщенного пара над которым на 18,7 Па меньше давления насыщенного пара над водой? Вычислить массовую долю сахарозы в растворе.

6.11. Температура кипения диэтилового эфира 34,6 °С, а его эбулиоскопическая константа равна 2,16. Вычислить молярную массу бензойной кислоты, если известно, что 5 %-й раствор этой кислоты в эфире кипит при 35,53 °С.

6.12. Осмотическое давление некоторого раствора при (-3) °С составляет 2735 кПа. При какой температуре осмотическое давление достигнет 3040 кПа?

6.13. Водный раствор с массовой долей спирта 15 % кристаллизуется при (-10,26) °С. Найти молярную массу спирта.

6.14. Вычислить температуру замерзания водного раствора мочевины ($CO(NH_2)_2$), в котором на 100 моль воды приходится 1 моль растворенного вещества.

6.15. Вычислить осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) при 25 °С.

6.16. Раствор, содержащий 2,3 г глицерина ($C_3H_5(OH)_3$) в 100 г ацетона, кипит при 56,73 °С. Определить эбулиоскопическую константу ацетона, если температура кипения ацетона 56,24 °С.

6.17. Давление насыщенного пара над водой при 10 °С составляет 1228 Па. В каком количестве воды следует растворить 23 г глицерина ($C_3H_5(OH)_3$) для получения раствора, давление насыщенного пара над которым составляет 1200 Па при той же температуре? Вычислить массовую долю глицерина в растворе.

6.18. При 100 °С давление насыщенного пара над раствором, содержащим 0,05 моль сульфата натрия в 450 г воды, равно 100,8 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации сульфата натрия.

6.19. При 0 °С осмотическое давление 0,1 н раствора карбоната калия равно 272,6 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации карбоната калия в растворе.

6.20. Раствор, содержащий 33,2 г нитрата бария в 300 г воды, кипит при 100,466 °С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

6.21. Раствор содержит 3,38 % нитрата кальция, кажущаяся степень диссоциации которого составляет 0,65. Вычислить осмотическое давление раствора при 40 °С, приняв плотность его равной 1,01 г/см³.

6.22. При растворении 55,8 г хлорида цинка в 5 кг воды получился раствор, замерзающий при (-0,385) °С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

6.23. Вычислить давление насыщенного пара над 10 %-м раствором нитрата бария при 28 °С. Давление насыщенного пара над водой при той же температуре составляет 3775 Па. Кажущаяся степень диссоциации соли 0,58.

6.24. Раствор КЮ₃, в 500 см³ которого содержится 5,35 г соли, при 17,5 °С оказывает осмотическое давление, равное 221 кПа. Вычислить изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

6.25. Определить температуру кипения и замерзания 10 %-го раствора сульфата алюминия, кажущаяся степень диссоциации которого равна 0,75. $K_T^{H_2O} = 1,86$, $\Xi_T^{H_2O} = 0,52$.

6.26. Давление насыщенного пара над раствором, содержащем 16,72 г нитрата кальция в 250 г воды, составляет 1903 Па. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре составляет 1937 Па.

6.27. Вычислить кажущуюся степень диссоциации хлорида кальция в растворе, содержащем 0,1 моль хлорида кальция в 500 г воды. Температура замерзания раствора (-0,740) °С.

6.28. Вычислить осмотическое давление при 290 К раствора сульфата натрия, в 1,5 л которого содержится 7,1 г растворенной соли. Кажущаяся степень диссоциации соли в растворе составляет 0,69.

6.29. Определить давление насыщенного пара над 0,5 %-м водным раствором гидроксида калия при 50 °С. Давление насыщенного пара над водой при этой температуре равно 12334 Па. Кажущаяся степень диссоциации гидроксида калия в этом растворе равна 87 %.

6.30. Изотонический коэффициент 6,8 %-го раствора поваренной соли равен 1,66. Вычислить температуры замерзания и кипения этого раствора. $K_T^{H_2O} = 1,86$, $\Xi_T^{H_2O} = 0,52$.

6.31. Давление насыщенного пара над раствором, содержащим 24,8 г хлорида калия в 100 г воды, при 100 °С равно 91,400 кПа.

Вычислить изотонический коэффициент, если давление насыщенного пара над водой при этой температуре равно 101,325 кПа.

6.32. Раствор нитрата калия, содержащий 8,44 % соли, показывает повышение температуры кипения на 0,79 °С по сравнению с температурой кипения воды. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

6.33. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в 0,1 н растворе равна 0,8. Чему равно осмотическое давление этого раствора при 17 °С?

6.34. Температура кипения 3,2 %-го раствора хлорида бария 100,21 °С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

7. РАСТВОРЫ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

7.1. Диссоциация электролитов

При растворении электролитов в полярных растворителях они в различной степени распадаются на катионы и анионы. Этот процесс называется электролитической диссоциацией.

Электролиты, диссоциирующие не полностью, называются слабыми 9 (табл. 8.1, разд. 8). К ним относятся вода, гидроксид аммония, труднорастворимые гидроксиды, минеральные кислоты (H_2CO_3 , H_2S , HCN , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO , H_3AsO_3) и почти все органические кислоты. В растворах слабых электролитов устанавливается следующее равновесие:



тогда первое равновесие (диссоциация по первой ступени) характеризуется первой константой диссоциации:

$$K_{1(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

а второе (диссоциация по второй ступени) – второй константой диссоциации:

$$K_{2(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}.$$

Суммарной реакции диссоциации $\text{H}_2\text{CO}_3 \Leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ отвечает суммарная константа равновесия

$$K_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

или

$$K_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = K_{1(\text{H}_2\text{CO}_3)} \cdot K_{2(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 2,1 \cdot 10^{-17}.$$

Константа диссоциации по первой ступени всегда больше константы диссоциации по второй ступени: $K_1 > K_2$.

Для слабых электролитов

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C_B}{1 - \alpha},$$

где C_B – молярная концентрация электролита, моль/л;

α – степень диссоциации электролита – отношение числа его молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

Для электролитов, у которых $\alpha \ll 1$, $K = \alpha^2 C_B$, тогда $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_B}}$.

Электролиты, практически полностью диссоциирующие в полярных растворителях, называются сильными электролитами (см. табл. 8.1, раздел 8).

В растворах сильных электролитов концентрация ионов велика, поэтому силы межионного взаимодействия заметно проявляются уже при незначительной концентрации электролита. В связи с этим значение степени диссоциации сильных электролитов называется кажущейся степенью диссоциации (α_k).

Для оценки состояния ионов в растворах сильных электролитов пользуются активностью (a). Это эффективная, условная концен-

трация иона, соответственно которой он действует в химических реакциях:

$$a = f C_{\text{иона}},$$

где f – коэффициент активности;

$C_{\text{иона}}$ – молярная концентрация иона, моль/л.

Коэффициент активности ионов зависит от состава и концентрации раствора, от заряда и природы иона. В разбавленных растворах ($C_{\text{иона}} < 0,5$ моль/л) коэффициент активности зависит только от заряда иона (Z) и ионной силы (I) раствора:

$$I = 0,5 \sum_{i=1}^n C_{\text{иона}_i} Z_i^2, \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

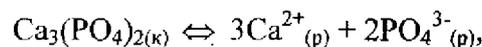
Значения коэффициентов активности ионов в зависимости от их заряда и ионной силы раствора приведены в табл. П4. Приблизительно коэффициент активности можно определить по следующим формулам:

$$\lg f = -0,5 Z^2 \sqrt{I}, \text{ если } I < 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1};$$

$$\lg f = -0,5 Z^2 \sqrt{I / (1 + \sqrt{I})}, \text{ если } I > 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

7.2. Произведение растворимости

Равновесие в насыщенном растворе сильного малорастворимого электролита устанавливается между твердой солью (осадок) и перешедшими в раствор ионами:



тогда

$$K_C = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = \text{ПР}_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}.$$

Произведение концентраций ионов в степенях их стехиометрических коэффициентов малорастворимого электролита, содержащихся в его насыщенном растворе (произведение растворимости), есть величина постоянная при данной температуре (табл. П5).

7.3. Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода, являясь слабым электролитом, в незначительной степени диссоциирует:



$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (T = 25 \text{ }^\circ\text{C}).$$

Принимая концентрацию недиссоциированных молекул воды постоянной (55,55 моль/л), получаем $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ и, обозначая $K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{В}}$, получим $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{В}}$, где $K_{\text{В}}$ – ионное произведение воды.

$$K_{\text{В}} = 10^{-14} \text{ моль}^2 \cdot \text{л}^{-2} \text{ (при } 25 \text{ }^\circ\text{C}), [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Кислотность или щелочность раствора можно выразить с помощью водородного показателя.

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}; \quad \text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}; \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14, \text{ тогда}$$

$$\text{pH} = 7, \quad C_{\text{H}^+} = 10^{-7} \text{ моль/л} - \text{нейтральный раствор};$$

$$\text{pH} < 7, \quad C_{\text{H}^+} > 10^{-7} \text{ моль/л} - \text{кислый раствор};$$

$$\text{pH} > 7, \quad C_{\text{H}^+} < 10^{-7} \text{ моль/л} - \text{щелочной раствор.}$$

Задачи

7.1. Произведение растворимости сульфида цинка равно $1,6 \cdot 10^{-24}$. Вычислить растворимость соли (г/л).

7.2. В 6 л насыщенного при комнатной температуре раствора сульфата свинца содержится 0,232 г соли. Вычислить произведение растворимости сульфата свинца.

7.3. Константа диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени равна $7,52 \cdot 10^{-3}$. Пренебрегая диссоциацией по другим ступеням, вычислить концентрацию ионов водорода в 0,5 М растворе кислоты.

7.4. Определить константу диссоциации угольной кислоты по первой ступени, если концентрация ионов водорода в 0,005 М растворе равна $4,74 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

7.5. Вычислить активность ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} в растворе сульфата алюминия, молярная концентрация которого равна 0,02 моль/л.

7.6. Вычислить pH раствора, если концентрация ионов OH^- (моль/л) равна: $2,5 \cdot 10^{-5}$; $1,0 \cdot 10^{-7}$; $5,0 \cdot 10^{-3}$.

7.7. Произведение растворимости ортофосфата серебра составляет $1,0 \cdot 10^{-20}$. В каком объёме насыщенного раствора содержится 0,05 г растворённой соли?

7.8. Рассчитать концентрацию ионов OH^- в растворе, pH которого равен 3,2; 9,0; 5,5.

7.9. В 3,5 л насыщенного раствора иодата серебра ($AgIO_3$) в виде ионов содержится 0,176 г серебра. Вычислить произведение растворимости иодата серебра.

7.10. Степень диссоциации уксусной кислоты в 1 М; 0,1 М; 0,01 М растворах соответственно равна 0,42; 1,34; 4,25 %. Определить константу диссоциации кислоты для этих растворов.

7.11. Вычислить активность ионов Fe^{3+} и Cl^- в 0,017 М растворе хлорида железа (III).

7.12. Вычислить степень диссоциации и pH раствора азотистой кислоты в 0,5 М растворе.

7.13. Рассчитать активность ионов Ca^{2+} и Cl^- в растворе, содержащем в 500 г раствора 0,925 г хлорида кальция.

7.14. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 0,1 М растворе гидроксида аммония.

7.15. Кажущаяся степень диссоциации 0,38 М раствора нитрата кальция равна 0,9. Вычислить активность ионов Ca^{2+} и NO_3^- .

7.16. Концентрация нитрат-ионов в растворе нитрата свинца равна 2,2 моль/л, кажущаяся степень диссоциации этой соли равна 0,72. Определить молярную концентрацию раствора.

7.17. Вычислить концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, pH которого равен 8,0; 4,5; 2,1.

7.18. Определить pH в 0,02 М растворе муравьиной кислоты, если к 1 л раствора кислоты добавили 0,001 моль $HCOONa$.

7.19. Рассчитать pH раствора, содержащего в 1 л 0,01 моль фтороводородной кислоты и 0,002 моль фторида калия.

7.20. Определить, во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1000 см³ 0,005 М раствора уксусной кислоты добавить 0,01 моль ацетата натрия.

7.21. Определить, образуется ли осадок сульфида кадмия, если к 1 л 0,1 М раствора нитрата кадмия прибавить равный объём 0,02 М сульфида натрия.

7.22. Вычислить активность ионов Mg²⁺, SO₄²⁻, Cl⁻ в 1 л раствора, содержащем 0,05 моль хлорида магния и 0,01 моль сульфата магния.

7.23. Вычислить концентрацию ионов H⁺, HCO₃⁻ и CO₃²⁻ в 0,02 М растворе угольной кислоты.

7.24. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л нитрата кальция и 0,2 моль/л хлорида кальция.

7.25. Рассчитать pH раствора, содержащего в одном литре 0,01 моль азотистой кислоты и 0,02 моль нитрита калия.

7.26. Рассчитать, во сколько раз растворимость хлорида серебра в 0,01 М растворе хлорида натрия меньше, чем в воде.

7.27. Рассчитать pH раствора, содержащего в одном литре 0,1 моль уксусной кислоты и 0,02 моль ацетата натрия.

7.28. В 0,1 М растворе уксусной кислоты степень диссоциации равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. При какой концентрации азотистой кислоты её степень диссоциации будет такой же?

7.29. Смешаны 0,2 л 0,01 М раствора хлорида кальция и 0,5 л 0,02 М раствора карбоната натрия. Определить, образуется ли осадок.

7.30. Определить, во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра в насыщенном растворе хлорида серебра, если прибавить к нему столько соляной кислоты, чтобы концентрация ионов Cl⁻ в растворе стала равной 0,03 моль/л.

7.31. Рассчитать pH раствора, полученного смешением 25 см³ 0,5 М раствора хлороводородной кислоты, 10 см³ 0,1 М раствора гидроксида натрия и 15 см³ воды. Коэффициенты активности ионов считать равными единице.

7.32. Определить значение коэффициента активности иона водорода в 0,5 М растворе азотной кислоты, содержащем, кроме того, 0,01 моль/л нитрата натрия.

7.33. Определить концентрацию ионов H^+ , HSe^- , Se^{2-} в 0,05 М растворе селеноводородной кислоты.

7.34. Определить, образуется ли осадок сульфата кальция, если к 0,1 л 0,01 М раствора нитрата кальция прибавить 0,4 л 0,001 М раствора серной кислоты.

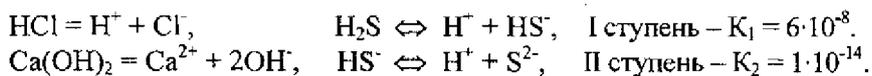
8. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

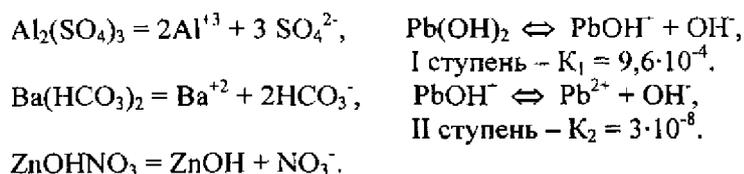
При растворении в воде или других полярных растворителях молекулы электролитов подвергаются электролитической диссоциации, т. е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы). Электролиты, диссоциирующие в растворе полностью, называются сильными, а не полностью – слабыми (табл. 8.1).

Таблица 8.1

Сильные и слабые электролиты

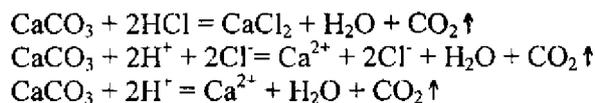
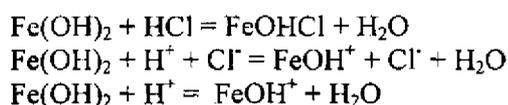
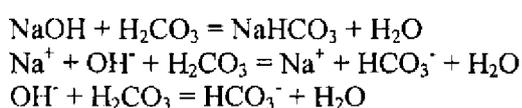
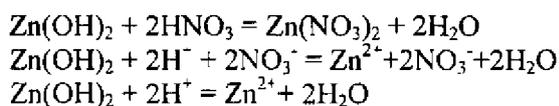
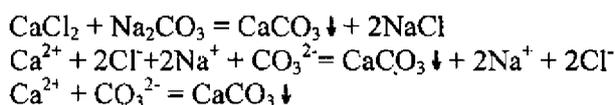
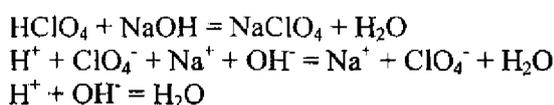
Сильные электролиты	Слабые электролиты
1. Кислоты	1. Кислоты
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄ и др.	HCN, HNO ₂ , H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₂ S, CH ₃ COOH, HCOOH и др.
2. Основания (гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов)	2. Основания
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	NH ₄ OH, Mg(OH) ₂ , Be(OH) ₂ , Zn(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Al(OH) ₃ , Ni(OH) ₂ и др.
3. Соли	3. Вода
Все растворимые соли, кроме CdCl ₂ , HgCl ₂ , Fe(CNS) ₃ , Pb(CH ₃ COO) ₂	H ₂ O



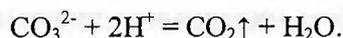
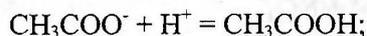


Диссоциация слабых электролитов протекает в основном по I ступени.

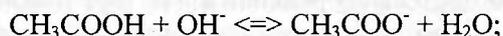
В обменных реакциях, протекающих в растворах электролитов, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, осадками и газами участвуют находящиеся в растворе ионы. Поэтому механизм протекания реакций в растворе наиболее полно выражается при замене молекулярных уравнений ионно-молекулярными. В таких уравнениях слабые электролиты (табл. П6), малорастворимые соединения (табл. П2) и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты (см. табл. 8.1) – в виде ионов.



Рассмотренные примеры показывают, что обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию осадков, газов или слабых электролитов:



В тех случаях когда осадки или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования менее диссоциирующих веществ:



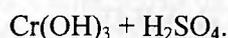
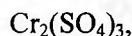
$$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Таким образом, реакции нейтрализации, в которых участвуют слабые кислоты или основания, обратимы, т. е. могут протекать как в прямом, так и обратном направлениях. Это значит, что при растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания, протекает процесс гидролиза – обменное взаимодействие ионов соли с водой, сопровождающееся изменением pH среды.

Правило написания молекулярного и ионно-молекулярного уравнений гидролиза соли, например $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$:

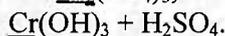
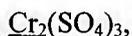
1. Под формулой соли написать формулы основания и кислоты, которыми образована соль:



2. Определить силу основания и кислоты:

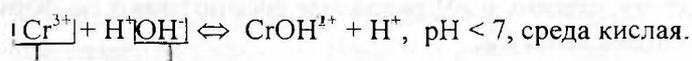
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – слабое основание, H_2SO_4 – сильная кислота.

3. Подчеркнуть общий ион в формуле слабого электролита и в формуле соли:

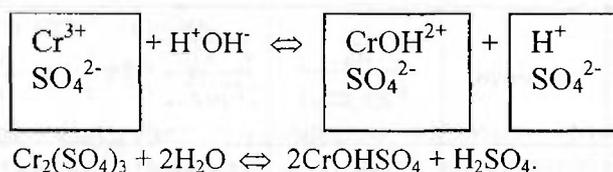


слаб. сильн.

4. Написать сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза с участием одного подчеркнутого иона и одной молекулы воды:



5. По полученному сокращенному ионно-молекулярному уравнению написать полное молекулярное уравнение: используются ионы соли, не участвующие в гидролизе. Объединить ионы по правилу электронейтральности молекулы и расставить коэффициенты:



Количественно протекание гидролиза определяется степенью гидролиза (h), представляющей собой отношение числа гидролизованых молекул ($n_{\text{гидр}}$) к общему числу молекул соли, введенных в раствор ($n_{\text{в}}$):

$$h = \frac{n_{\text{гидр.}}}{n_{\text{в}}} \quad \text{или} \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{Г}}}{C_{\text{в}}}},$$

где $K_{\text{Г}}$ – константа гидролиза; $C_{\text{в}}$ – молярная концентрация соли.

$$K_{\text{Г}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{дис.}}}, \quad K_{\text{Г}} = 10^{\frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})}{-2,303RT}}$$

$$K_{\text{Г}} = 10^{\frac{\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})}{-2,303RT}}$$

где $K_{\text{в}}$ – ионное произведение воды (10^{-14});

$K_{\text{дис.}}$ – константа диссоциации слабого электролита, участвующего в образовании соли по последней ступени диссоциации;

$\Delta_r H^\circ$ (298 K), $\Delta_r S^\circ$ (298 K), $\Delta_r G^\circ$ (298 K) – соответственно изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакции гидролиза.

Константу, степень и pH гидролиза рассчитывают по формулам, приведенным в табл. 8.2.

Таблица 8.2

Расчет константы, степени и pH гидролиза

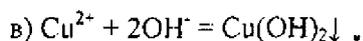
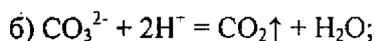
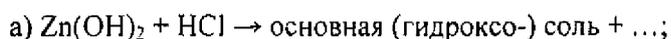
Соль образована	Реакция среды	K_r	h	pH
сильным основанием и слабой кислотой (Na_2CO_3)	щелочная	$\frac{K_B}{K_{2(\text{H}_2\text{CO}_3)}}$	$\sqrt{\frac{K_r}{C_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}}$	$14 - \left(-\frac{1}{2} \lg K_r - \frac{1}{2} \lg C_{\text{Na}_2\text{CO}_3}\right)$
слабым основанием и сильной кислотой (AlCl_3)	кислая	$\frac{K_B}{K_{3(\text{Al}(\text{OH})_3)}}$	$\sqrt{\frac{K_r}{C_{\text{AlCl}_3}}}$	$-\frac{1}{2} \lg K_r - \frac{1}{2} \lg C_{\text{AlCl}_3}$
слабым основанием и слабой кислотой (NH_4CN)	слабощелочная, так как $K_{\text{NH}_4\text{OH}} > K_{\text{HCN}}$ $1.8 \cdot 10^{-5} > 7.9 \cdot 10^{-10}$	$\frac{K_B}{K_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot K_{\text{HCN}}}$	$\sqrt{\frac{K_r}{C_{\text{NH}_4\text{CN}}}}$	$14 - \left(-\frac{1}{2} \lg K_r - \frac{1}{2} \lg C_{\text{NH}_4\text{CN}}\right)$

Гидролиз протекает в основном по первой ступени, однако степень гидролиза возрастает с разбавлением раствора, при повышении температуры, а также при связывании продуктов гидролиза в слабодиссоциирующие соединения.

Задачи

8.1. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) AlCl_3 ; б) Na_2CO_3 и указать реакцию среды их водных растворов.

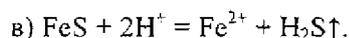
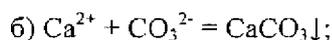
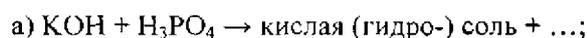
8.2. Написать ионное уравнение а) и молекулярные уравнения б), в) следующих реакций:



8.3. Что произойдет при сливании растворов солей K_2S и $ZnCl_2$? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

8.4. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) $CuSO_4$; б) Na_2SO_3 и указать реакцию среды их водных растворов.

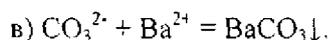
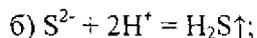
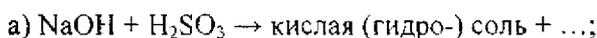
8.5. Написать ионное уравнение а) и молекулярные уравнения б), в) следующих реакций:



8.6. Что произойдет при сливании растворов солей $ZnCl_2$ и K_2CO_3 ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

8.7. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) $Pb(NO_3)_2$; б) K_2CO_3 и указать реакцию среды их водных растворов.

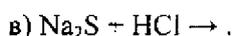
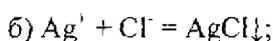
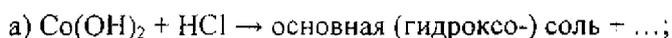
8.8. Написать ионное уравнение а) и молекулярные уравнения б), в) следующих реакций:



8.9. Что произойдет при сливании растворов солей $CoCl_2$ и K_2SO_3 ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах.

8.10. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) $FeCl_3$; б) Na_2S и указать реакцию среды их водных растворов.

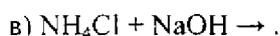
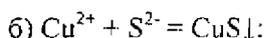
8.11. Написать ионное уравнение а), в) и молекулярные уравнения б) следующих реакций:



8.12. Что произойдет при сливании растворов солей FeCl_2 и Na_2CO_3 ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

8.13. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2CO_3 и указать реакцию среды их водных растворов.

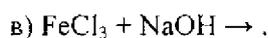
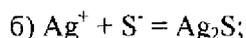
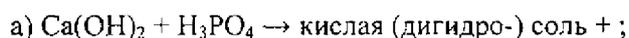
8.14. Написать ионные уравнения а), в) и молекулярное уравнение б) следующих реакций:



8.15. Что произойдет при сливании растворов солей CuCl_2 и Li_2SO_3 ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

8.16. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза: а) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; б) K_2SO_3 и указать реакцию среды их водных растворов.

8.17. Написать ионное а), в) и молекулярное б) уравнения следующих реакций:



8.18. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли Na_2CO_3 . Вычислить константу, степень и рН гидролиза в 0,01 М растворе этой соли.

8.19. Какая из двух солей, FeCl_3 или FeCl_2 , при равных условиях ($C_{\text{FeCl}_3} = C_{\text{FeCl}_2} = 0,1$ моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

8.20. Рассчитать константу, степень и рН гидролиза соли NH_4Cl в 1 М растворе при стандартных условиях, используя значения тер-

модинамических характеристик. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения этой соли.

$$\Delta_r H^\circ (298 \text{ K}) = 51,35 \text{ кДж}; \quad \Delta_r S^\circ (298 \text{ K}) = -4,67 \text{ Дж/К.}$$

8.21. Составить молекулярное и ионное уравнения гидролиза соли AlCl_3 . Вычислить константу, степень и pH гидролиза в 0,1 М растворе этой соли.

8.22. Какая из двух солей, Na_2CO_3 или Na_2SO_3 , при равных условиях ($C_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = C_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 1$ моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

8.23. Рассчитать константу, степень и pH гидролиза соли CH_3COONa в 1 М растворе при стандартных условиях, используя значения термодинамической характеристики. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r G^\circ (298 \text{ K}) = 53,1 \text{ кДж.}$$

8.24. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли Na_2SO_3 . Вычислить константу, степень и pH гидролиза в 0,1 М растворе этой соли.

8.25. Какая из двух солей, NaCN или NaClO , при равных условиях ($C_{\text{NaCN}} = C_{\text{NaClO}} = 0,1$ моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

8.26. Рассчитать константу, степень и pH гидролиза соли KCN в 1 М растворе при стандартных условиях, используя значения термодинамических характеристик. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r H^\circ (298 \text{ K}) = 10,29 \text{ кДж}; \quad \Delta_r S^\circ (298 \text{ K}) = -69,6 \text{ Дж/К.}$$

8.27. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли CrCl_3 . Вычислить константу, степень и pH гидролиза в 0,1 М растворе этой соли.

8.28. Какая из двух солей, MgCl_2 или ZnCl_2 , при равных условиях ($C_{\text{MgCl}_2} = C_{\text{ZnCl}_2} = 0,1$ моль/л) в большей степени подвергается

гидролизу? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

8.29. Рассчитать константу, степень и pH гидролиза соли NH_4NO_3 в 1 М растворе при стандартных условиях, используя значения термодинамической характеристики. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r G^\circ (298 \text{ K}) = 52,74 \text{ кДж.}$$

8.30. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли K_2SO_3 . Вычислить константу, степень и pH гидролиза в 0,01 М растворе этой соли.

8.31. Какая из двух солей, KCN или KF, при равных условиях ($C_{\text{KCN}} = C_{\text{KF}} = 0,1$ моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

8.32. Рассчитать константу, степень и pH гидролиза соли NH_4NO_3 в 0,1 М растворе при стандартных условиях, используя значения термодинамических характеристик. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r H^\circ (298 \text{ K}) = 51,135 \text{ кДж; } \Delta_r S^\circ (298 \text{ K}) = -4,67 \text{ Дж/К.}$$

8.33. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли K_2SiO_3 . Вычислить константу, степень и pH гидролиза 0,01 М раствора этой соли.

8.34. Какая из двух солей, KOC1 или KOBr, при равных условиях ($C_{\text{KOC1}} = C_{\text{KOBBr}} = 0,1$ моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления элементов в молекулах реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна.

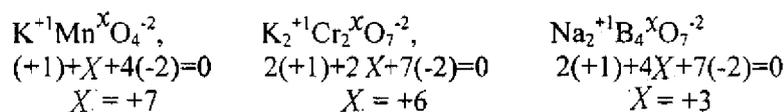
Для установления степени окисления элемента следует руководствоваться следующими правилами:

1. Степень окисления элементов простых веществ равна нулю: $\text{Mg}^0, \text{Fe}^0, \text{P}^0, \text{S}^0, \text{Cl}^0, \text{N}_2^0, \text{H}_2^0, \text{O}_2^0$.

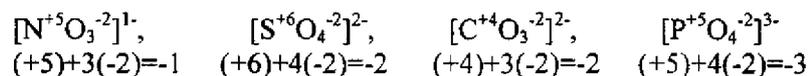
2. В водородосодержащих соединениях степень окисления водорода всегда (+1), за исключением гидридов металлов, в которых степень окисления водорода равна (-1), например: H^{-1}Cl , CH_4^{+1} , $\text{H}_2^{+1}\text{SO}_4$, H^{-1}NO_3 , NaH^{-1} , CaH_2^{-1} .

3. В кислородсодержащих соединениях степень окисления кислорода всегда (-2), за исключением пероксидов, в которых степень окисления кислорода (-1) и $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$, например: CO_2^{-2} , H_2O^{-2} , KMnO_4^{-2} , $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$.

4. Степень окисления одного из элементов в молекуле можно определить по степени окисления других элементов, поскольку молекула в целом электронейтральна:



5. Сумма степеней окисления всех элементов, входящих в состав иона, равна заряду иона:

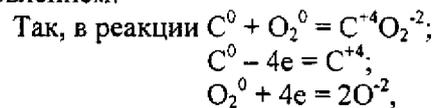


6. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величины, равной номеру группы Периодической системы, из которой взят данный элемент (S^{+6} ; Mn^{+7} ; N^{+5}).

Окислительно-восстановительная реакция состоит из полуреакций окисления и восстановления.

Вещество, которое принимает электроны, называется **окислителем**, а вещество, которое отдает электроны, – **восстановителем**.

Процесс, связанный с потерей электронов, называется **окислением**, а процесс, связанный с присоединением электронов, – **восстановлением**.

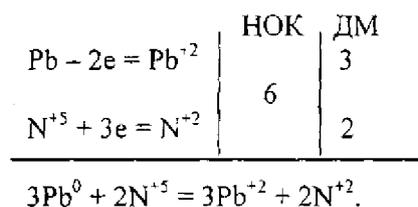
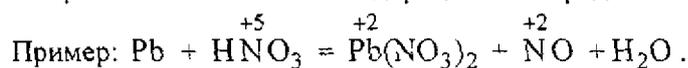


окислитель – O_2 , восстановитель – C .

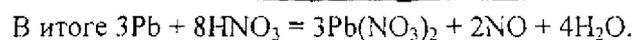
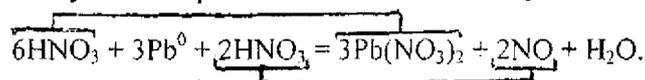
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, поэтому стехиометрические коэффициенты окислительно-восстановительных реакций определяют используя метод электронного баланса или метод электронно-ионного баланса.

Порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса):

1. Написать формулы исходных веществ и продуктов реакций.
2. Определить элементы, которые меняют свою степень окисления.
3. Составить две полуреакции для окислителя и восстановителя и определить число принятых и отданных электронов.
4. Найти наименьшее общее кратное между числом принятых и отданных электронов и определить дополнительные множители к обеим полуреакциям.
5. Умножить дополнительные множители на соответствующие полуреакции и сложить их левые и правые части. Полученные коэффициенты перенести в молекулярное уравнение.
6. Если окислитель или восстановитель расходуется на получение других продуктов реакции, в которых степень их окисления не меняется, то необходимо уточнить коэффициенты.
7. Уравнять число атомов водорода и кислорода.



HNO_3 расходуется на получение 2 моль NO и 3 моль $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, поэтому в левую часть реакции добавляем 6HNO_3 :



Порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронно-ионного баланса):

1. Составить ионную схему реакции, руководствуясь общими правилами составления ионных уравнений: сильные электролиты записать в виде ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, осадки и газы – в виде молекул; в ионную схему включать только те частицы, которые изменяют свое состояние, т. е. выполняют функцию окислителя или восстановителя.

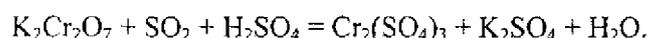
2. Составить электронно-ионные уравнения полуреакций, руководствуясь следующим: а) если продукт реакции содержит больше кислорода, чем исходное вещество, то расходуется либо вода – в нейтральных и кислых растворах, либо OH^- – в щелочных растворах; б) если продукт реакции содержит меньше кислорода, чем исходное вещество, то в кислой среде образуется вода, а в нейтральной и щелочной – ионы OH^- . Определить число принятых и отданных в каждой полуреакции электронов.

3. Найти наименьшее общее кратное между числом принятых и отданных электронов и определить дополнительные множители к каждой полуреакции.

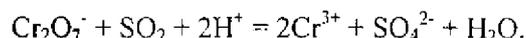
4. Сложить электронно-ионные уравнения процессов восстановления и окисления, предварительно умноженные на найденные дополнительные множители.

5. По полученному ионному уравнению составить молекулярное уравнение.

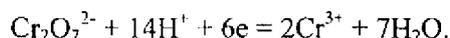
Пример. Расставить коэффициенты в уравнении



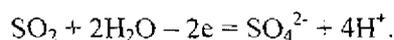
1. Сокращенная ионно-молекулярная схема реакции



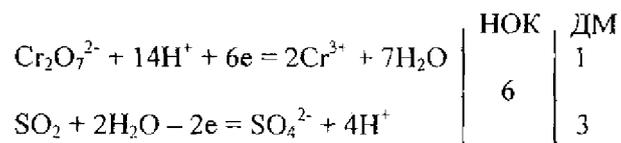
2. а) Составить электронно-ионное уравнение для процесса восстановления. Ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ превращается в ион Cr^{3+} , т. е. получается продукт реакции, не содержащий кислорода. Так как реакция протекает в кислой среде, то вторым продуктом реакции будет вода. На каждый атом кислорода расходуется по два иона H^+ :



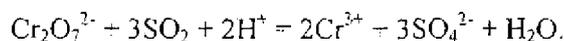
б) Составить электронно-ионное уравнение для процесса окисления. Получающийся ион (SO_4^{2-}) содержит больше кислорода, чем исходное вещество (SO_2). Следовательно, в процессе реакции окисления кислород потребляется. Так как реакция протекает в кислой среде, в окислительно-восстановительном процессе принимает участие вода:



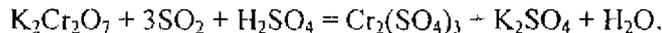
3. Определить наименьшее общее кратное и дополнительные множители:



4. Ионное уравнение реакции



5. Молекулярное уравнение реакции:



По закону эквивалентов $n_{\text{эк}}(\text{ок}) = n_{\text{эк}}(\text{вос})$.

$$\frac{m_{\text{ок.}}}{M_{\text{эк}}(\text{ок})} = \frac{m_{\text{вос.}}}{M_{\text{эк}}(\text{вос})} \quad \text{или} \quad C_{\text{эк}}(\text{ок})V_{\text{ок}} = C_{\text{эк}}(\text{вос})V_{\text{вос}}$$

Молярная масса эквивалентов окислителя равна молярной массе окислителя, деленной на число электронов, принятых одной молекулой окислителя. Молярная масса эквивалента восстановителя равна молярной массе восстановителя, деленной на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

Поскольку одно и то же вещество в разных реакциях может отдавать или принимать разное количество электронов, то молярная масса его эквивалентов может иметь разные значения. Так, например, KMnO_4 ($M_{\text{KMnO}_4} = 158,0 \text{ г/моль}$) в зависимости от среды восстанавливается по-разному. В кислой среде $\text{Mn}^{+7} + 5e = \text{Mn}^{+2}$, в ней-

тральной $Mn^{+7} + 3e = Mn^{+4}$ и в щелочной $Mn^{+7} + 1e = Mn^{+6}$. Поэтому молярные массы эквивалентов для $KMnO_4$ будут равны его молярной массе, деленной соответственно на 5; 3 и 1, т.е. 31,6 г/моль, 52,7 г/моль и 158,0 г/моль.

Самопроизвольно протекающие окислительно-восстановительные реакции сопровождаются уменьшением энергии Гиббса, которую можно рассчитать по уравнению

$$\Delta_r G^\circ (298 \text{ K}) = -zF\varepsilon^0,$$

где z – число электронов, принимающих участие в реакции (наименьшее общее кратное);

F – постоянная Фарадея – 96500 Кл/моль;

ε^0 – стандартное напряжение окислительно-восстановительной реакции, В:

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{ок}}^0 - \varphi_{\text{вос}}^0,$$

где $\varphi_{\text{ок}}^0$ и $\varphi_{\text{вос}}^0$ – стандартные электродные потенциалы окислителя и восстановителя (табл. П7, П8).

Так как z и F – величины положительные, то направление протекания окислительно-восстановительной реакции определяется знаком при ε^0 , если $\varphi_{\text{ок}}^0 > \varphi_{\text{вос}}^0$, то ε^0 – величина положительная, а $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})$ – величина отрицательная, поэтому самопроизвольное протекание прямой реакции возможно. Если же $\varphi_{\text{ок}}^0 < \varphi_{\text{вос}}^0$, то возможно самопроизвольное протекание обратной реакции. Глубина протекания окислительно-восстановительной реакции определяется константой равновесия:

$$-zF\varepsilon^0 = -2,303RT \lg K.$$

После подстановки значений $T(298 \text{ K})$, $R(8,314 \text{ Дж/моль}^{-1}\text{K}^{-1})$ и $F(96500 \text{ Кл/моль})$ получим

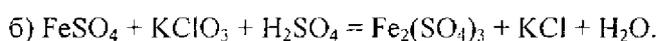
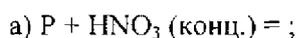
$$\lg K = \frac{z\varepsilon^0}{0,059}; \quad K = 10^{\frac{z\varepsilon^0}{0,059}}.$$

Задачи

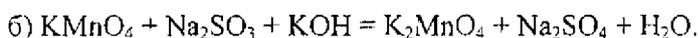
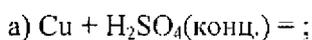
9.1. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



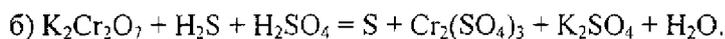
9.2. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



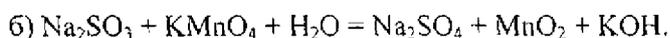
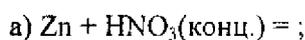
9.3. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



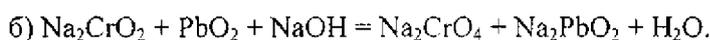
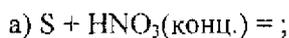
9.4. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



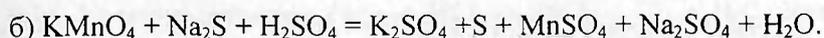
9.5. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



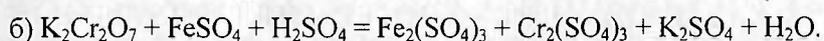
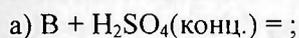
9.6. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



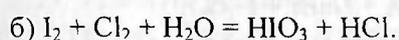
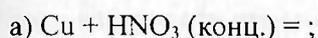
9.7. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



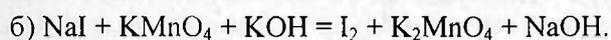
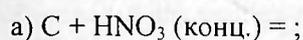
9.8. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



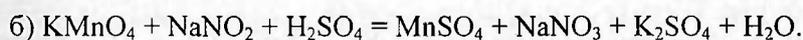
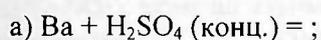
9.9. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



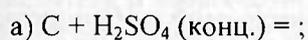
9.10. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



9.11. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



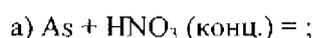
9.12. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



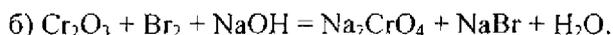
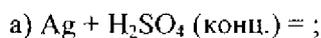
9.13. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



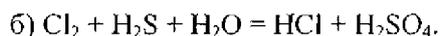
9.14. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



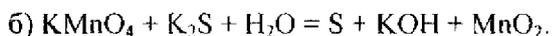
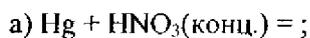
9.15. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



9.16. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



9.17. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты в реакциях а) и б).



9.18. Уравнять реакцию $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

9.19. Уравнять реакцию $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{S} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить $S_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S})$, если на взаимодействие с 4,37 г $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ушло 200 мл раствора H_2S .

9.20. Уравнять реакцию $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить массу KMnO_4 , необходимую для взаимодействия с 1,52 г FeSO_4 .

9.21. Уравнять реакцию $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

9.22. Уравнять реакцию $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить $C_{\text{эк}}(\text{HNO}_3)$, если на взаимодействие с 6,8 г H_2S ушло 200 мл раствора HNO_3 .

9.23. Уравнять реакцию $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить массу PbS , необходимую для взаимодействия с 12,6 г HNO_3 .

9.24. Уравнять реакцию $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

9.25. Уравнять реакцию $\text{Zn} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsH}_3 + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить $C_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{AsO}_3)$, если на взаимодействие с 6,50 г Zn ушло 200 мл раствора H_3AsO_3 .

9.26. Уравнять реакцию $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить объем хлора, необходимый для взаимодействия с 1,16 г гидроксида марганца (II).

9.27. Уравнять реакцию $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{KI}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

9.28. Уравнять реакцию $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить $C_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{SO}_3)$, если на взаимодействие с 1,62 г KMnO_4 ушло 200 мл раствора Na_2SO_3 .

9.29. Уравнять реакцию $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить массу H_2SO_3 , необходимую для взаимодействия с 1,12 л хлора.

9.30. Уравнять реакцию $\text{HgCl}_2 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{FeCl}_3$. Указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

9.31. Уравнять реакцию $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить

$C_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4)$, если на взаимодействие с 1,26 г Na_2SO_3 ушло 50 мл раствора KMnO_4 .

9.32. Уравнять реакцию $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить массу KCrO_2 , необходимую для взаимодействия с 4 г брома.

9.33. Уравнять реакцию $\text{NaCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{FeSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$. Указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

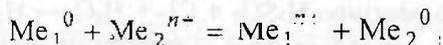
9.34. Уравнять реакцию $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Определить массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, необходимую для взаимодействия с 10 г FeSO_4 .

10. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

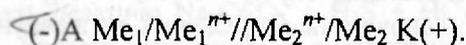
10.1. Гальванический элемент

Гальваническими элементами (ГЭ) называются устройства, в которых энергия окислительно-восстановительных реакций превращается в электрическую энергию. Гальванический элемент состоит из двух электродов (окислительно-восстановительных систем), соединенных между собой металлическим проводником. Электроды погружены в растворы электролитов; последние сообщаются друг с другом чаще всего через пористую перегородку. На каждом электроде происходит полуреакция (электродный процесс): на аноде – процесс окисления; на катоде – процесс восстановления. Гальванические элементы изображаются в виде схем.

Так, схема ГЭ, в основе работы которой лежит реакция



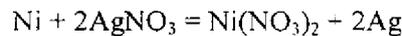
изображается следующим образом:



Причем анодом является более активный металл, а катодом – менее активный ($\varphi_{\text{Me}_1^{n+}/\text{Me}_1}^0 < \varphi_{\text{Me}_2^{n+}/\text{Me}_2}^0$);

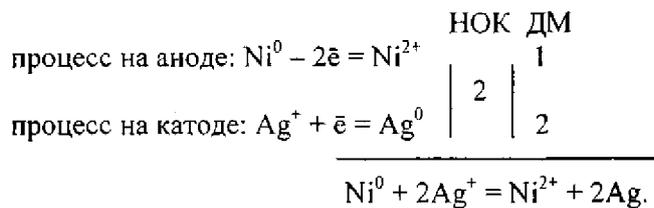
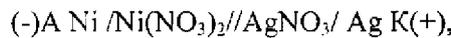
процесс на аноде: $Me_1^0 - n\bar{e} = Me_1^{n+}$;
 процесс на катоде: $Me_2^{n+} + n\bar{e} = Me_2^0$.

Например, для реакции, протекающей в ГЭ



$$(\varphi_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 \text{ В}; \varphi_{Ag^+/Ag}^0 = 0,8 \text{ В}),$$

схема ГЭ имеет вид



$Ni + 2AgNO_3 = Ni(NO_3)_2 + 2Ag$ – суммарная токообразующая реакция.

Напряжение ГЭ (ϵ^0) при стандартных условиях рассчитывается по формуле

$$\epsilon^0 = \varphi_{\text{катода}}^0 - \varphi_{\text{анода}}^0,$$

где $\varphi_{\text{катода}}^0$ и $\varphi_{\text{анода}}^0$ – значения стандартных электродных потенциалов катода и анода (табл. П7).

При условиях, отличающихся от стандартных, численное значение электродного потенциала определяется по уравнению Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi_{Me^{n+}/Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}},$$

где $\varphi_{Me^{n+}/Me}$ и $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$ – соответственно электродный и стандартный электродный потенциалы металла, В;

$C_{Me^{n+}}$ – молярная концентрация катиона металла в растворе, моль/л.

Значение электродного потенциала водорода рассчитывается по формуле

$$\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059pH.$$

Условие самопроизвольного протекания химического процесса при стандартных условиях является, как известно, $\Delta_r G^\circ(298\text{ K}) < 0$.

Взаимосвязь между изменением энергии Гиббса и напряжением ГЭ выражается формулой

$$\Delta_r G^\circ(298\text{ K}) = -zF\varepsilon^0 = -2,3RT\lg K.$$

Константа равновесия соответствующей окислительно-восстановительной реакции вычисляется по формуле $K = 10^{\frac{z\varepsilon^0}{0,059}}$.

10.2. Коррозия металлов

Коррозией называется процесс самопроизвольного разрушения металлов под действием агрессивных сред. По механизму взаимодействия металлов с агрессивными средами коррозию можно разделить на два типа: химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия представляет собой разрушение металлов вследствие непосредственного их взаимодействия с сухими агрессивными газами O_2 , CO_2 , SO_2 , H_2S , NH_3 , H_2O (газовая коррозия) или с агрессивными компонентами в жидких неэлектролитах, например в нефтепродуктах (коррозия в неэлектролитах).

При контакте металла с водой, растворами электролитов, влажными газами наблюдается электрохимическая коррозия – наиболее распространенный вид коррозии металлов.

Процессы, протекающие при электрохимической коррозии:

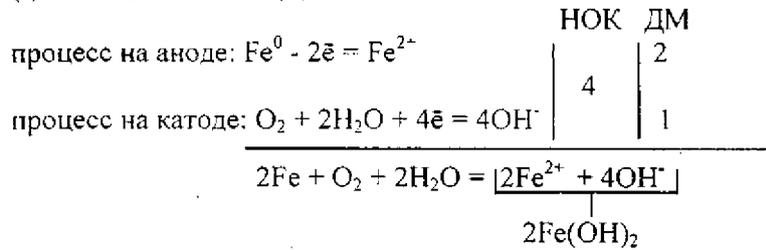
анодные: $Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$;

катодные: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ – водородная деполяризация;

$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$
 $O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = 2H_2O$ } – кислородная деполяризация.

Например, схема коррозионного ГЭ, составленного из железа ($\varphi^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$), частично покрытого оловом ($\varphi^0_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,14 \text{ В}$) в атмосферных условиях, имеет вид

(-)А Fe/H₂O, O₂/Sn К(+):



Вторичный процесс $4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3$ – суммарная реакция процесса коррозии.

Количественно скорость коррозии характеризуется следующими показателями коррозии:

- **весовой показатель** $K_m = \frac{\Delta m_{\text{Me}}}{S \cdot \tau}$, г/м² · ч,

где Δm_{Me} – масса металла, превратившегося в продукт коррозии, г;

S – площадь поверхности металла, м²;

τ – продолжительность коррозии, ч;

- **объемный показатель** $K_V = \frac{V}{S \cdot \tau}$, см³/м² · ч,

где V – объем газа, выделяющегося или поглощающегося при коррозии, см³;

- **глубинный показатель** $\Pi = \frac{\delta}{\tau}$, мм/год,

где δ – глубина проникновения коррозии в металл, мм;

τ – продолжительность коррозии, год.

Весовой и глубинный показатели коррозии связаны уравнением

$$\Pi = \frac{K_m \cdot 8760}{1000 \cdot \rho_{\text{Me}}}, \text{ мм/год,}$$

где ρ_{Me} – плотность металла, подвергающегося коррозии, г/см³;

8760 – число часов в году.

Объемный и весовой показатели связаны уравнением

$$K_V = \frac{K_m}{M_{\text{эк}}(\text{Me})} \cdot V_{M_{\text{эк}}(\text{газа})},$$

где $M_{\text{эк}}(\text{Me})$ – молярная масса эквивалента корродируемого металла, г/моль;

$V_{M_{\text{эк}}(\text{газа})}$ – эквивалентный объем газа, выделяющегося или поглощенного при коррозии металла, см³/моль. Для H₂ – 11 200 см³/моль, для O₂ – 5 600 см³/моль.

Задачи

10.1. Вычислить значение электродного потенциала водородного электрода в 0,05 М растворе гидроксида натрия.

10.2. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте меди с кобальтом в растворе соляной кислоты с кислородом. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

10.3. Вычислить растворимость Ag₂CrO₄ (моль/л), если значение электродного потенциала серебра в насыщенном растворе Ag₂CrO₄ равно 0,59 В.

10.4. Вычислить электродный потенциал цинкового электрода, погруженного в раствор нитрата цинка с концентрацией $C_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 0,001$ моль/л.

10.5. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего в атмосферных условиях при контакте железа с никелем. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

10.6. Потенциал медного электрода, погруженного в раствор сульфата меди (II), равен +0,28 В. Вычислить концентрацию ионов меди в растворе.

11.7. Вычислить потенциал водородного электрода с концентрацией ионов водорода в растворе, равной 0,04 моль/л.

11.8. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте свинца с алюминием в растворе разбавленной серной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

10.9. Составить схемы двух ГЭ, в одном из которых никель служил бы катодом, а в другом – анодом. Для одного из них написать уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции и рассчитать стандартное напряжение ГЭ.

10.10. Кобальтовый электрод погружен в 0,001 М раствор хлорида кобальта (II). Вычислить значение электродного потенциала кобальта.

10.11. Потенциал водородного электрода равен -0,59 В. Вычислить концентрацию ионов водорода в растворе.

10.12. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте олова с цинком в растворе разбавленной серной кислоты с кислородом. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

10.13. Составить схемы двух ГЭ, в одном из которых олово служило бы анодом, а в другом – катодом. Для одного из них написать уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции и рассчитать стандартное напряжение ГЭ.

10.14. Вычислить растворимость иодида свинца (II) (моль/л), если известно, что значение электродного потенциала свинца в насыщенном растворе иодида свинца (II) равно -0,19 В.

10.15. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего в атмосферных условиях при контакте железа с медью. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

10.16. Вычислить значение электродного потенциала водородного электрода в 0,02 М растворе гидроксида калия.

10.17. Потенциал никелевого электрода, погруженного в раствор нитрата никеля (II), равен -0,28 В. Вычислить концентрацию ионов никеля в растворе.

10.18. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса реакции, протекающей в ГЭ $Cd / Cd^{2+} // Ag^+ / Ag$ при концентрациях (моль/л): $C_{Cd^{2+}} = 0,001$; $C_{Ag^+} = 0,1$. Написать уравнения электродных процессов.

10.19. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте железной пластины площадью 50 см^2 с медной в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарную реакцию процесса коррозии. Вычислить объемный и

глубинный показатели коррозии, если за 40 минут потеря массы корродируемого металла составила 0,06 г ($\rho_{\text{Fe}} = 7,9 \text{ г/см}^3$).

10.20. Составить схему ГЭ, написать уравнения электродных процессов и суммарную токообразующую реакцию, вычислить напряжение ГЭ, составленного из цинкового электрода, погруженного в 0,01 М раствор хлорида цинка, и никелевого электрода, погруженного в 0,001 М раствор хлорида никеля (II).

10.21. Напряжение ГЭ $\text{Mg/Mg}^{2+} // \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ при $C_{\text{Mg}^{2+}} = 1 \text{ моль/л}$ равно 1,56 В. Рассчитать концентрацию катионов цинка в растворе. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции.

10.22. Составить схему ГЭ и написать уравнения электродных процессов. На основании значений изменения стандартных энергий Гиббса образования ионов рассчитать стандартное напряжение ГЭ и константу равновесия реакции $\text{Cd}^0 + \text{Ni}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Ni}^0$, протекающей в ГЭ.

10.23. Составить схему ГЭ, возникающего при коррозии цинковой пластины, частично покрытой оловом, находящейся в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции. Какой металл и в каком количестве растворился при коррозии, если в результате работы образовавшегося ГЭ выделилось 2,45 л водорода, измеренного при 295 К и 750 мм рт. ст.?

10.24. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы хрома (III). Определить концентрацию ионов хрома (III), при которой напряжение ГЭ равно нулю.

10.25. Гальванический элемент состоит из стандартного водородного электрода и водородного электрода, погруженного в раствор с $\text{pH} = 12$. Составить схему ГЭ, написать уравнения электродных процессов и рассчитать напряжение ГЭ.

10.26. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте магниевой пластины площадью 30 см^2 с никелевой в растворе разбавленной серной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии. Вычислить объемный и весовой показатели коррозии, если за 20 мин выделилось 3 см^3 водорода (н.у.).

10.27. Составить схему ГЭ и написать уравнения электродных процессов. На основании значений изменения стандартных энергий Гиббса образования ионов рассчитать стандартное напряжение ГЭ и константу равновесия реакции $\text{Cd}^0 + \text{Co}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Co}^0$, протекающей в ГЭ.

10.28. Составить схему ГЭ, образованного оловянным электродом, погруженным в 1 М раствор нитрата олова (II), и свинцовым электродом, погруженным в 10^{-4} М раствор нитрата свинца (II). Вычислить напряжение ГЭ. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции.

10.29. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте кобальтовой пластины площадью 25 см^2 со свинцовой в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии. Вычислить весовой и объемный показатели коррозии, если за 30 мин выделилось 5 см^3 водорода (н.у.).

10.30. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса реакции, протекающей в ГЭ $\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$, при концентрациях (моль/л): $C_{\text{Ni}^{2+}} = 0,01$; $C_{\text{Cu}^{2+}} = 0,001$. Написать уравнения электродных процессов.

10.31. Напряжение ГЭ, составленного из двух водородных электродов, равно 200 мВ. Определить pH раствора, в который погружен катод, если анод погружен в раствор с pH = 6. Написать уравнения электродных процессов и составить схему ГЭ.

10.32. Составить схему ГЭ, возникающего при коррозии медной пластины, частично покрытой никелем, находящейся в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарную токообразующую реакцию. Какой металл и в каком количестве растворился при коррозии, если в результате работы ГЭ выделилось 1,26 л водорода, измеренного при 296 К и 740 мм рт. ст.?

10.33. Гальванический элемент составлен из стандартного железного электрода и кадмиевого электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы кадмия. Определить концентрацию ионов кадмия, при которой напряжение ГЭ равно нулю.

10.34. Гальванический элемент состоит из стандартного водородного электрода и водородного электрода, погруженного в раствор с pH = 9. Составить схему ГЭ, написать уравнения электродных процессов и рассчитать напряжение ГЭ.

11. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролиз – совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через расплавы или растворы электролитов.

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую. Ячейка для электролиза (электролизер) состоит из двух электродов, погруженных в расплав или раствор электролита. Электрод, на котором идет реакция восстановления (катод), подключен к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключен к положительному полюсу постоянного источника тока.

При прохождении тока через расплав электролита катионы электролита под действием электрического поля движутся к катоду и восстанавливаются, анионы перемещаются к аноду и окисляются.

В водных растворах, кроме ионов самого электролита, находятся также молекулы воды, способные восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде, а также ионы H^+ и OH^- , относительная концентрация которых определяется средой. В этом случае при электролизе возможны конкурирующие реакции. Критерием, определяющим преимущество того или иного электрохимического процесса, служит величина стандартного электродного потенциала соответствующих равновесных систем. Чем выше потенциал, тем легче восстанавливается окисленная форма системы, а чем он ниже, тем легче окисляется восстановленная форма. Таким образом, характер катодного процесса (табл. 11.1) при электролизе водных растворов определяется прежде всего положением соответствующего металла в ряду напряжений (табл. П7, П8). При рассмотрении анодных процессов (табл. 11.2) следует иметь в виду, что материал анода в процессе электролиза также может окисляться. В связи с этим различают электролиз с инертным анодом и электролиз с активным, растворимым анодом. Если анод инертный (С, Pt, Au), на аноде в первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот – Cl^- , Br^- и др., затем гидроксид – ионы OH^- и в последнюю очередь молекулы воды. Анионы кислородосодержащих кислот (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- и др.) в водных растворах окисляться на аноде не могут, т.к. имеют более высокий окислительно-восстановительный потенциал, чем потенциал выделения кислорода из воды.

Таблица 11.1

Схемы протекания катодных процессов

Электродный потенциал процесса восстановления	$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 < -1,4 \text{ В}$	$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 = -1,4 \dots 0 \text{ В}$	$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 > 0$
Группы катионов металлов	$\text{Li}^+, \text{Rb}^+, \text{K}^+, \text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Tl}^{2+}$	$\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	$\text{Sb}^{3+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Hg}^{2+}, \text{Pt}^{2+}, \text{Au}^{3+}$
Катодный процесс	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$
Описание процесса	Восстанавливаются только молекулы воды, а ионы металлов остаются в катодите	Одновременно восстанавливаются и ионы металлов, и молекулы воды	Восстанавливаются только ионы металла Me^{n+}

Таблица 11.2

Схемы протекания анодных процессов

Вид анода	Инертный анод (С, Pt и др.)		Растворимый металлический анод
Электродный потенциал процесса окисления	$\varphi_{\text{A}/\text{A}^{n-}}^0 < -1,5 \text{ В}$	$\varphi_{\text{A}/\text{A}^{n-}}^0 > +1,5 \text{ В}$	
Вид анионов	Анионы бескислородных кислот ($\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$ и др., кроме F^-)	Анионы кислородсодержащих кислот ($\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{PO}_4^{3-}$ и др.)	
Анодный процесс	$\text{A}^{n-} - n\bar{e} = \text{A}$	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{Me} - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$
Описание процесса	Окисляются только анионы бескислородных кислот	Окисляются только молекулы воды или OH^- - ионы ($\text{pH} > 7$). Анионы кислородсодержащих кислот не окисляются и остаются в анолите	Окисляется только металл анода

Количественная характеристика электролиза выражается двумя законами Фарадея:

1. При электролизе различных химических соединений равные количества электричества выделяют на электродах массы веществ, пропорциональные молярным массам их эквивалентов.

2. Масса вещества, выделяющегося на электродах или разлагающегося при электролизе, прямо пропорциональна количеству прошедшего через электролит электричества:

$$m_B = \frac{M_{\text{эк}}(B) \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где m_B – масса веществ, выделяющихся на электродах, г;

$M_{\text{эк}}(B)$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

τ – время электролиза, с (час);

F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль, если τ измеряется в секундах, и 26,8 А·ч/моль, если τ измеряется в часах;

I – сила тока, А.

Отношение массы вещества, фактически выделившегося на электродах ($m_{\text{факт}}(B)$), к теоретически возможному (m_B) называется выходом по току (ВТ):

$$\text{ВТ} = \frac{m_{\text{факт}}(B)}{m_B} 100, \%$$

Задачи

11.1. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при электролизе раствора сульфата меди (II) в течение 40 мин при силе тока 1 А. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.2. Определить время, необходимое для выделения 0,27 г вещества на катоде при пропускании тока силой 0,5 А через раствор нитрата серебра. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.3. Определить силу тока, необходимую для выделения 0,5 г вещества на катоде при электролизе раствора хлорида меди (II) в течение 25 мин. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.4. Раствор содержит ионы Fe^{2+} , Au^{3+} , Ag^+ , Co^{2+} , Zn^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла? Ответ обосновать. Написать для каждого случая катодные процессы восстановления катионов металлов при стандартных условиях.

11.5. Определить силу тока, необходимую для полного выделения вещества на катоде в течение 15 мин из 120 см^3 0,2 н раствора нитрата меди (II). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.6. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов водного раствора хлорида цинка, если: а) анод инертный; б) анод цинковый.

11.7. Раствор содержит сульфаты никеля (II), меди (II), олова (II), свинца (II) в одинаковой концентрации. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора? Ответ обосновать. Написать для каждого случая катодные процессы восстановления катионов металлов при стандартных условиях.

11.8. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов серной кислоты и нитрата свинца (II) с инертными электродами.

11.9. Раствор содержит ионы Fe^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Pb^{2+} , Ag^+ в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла? Ответ обосновать. Для каждого случая написать катодные процессы восстановления катионов металлов при стандартных условиях.

11.10. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора нитрата меди (II), если: а) анод инертный; б) анод медный.

11.11. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при электролизе раствора хлорида меди (II), если на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.12. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов хлорида бария и нитрата натрия с инертными электродами.

11.13. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.14. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов хлорида железа (II) и бромида кальция с инертным анодом.

11.15. Определить объем вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока силой 3 А в течение 1 ч через раствор серной кислоты. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.16. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора хлорида никеля (II), если: а) анод инертный; б) анод никелевый.

11.17. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде за 1 час при электролизе раствора хлорида платины (II) при пропускании тока силой 10 А. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.18. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора нитрата серебра, если для выделения всего металла из 80 см³ этого раствора потребовалось пропускать ток силой 0,8 А в течение 20 мин. Выход по току 96 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.19. Определить силу тока, необходимую для выделения 10,8 г металла из раствора нитрата серебра за 90 мин при выходе по току 98 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.20. Через раствор нитрата меди (II) пропускали ток силой 5 А в течение 15 мин. Масса выделившегося металла составила 1,19 г. Определить выход по току. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.21. При электролизе раствора нитрата двухвалентного металла при силе тока в 1 А в течение 1 ч на катоде выделилось 3,52 г металла при выходе по току 97 %. Определить, какой это металл.

Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.22. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока силой 5 А в течение 30 мин через раствор сульфата хрома (III). Выход по току 40 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.23. При пропускании тока силой 2 А через раствор нитрата двухвалентного металла в течение 2 ч 56 мин на катоде выделилось 8,7 г металла при выходе по току 75 %. Определить, какой это металл. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.24. Определить время, необходимое для нанесения никелевого покрытия толщиной 0,1 мм на деталь, площадь которой равна 300 см², при силе тока 12 А и 80 %-м выходе по току из раствора хлорида никеля (II). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод никелевый ($\rho_{Ni} = 8,7 \text{ г/см}^3$).

11.25. При пропускании тока силой 2,5 А через раствор сульфата меди (II) в течение 15 мин на катоде выделилось 0,6 г вещества. Определить выход по току. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.26. Определить время, необходимое для выделения на катоде газа объемом 1,2 л (н.у.) из раствора хлорида натрия при силе тока 2 А. Выход по току 80 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.27. При электролизе раствора нитрата серебра в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г вещества. Определить выход по току. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.28. При электролизе водного раствора сульфата хрома (III) при силе тока 2 А масса катода увеличилась на 0,5 г (при 45 %-м выходе по току). Определить время электролиза. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.29. За 10 мин из раствора нитрата двухвалентного металла при силе тока 5 А на катоде выделилось 2,77 г вещества. Выход по току 89 %. Определить, какой это металл. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.30. Рассчитать выход по току вещества, если при электролизе раствора нитрата кадмия в течение 1 часа на катоде выделилось 5,62 г вещества при силе тока 5 А. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.31. Определить время, необходимое для выделения всего вещества на катоде из 40 мл 0,25 н раствора сульфата меди (II) током силой 1,93 А. Выход по току 85 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.32. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при электролизе раствора сульфата цинка в течение 1 часа при силе тока 26 А, если выход вещества по току равен 50 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

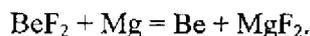
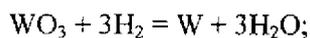
11.33. Определить время, необходимое для полного выделения вещества на катоде при электролизе 250 мл 6 %-го раствора нитрата ртути (II) ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,09 \text{ г/см}^3$). Сила тока 6 А. Выход по току 91 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

11.34. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока 13 А через раствор сульфата железа (II) в течение 1 часа, если выход вещества по току равен 70 %. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Более 80 % химических элементов являются металлами. Основной источник получения металлов – восстановление их из руд: $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}$.

Восстановление проводят химическими или электрохимическими способами. Химическое восстановление заключается во взаимодействии соединений металлов с углем, водородом или металлами-восстановителями, например, по реакциям

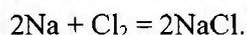


Электролизом из растворов осаждают медь, никель, серебро, хром, кадмий и другие металлы. Электролизом из расплавов осаждаются сильные восстановители, такие как щелочные и щелочноземельные металлы, а также магний и алюминий.

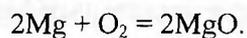
Например, при электролизе расплава хлорида натрия на электродах протекают следующие процессы: на аноде $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$, на катоде $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$.

Металлы в соединениях проявляют только положительную степень окисления и в химических реакциях выступают в роли восстановителей.

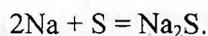
Так, большинство металлов легко взаимодействует с галогенами с образованием галидов:



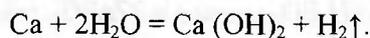
С кислородом металлы взаимодействуют менее энергично, что объясняется большей энергией диссоциации молекулы кислорода:



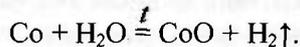
При нагревании все металлы легко взаимодействуют с серой, фосфором, бором и другими неметаллами:



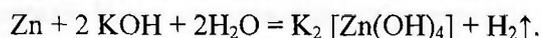
При обычных условиях с водой взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы:



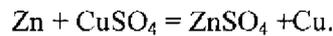
Остальные металлы способны взаимодействовать с парами воды при высокой температуре:



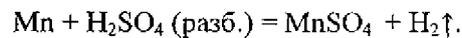
С водными растворами щелочей при обычных условиях способны взаимодействовать металлы, оксиды которых обладают амфотерными свойствами (Be, Zn, Al, Sn, Pb):



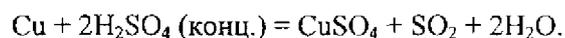
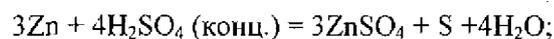
В реакции с водными растворами солей отрыв электронов от атома более активного металла осуществляется ионом менее активного металла, находящегося в растворе и выступающего в качестве окислителя:



Характер взаимодействия металлов с кислотами зависит от температуры, концентрации, состава кислоты и восстановительных свойств металлов. Восстанавливать ионы водорода из разбавленных кислот способны металлы, электродный потенциал которых меньше потенциала водородного электрода (табл. П7):



Концентрированная серная кислота окисляет все металлы до высшей степени окисления с образованием сульфатов. При этом в зависимости от активности металла сульфат-ион восстанавливается преимущественно активными металлами ($\varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 \leq -0,76 \text{ В}$) до H_2S , металлами средней активности ($-0,76 \text{ В} \leq \varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 \leq -0,13 \text{ В}$) до S , малоактивными металлами ($\varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 > 0$) до SO_2 (табл. П7).



Азотная кислота окисляет металлы без выделения водорода из кислот. Глубина восстановления иона азота в азотной кислоте зависит от её концентрации и активности металла: чем выше восстановительная способность металла и более разбавлена кислота, тем глубже идет восстановление иона азота (табл. 12.1).

Таблица 12.1

Продукты восстановления иона азота (N^{+5}) в азотной кислоте

№ п/п	Металлы (см. табл. П7)	HNO_3	
		Разбавленная	Концентрированная
1	Li...Zn	NH_3 (NH_4NO_3), N_2	N_2O
2	Cr...Pb	N_2 , N_2O	NO
3	Sb...Hg	NO	NO_2

Например: $4Ca + 10HNO_3$ (конц.) = $4Ca(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$;

$3Cd + 8HNO_3$ (конц.) = $3Cd(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$;

$Cu + 4HNO_3$ (конц.) = $Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$;

$4Zn + 10HNO_3$ (разб.) = $4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$;

$5Co + 12HNO_3$ (разб.) = $5Co(NO_3)_2 + N_2 + 6H_2O$;

$3Ag + 4HNO_3$ (разб.) = $3AgNO_3 + NO + 2H_2O$.

Металлы в чистом виде применяются реже, чем их сплавы, обладающие более высокой прочностью, твердостью и коррозионной стойкостью. Из сплавов цветных металлов широкое распространение получили сплавы: меди с цинком – латуни, меди с оловом или алюминием – бронзы, меди с никелем – мельхиор.

Задачи

12.1. Можно ли оксиды металлов ртути (II) или бария восстановить углеродом до металла? Ответ подтвердить расчетом $\Delta_r G^\circ(298\text{ K})$ по $\Delta_f G^\circ(298\text{ K}, \text{B})$.

12.2. Составить схему получения металлического кобальта из смеси оксида кобальта (II) и оксида алюминия. В качестве растворителя оксидов использовать азотную кислоту, а в качестве восстановителя – магний. Написать уравнения протекающих реакций.

12.3. Составить схему получения металлического свинца из смеси оксидов свинца (II) и алюминия гидрометаллургическим методом. В качестве растворителя использовать азотную кислоту. Свинец из раствора выделить электролизом. Написать уравнения реакций и составить схему электролиза.

12.4. Составить уравнения реакций растворения: а) хрома в разбавленной серной кислоте; б) хрома в растворе гидроксида натрия. Указать окислитель и восстановитель.

12.5. Составить уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.

12.6. Определить объем водорода (н.у.), выделяющийся при действии хлороводородной кислоты на 1 г сплава, содержащего 60,5 % мас. меди и 39,5 % мас. цинка. Написать уравнение протекающей реакции.

12.7. Составить уравнения реакций восстановления азотной кислоты цинком: а) до оксида азота (I); б) до оксида азота (II). Уравнять реакции методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель.

12.8. Определить массу алюминия необходимую для получения 1,56 г хрома из оксида хрома (III) методом алюмотермии. Написать уравнение протекающей реакции.

12.9. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора нитрата кобальта (II) с инертными электродами и кобальтовым анодом. Какие продукты выделяются на катоде и аноде?

12.10. Составить схему получения металлического кадмия из смеси оксидов кадмия и цинка гидрометаллургическим методом. В качестве растворителя оксидов использовать серную кислоту, а в качестве восстановителя – оксид углерода (II). Написать уравнения протекающих реакций.

12.11. Определить массу чистого хрома, которую можно получить из 2,5 т хромистого железняка ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$), содержащего 15 % мас. пустой породы.

12.12. Какой объем 0,2 М раствора серной кислоты нужно взять для растворения 10 г железа? Составить уравнение протекающей реакции.

12.13. Вычислить количество электричества (А·ч), необходимое для электрохимической очистки 1 т черновой меди, содержащей 98,5 % мас. меди. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов, если электроды медные.

12.14. Составить уравнения реакций, которые можно провести для осуществления следующих превращений: $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO$.

12.15. Определить объем водорода, необходимый для восстановления 32 г оксида серебра (I) до металлического серебра. Написать уравнение протекающей реакции.

12.16. При растворении 20,1 г сплава алюминия с магнием в растворе гидроксида натрия выделилось 16,8 л водорода (н.у.). Определить состав сплава (% мас.) Написать уравнение протекающей реакции.

12.17. Объяснить, почему медь не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированных серной и азотной растворяется. Составить уравнения реакций. Указать окислитель и восстановитель.

12.18. Смесь хлоридов алюминия и никеля (II) массой 8,6 г растворили в воде и добавили избыток гидроксида калия. Выпавший осадок отфильтровали, промыли и прокалили. Масса прокаленного осадка оказалась равной 1,8 г. Определить состав смеси (% мас.). Составить уравнения протекающих реакций.

12.19. При растворении 0,5 г латуни, состоящей из цинка и меди, в растворе хлороводородной кислоты выделилось 7,28 см³ водорода, собранного над водой и измеренного при 300 К и 740 мм рт. ст. Давление паров воды при 300 К равно 26,74 мм рт. ст. Определить состав сплава (% мас.).

12.20. В каком массовом отношении следует взять навески марганца и алюминия, чтобы при растворении их в разбавленной азотной кислоте выделились равные количества азота? Составить уравнения протекающих реакций. Указать окислитель и восстановитель.

12.21. Составить уравнение восстановления оксида хрома (III) углеродом. На основании значений стандартных энтальпий и энтропий образования веществ определить, при какой температуре возможно протекание этой реакции.

12.22. Составить уравнение реакции восстановления оксида вольфрама (VI) магнием. На основании значений стандартных эн-

тальпий и энтропий образования веществ определить возможность протекания этой реакции при 298 К и 1000 К.

12.23. Смесь порошков магния, меди и цинка массой 2,09 г обработали раствором гидроксида натрия. При этом выделилось 224 см³ водорода (н.у.). Такая же масса смеси, взаимодействуя с хлороводородной кислотой, вытесняет 672 см³ водорода (н.у.). Определить состав смеси (% мас.). Составить уравнения протекающих реакций.

12.24. Навеску сплава, состоящего из меди и магния, растворили в азотной кислоте и подвергли электролизу. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде, если на аноде выделяется 86,8 см³ газа (н.у.)? Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.25. Смесь оксидов меди (II) и железа (III) массой 95,5 г восстановили водородом. При действии на продукты реакции хлороводородной кислотой выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Определить массу меди, полученной при восстановлении. Составить уравнения протекающих реакций.

12.26. При электролизе расплава хлорида металла (III) на аноде выделяется 672 см³ газа (н.у.), а на катоде – 0,54 г металла. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Хлорид какого металла подвергся электролизу? Анод инертный.

12.27. Какой объем 26 %-й серной кислоты плотностью 1,19 г/см³ нужно взять для растворения 50 г железа? Составить уравнение реакции.

12.28. При восстановлении водородом смеси оксидов железа (II) и железа (III) массой 148 г образовалось 112 г железа. Определить состав смеси (% мас.). Составить уравнения протекающих реакций.

12.29. В чугуна содержится 4 % мас. углерода, 1 % мас. кремния и 1 % мас. марганца. Вычислить объем кислорода (н.у.), требуемый на окисление указанных элементов, содержащихся в 100 кг чугуна. Составить уравнения протекающих реакций, если марганец окисляется до MnO, а углерод – до CO.

12.30. Определить массу технического алюминия, содержащего 98,4 % мас. алюминия, необходимую для алюмотермического получения ванадия массой 15,3 кг из оксида ванадия (V). Составить уравнение реакции.

12.31. Составить уравнения протекающих реакций при взаимодействии меди и магния с концентрированными и разбавленными кислотами (хлороводородной, серной и азотной).

12.32. При электролизе водного раствора сульфата меди (II) в растворе образовалась кислота, которую нейтрализовали 16 л 6 %-го раствора гидроксида калия плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде? Анод инертный.

12.33. Определить силу тока, необходимую для электролиза расплава хлорида магния в течение 10 ч, для получения 0,5 кг металлического магния. Выход по току 85 % мас. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.34. Алюминий массой 14 г сплавили с серой массой 4,8 г. К полученной смеси добавили избыток хлороводородной кислоты. Определить объем выделившегося газа (н.у.). Составить уравнения реакций.

13. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения составляют наиболее обширный класс веществ, включающий неорганические ($\text{H}_2[\text{SiF}_6]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$), многие металлоорганические (трилон Б, оксалатный комплекс железа (III)) и биологические (гемоглобин, хлорофилл) вещества.

Сложные соединения, у которых имеются ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному механизму, получили название комплексных или координационных соединений.

Центральный ион, обычно положительно заряженный, называется *комплексообразователем* или *центральным атомом* (в вышеприведенных соединениях комплексообразователями являются элементы Si, Co и Pt соответственно). Ионы или молекулы, располагающиеся в непосредственной близости к нему, представляют собой лиганды, которые образуют донорно-акцепторные связи с центральным атомом (в вышеприведенных соединениях лиганды F^- , NH_3 и Cl^-).

Комплексообразователь и лиганды составляют *внутреннюю сферу* комплексного соединения. При написании формулы комплексного соединения внутренняя сфера заключается в квадратные скобки. Заряд внутренней сферы рассчитывается как сумма зарядов комплексообразователя и лигандов. Внутренняя сфера может иметь отрицательный $[\text{SiF}_6]^{2-}$ (комплексный анион) или положительный

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ (комплексный катион) заряд либо не имеет заряда $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ (неэлектролит). Общее число σ -связей, образуемых комплексообразователем с лигандами, называется *координационным числом* центрального атома. Координационные числа комплексообразователей в соединениях $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ соответственно равны 6, 6 и 4.

За пределами внутренней сферы комплексного соединения находится его внешняя сфера, содержащая ионы, заряд которых противоположен заряду внутренней сферы, так чтобы молекула в целом была электронейтральна. В случае незаряженной внутренней сферы внешняя сфера отсутствует: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Название комплексного соединения образуется из названия аниона, за которым следует название катиона. Пример: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+\text{Cl}^-$ – хлорид диамминсеребра.

В комплексных катионах сначала называют отрицательно заряженные лиганды с окончанием “о” (OH^- – гидроксо, Cl^- – хлоро, CN^- – циано, NO_2^- – нитро), затем – нейтральные молекулы (NH_3 – аммин, H_2O – аква). Перед названием лигандов указывают их количество греческими числительными (ди, три, тетра, пента, гекса и т. д.). Последним называют комплексообразователь, указывая степень его окисления римскими цифрами в круглых скобках. В названиях комплексных катионов используют русские названия металлов в родительном падеже.

Пример: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ – катион хлоропентаамминкобальта (III).

Название комплексного аниона составляют аналогично названию катиона, но степень окисления комплексообразователя указывают римской цифрой после его латинского названия с окончанием “ат”. Пример: $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$ – гексагидроксиферрат (III).

Названия нейтральных комплексных соединений без внешней сферы образуются так же, как и катионов, но комплексообразователь называют в именительном падеже, а степень его окисления не указывают, так как она определяется электронейтральностью комплекса. Пример: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – дихлородиамминплатина.

Диссоциация комплексного соединения на ионы внутренней и внешней сферы осуществляется необратимо и полностью, она называется *первичной диссоциацией*. Обратимая диссоциация комплексного иона внутренней сферы называется *вторичной диссоциацией*. Она характеризуется константой равновесия, называемой кон-

стантой неустойчивости (K_H). Чем меньше величина неустойчивости, тем прочнее комплексный ион.

Так, комплексный ион диамминсеребра диссоциирует:



$$K_H = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}. \quad \Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = -2,3R \text{ Tlg} K_H.$$

Процесс образования этого комплексного иона характеризуется константой устойчивости (β_n), величиной, обратной константе неустойчивости:

$$\beta_n = \frac{1}{K_H}.$$

Вторичная диссоциация комплексного иона идет ступенчато, и каждой ступени диссоциации отвечает своя константа неустойчивости. Константа неустойчивости комплексного иона отражает суммарный процесс диссоциации и находится как произведение констант неустойчивости каждой ступени диссоциации.

Многие комплексы настолько прочны, что ионы в них не обнаруживаются даже очень чувствительными качественными реакциями. Так, в соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ качественные реакции не обнаруживают ни ионов кобальта, ни свободного аммиака. Количественный анализ показывает присутствие только $2/3$ содержащихся в молекуле ионов хлора, т.е. только ионы хлора внешней сферы.

Задачи

13.1. Найти заряды комплексных частиц $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$, $[\text{Cu}(\text{OH})_6]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{PO}_4]$ и указать среди них комплексный катион, комплексный анион и неэлектролит, если степени окисления кобальта (+2), меди (+2), и хрома (+3).

13.2. Химические названия желтой и красной кровяной соли: гексацианоферрат (II) калия и гексацианоферрат (III) калия. Написать формулы этих солей и уравнение их диссоциации в растворе.

13.3. Указать внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь (центральный атом) и лиганды в следующих комплексных соединениях: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

13.4. Назвать следующие соединения: $\text{Na}_3[\text{ZrF}_7]$, $\text{Na}_3[\text{ZrF}_6\text{Cl}]$, $\text{K}_2[\text{ZrF}_4\text{Cl}_2]$. Написать выражения констант неустойчивости комплексных ионов.

13.5. Определить степень окисления комплексообразователя и назвать следующие комплексные соединения: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

13.6. При обработке боксита (Al_2O_3) раствором щелочи алюминий переходит в раствор в составе гидроксиалюминатов. Написать формулы гидроксиалюминатов натрия с координационными числами центрального атома, равными соответственно 4 и 6. Определить заряд комплексных ионов, состав внутренней и внешней сфер. Написать выражения констант неустойчивости комплексных ионов.

13.7. Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$.

13.8. Составить формулы и указать заряды следующих комплексных ионов: гексанитрокобальтат (III); пентахлороакваферрат (III); тетраамминпалладия (II).

13.9. Назвать комплексные соединения $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$.

13.10. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователей $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_2]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

13.11. Кирпично-красные кристаллы розеосоли (краситель) имеют состав, выражаемый формулой $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$, пурпуреосоли – малиново-красные кристаллы состава $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Привести химические названия этих солей.

13.12. При получении бериллиевых сплавов восстанавливают фторобериллаты натрия активными металлами. Написать формулу фторобериллата натрия (координационное число бериллия равно 4). Указать комплексообразователь, лиганды. Определить заряд комплексного иона. Написать выражение константы неустойчивости комплексного иона.

13.13. Указать внутреннюю и внешнюю сферы и назвать соединения $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_2)]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$.

13.14. При колориметрическом определении сурьмы в сплавах используют окрашенные комплексы $[\text{SbI}_4]^-$ (желтого цвета) или $[\text{SbCl}_6]^-$ (синего цвета). Написать указанные комплексы с противоионом в виде комплексных солей. Указать комплексообразователь, лиганды, внутреннюю и внешнюю сферу, координационное число и заряд комплексообразователя.

13.15. Имеется комплексная соль состава $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{SCN})_2$. При действии раствора H_2SO_4 весь барий осаждается в виде BaSO_4 . Написать координационную формулу этой соли и указать координационное число и заряд комплексообразователя. Написать уравнения диссоциации соли в растворе.

13.16. Написать координационные формулы соединений $\text{Co}(\text{NO}_3)_3 \cdot 3\text{KNO}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$, если координационное число кобальта 6, а степень его окисления (+3). Составить уравнения диссоциации этих соединений в растворе.

13.17. Координационное число Os^{+4} и Ir^{+4} равно 6. Составить координационные формулы и написать уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений этих металлов: $2\text{NaNO}_2 \cdot \text{OsCl}_4$, $\text{OsBr}_4 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $2\text{RbCl} \cdot \text{IrCl}_4$.

13.18. Сколько граммов ртути в виде ионов содержится в 0,1 л 0,01 М раствора $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, в котором, кроме того, содержится 0,05 моль NaI ?

13.19. Вычислить $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})$ процесса $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$.

13.20. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащем, кроме того, 6,5 г/л KCN .

13.21. Сколько граммов серебра в виде ионов содержится в 0,2 л 0,05 М раствора $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, содержащего, кроме того, 1 г/л KCN ?

13.22. Рассчитать $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})$ процесса $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ и указать, какая реакция (прямая или обратная) протекает самопроизвольно в растворе при стандартных условиях.

13.23. Какая масса нитрата серебра необходима для осаждения хлора, содержащегося в 0,3 л 0,01 М раствора комплексной соли состава $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$? Координационное число хрома равно 6. Все молекулы воды входят во внутреннюю сферу.

13.24. Изменение энергии Гиббса для процесса $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$ при 25 °С равно 137,0 кДж. Вычислить $K_{\text{н}}$ этого комплексного иона.

13.25. Вычислить концентрацию ионов серебра в 1 л 0,01 М раствора $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,05 моль KCN.

13.26. Выпадет ли осадок гидроксида ртути (II), если к 1 л 0,01 М раствора $K_2[HgI_4]$ добавить 0,05 моль KOH?

13.27. На осаждение ионов Bg^- из раствора комплексной соли $[Cr(H_2O)_6]Bg_3$ израсходовано 0,025 л 0,05 М нитрата серебра. Какова масса комплексной соли в растворе?

13.28. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,01 М растворе $K[Ag(NO_2)_2]$, содержащем, кроме того, 0,02 моль/л нитрита натрия?

13.29. Вычислить массу серебра, содержащуюся в виде ионов в 1 л 0,1 М раствора нитрата диаминсеребра. Раствор содержит, кроме того, 1 моль аммиака.

13.30. Вычислить концентрацию свободных ионов цинка и ртути в 1 М растворе $[Zn(NH_3)_4](NO_3)_2$ и $K_2[HgCl_4]$.

13.31. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе $K_2[CdI_4]$, содержащем 0,1 моль KI в 1 л раствора.

13.32. Какая масса алюминия в виде ионов содержится в 0,25 л 0,24 М раствора соли $Na_3[AlF_6]$, в котором, кроме того, содержится 2,5 г KF?

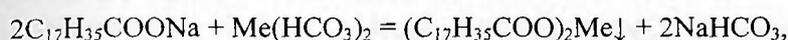
13.33. На осаждение ионов Cl^- из раствора комплексной соли $[Cu(CN)_4]Cl_2$ израсходовано 0,05 л 0,02 М раствора нитрата серебра. Какова масса комплексной соли в растворе?

13.34. Произойдет ли образование осадка сульфида никеля (II), если к 0,005 М раствору $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ прибавить равный объем 0,001 М раствора сульфида натрия?

14. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Одним из важнейших технологических показателей природной воды является ее жесткость. Пройдя через известковые горные породы и почвы, вода извлекает растворимые гидрокарбонаты кальция, магния и железа (II), $[Ca(HCO_3)_2, Mg(HCO_3)_2$ и $Fe(HCO_3)_2]$, а также сульфаты, хлориды, нитраты, силикаты, фосфаты этих металлов. При использовании жесткой воды в качестве теплоносителя на внутренних стенках паровых котлов и трубопроводов осаждаются малорастворимые карбонаты ($CaCO_3$), основной карбонат магния $[(MgOH)_2CO_3]$ или гидроксиды магния и железа $[(Mg(OH)_2$ и $Fe(OH)_3]$, образуя накипь. Накипь имеет низкую теплопроводность,

поэтому вызывает местный перегрев стенок котла, что может привести к быстрому испарению воды и взрыву. Жесткую воду нельзя использовать для приготовления строительных растворов, она вызывает коррозию металлической арматуры, а также приводит к увеличению расхода мыла (солей щелочных металлов высших жирных кислот) (RCOOMe), идущего на связывание солей жесткости:

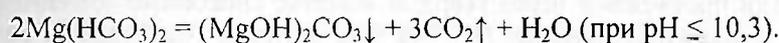
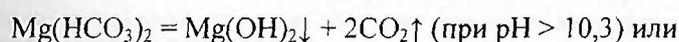


где $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ – стеарат натрия (твердое мыло);

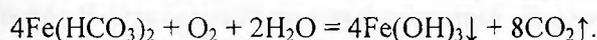
Me – Ca, Mg, Fe.

Жесткую воду перед использованием нужно «умягчить», т.е. уменьшить или устранить ее жесткость. По отношению к процессам устранения жесткости воды различают временную (карбонатную), постоянную (сульфатную и хлоридную) и общую (суммарную) жесткости воды.

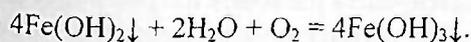
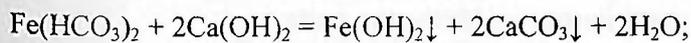
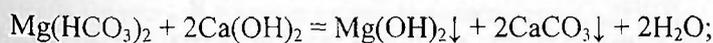
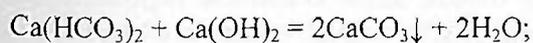
Временная жесткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция, магния и железа (II). При кипячении жесткой воды гидрокарбонаты солей разрушаются, переходя в малорастворимые соединения, выпадающие в осадок:



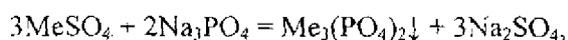
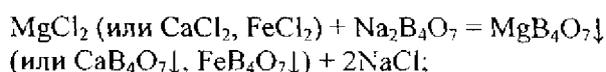
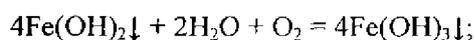
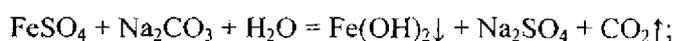
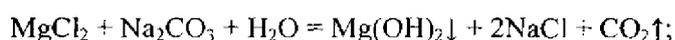
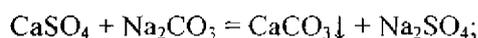
Распад гидрокарбоната железа (II) сопровождается полным гидролизом и окислением до бурого гидроксида железа (III) [$\text{Fe}(\text{OH})_3$]:



Для устранения карбонатной жесткости применяют также метод известкования, при котором в жесткую воду добавляют негашеную известь (CaO) или гашеную известь ($\text{Ca}(\text{OH})_2$):



Часть жесткости, сохраняющаяся после кипячения или известкования воды, называется постоянной (некарбонатной) жесткостью. Она обусловлена присутствием в воде солей сильных кислот, главным образом сульфатов и хлоридов кальция, магния и железа (II). Эта жесткость устраняется добавлением к воде соды (Na_2CO_3), ортофосфата натрия (Na_3PO_4) или тетрабората натрия, буры ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$):

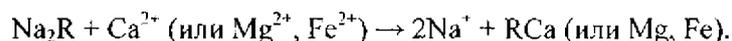


где Me – металлы Ca, Mg, Fe.

Одновременное прибавление извести и соды (известково-содовый метод) устраняет общую жесткость воды.

Одним из современных способов умягчения воды является ионообменный метод, при котором жесткую воду на конечной стадии очистки пропускают через твердые иониты, способные обменивать свои подвижные катионы (H^+ , Na^+) на катионы (Ca^{2+} , Mg^{2+} и Fe^{2+}) или подвижные анионы (OH^-) на анионы SO_4^{2-} , Cl^- , HCO_3^- , NO_3^- .

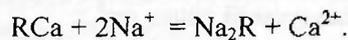
Катиониты – синтетические ионообменные смолы (КУ-1, КУ-2 и др.), сульфоугли и природные алюмосиликаты (целолиты, глины, пермутиты), например, $[\text{Na}_2(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})]$. Их состав можно условно изобразить формулой Na_2R , где Na^+ – подвижный катион, а R^{2-} – анион. Схематически катионный обмен можно изобразить уравнением



При этом ионы кальция, магния и железа переходят из воды в катионит, а ионы натрия из катионита в воду.

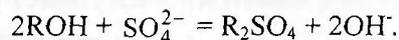
После использования большей части катионов натрия в процессе ионного обмена катионит обычно регенерируют, выдерживая в рас-

творе хлорида натрия или соляной кислоты. При этом происходит обратный процесс:



Регенерированный катионит может быть использован для умягчения новых порций жесткой воды.

Аниониты (АВ-16, АВ-17, АН-2Ф и др.) обменивают подвижный анион гидроксидной группы OH^- на сульфат-ион (SO_4^{2-}), хлорид-ион (Cl^-) или нитрат-ион (NO_3^-):



Количественно жесткость воды (Ж) определяется суммарным содержанием миллимоль эквивалентов веществ, обуславливающих жесткость, или веществ, прибавляемых для устранения жесткости, по формуле

$$Ж = \frac{m_B \cdot 1000}{M_{эк}(B) \cdot V_{H_2O}},$$

где m_B – масса вещества, г;

$M_{эк}(B)$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль.

$$M_{эк}(Ca^{2+}) = \frac{40}{2} = 20 \text{ г/моль (мг/ммоль)}; M_{эк}^{Mg^{2+}} = \frac{24}{2} = 12 \text{ г/моль}$$

$$\text{(мг/ммоль)}; M_{эк}^{Fe^{2+}} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль (мг/ммоль)}; V_{H_2O} - \text{объем во-}$$

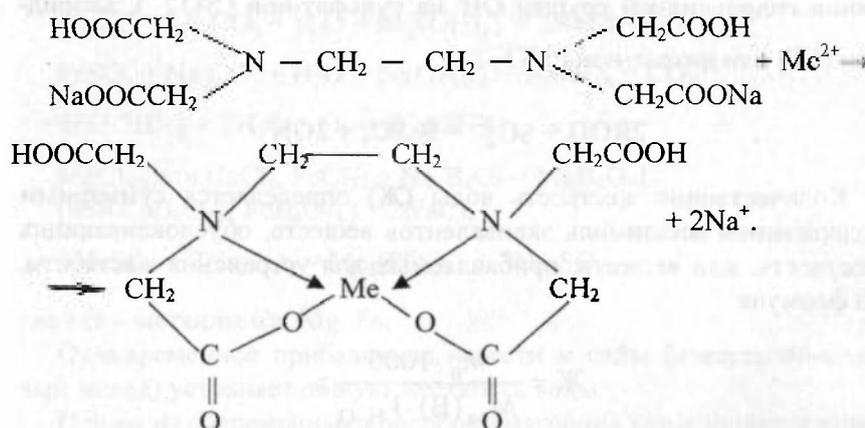
ды в л; 1000 – переходный коэффициент от моль (В) к миллимоль (В). Молярная масса эквивалентов гидрокарбонатов $[Ca(HCO_3)_2, Mg(HCO_3)_2 \text{ и } Fe(HCO_3)_2]$ равна половине молярной массы этих солей.

Карбонатную жесткость воды можно определить титрованием определенного объема воды раствором соляной кислоты (HCl) известной молярной концентрации эквивалентов $C_{эк}(HCl)$:

$$Ж = \frac{V_{HCl} \cdot C_{эк}(HCl) \cdot 1000}{V_{H_2O}},$$

где V_{HCl} – объем раствора HCl, пошедший на титрование, см³;
 $C_{\text{эк}}(\text{HCl})$ – молярная концентрация эквивалентов (HCl), моль/л;
 $V_{\text{H}_2\text{O}}^*$ – объем исследуемой воды, см³.

Общую жесткость воды можно определить титрованием воды раствором трилона Б (комплексона III), который является двузамещенной натриевой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА). Реакцию титрования можно изобразить уравнением



Метод основан на способности трилона образовывать с катионами металлов (Me^{2+}) малодиссоциированные комплексные соединения.

Общая жесткость воды по трилонометрическому методу определяется по формуле

$$\text{Ж} = \frac{V_{\text{ЭДТА}} \cdot C_{\text{эк}}(\text{ЭДТА}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}$$

где $V_{\text{ЭДТА}}$ – объем раствора трилона Б, см³;
 $C_{\text{эк}}(\text{ЭДТА})$ – молярная концентрация эквивалентов трилона Б, моль/л;
 $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем исследуемой воды, см³.

При использовании катионитов для устранения жесткости рассчитывают обменную емкость катионита (ϵ , ммоль/г или ммоль/см³), которая равна максимальному количеству миллимоль эквивалентов ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} или Fe^{2+} , поглощаемому 1 г или 1 см³ катионита:

$$\varepsilon = \text{Ж} \cdot V / m_{\text{кат}} \quad \text{или} \quad \varepsilon = \text{Ж} \cdot V / V_{\text{кат}}$$

где ε – обменная емкость катионита, ммоль/г или ммоль/см³;

Ж – жесткость воды, ммоль/л;

V – объем воды, л;

$m_{\text{кат}}$ – масса катионита, г;

$V_{\text{кат}}$ – объем катионита, см³.

Различают природную воду: очень мягкую – с жесткостью до 1,5, мягкую – от 1,5 до 4, средней жесткости – от 4 до 8, жесткую – от 8 до 12 и очень жесткую – свыше 12 ммоль/л. Жесткость воды в морях около 65 ммоль/л, в океанах приблизительно 130 ммоль/л. Жесткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 ммоль/л.

Задачи

14.1. Рассчитать жесткость воды, содержащей в 1 литре воды 16,20 мг гидрокарбоната кальция и 40,8 мг гидрокарбоната железа (II). Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении воды.

14.2. Рассчитать временную жесткость воды, если на титрование 0,1 л этой воды, содержащей только гидрокарбонат магния, ушло 7,2 мл 0,14 н раствора соляной кислоты. Написать уравнение реакции титрования.

14.3. Какую массу гашеной извести нужно добавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,43 ммоль/л, обусловленную только гидрокарбонатом кальция? Написать уравнение соответствующей реакции.

14.4. Для умягчения 100 л воды, содержащей хлорид кальция, потребовалось 12,72 г карбоната натрия. Рассчитать постоянную жесткость воды. Написать уравнение соответствующей реакции.

14.5. Рассчитать жесткость воды, содержащей в 250 мл воды 2,92 мг гидрокарбоната магния и 5,86 мг гидрокарбоната кальция. Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении воды (рН > 10,3).

14.6. Жесткость воды обусловлена только нитратом кальция. При обработке карбонатом натрия 250 мл этой воды выпал осадок массой 37,8 мг. Рассчитать жесткость воды. Написать уравнение соответствующей реакции.

14.7. Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 ммоль/л. Какую массу ортофосфата натрия надо прибавить для устранения жесткости 1 м³ этой воды, содержащей только сульфат магния? Написать уравнение соответствующей реакции.

14.8. Рассчитать жесткость воды, содержащей в 200 мл 5,10 мг гидрокарбоната железа (II) и 8,20 мг гидрокарбоната кальция. Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении этой воды.

14.9. Чему равна постоянная жесткость воды, содержащей хлорид магния, если для умягчения 100 л воды добавлено 21,6 г буры? Написать уравнение соответствующей реакции.

14.10. Сколько граммов гашеной извести необходимо добавить к 1 м³ воды, содержащей гидрокарбонат железа (II), чтобы устранить временную жесткость, равную 2,86 ммоль/л? Написать уравнения соответствующих реакций.

14.11. Вычислить временную жесткость воды, если на реакцию с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 5 мл 0,1 н раствора соляной кислоты. Написать уравнение реакции.

14.12. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,78 ммоль/л. Определить массу гидрокарбоната кальция, содержащегося в 10 л этой воды, и массу гашеной извести, которую необходимо добавить для устранения жесткости. Написать уравнение реакции, протекающей при кипячении этой воды, и уравнение реакции взаимодействия с гидроксидом кальция.

14.13. Сколько карбоната натрия надо прибавить к 5 л воды, чтобы устранить постоянную жесткость воды, равную 4,6 ммоль/л? Написать уравнения реакций для воды, содержащей сульфаты кальция или железа (II).

14.14. Чему равна временная жесткость воды, в 1 л которой содержится 146 мг гидрокарбоната магния и 200 мг гидрокарбоната кальция? Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении этой воды ($pH > 10,3$).

14.15. В 10 л минеральной воды «Нарзан» содержится 0,89 г ионов магния и 3,89 г ионов кальция. Рассчитать общую жесткость воды.

14.16. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 ммоль/л. Определить массу сульфата магния, содержащегося в 300 мл этой воды. Написать уравнение реакции устранения жесткости этой воды с помощью буры.

14.17. Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 ммоль/л. Определить массу ортофосфата натрия, необходимую для умягчения 1 м³ этой воды, содержащей сульфат кальция. Написать уравнение соответствующей реакции.

14.18. Определить расход натриевого мыла (C₁₇H₃₅COONa) в граммах на устранение солей жесткости 50 л воды, если в 2 л этой воды содержится 3 г гидрокарбоната кальция, 0,29 г гидрокарбоната магния и 1,4 г сульфата кальция. Написать уравнения реакций.

14.19. Определить массу карбоната натрия, необходимую для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной только сульфатом кальция при 20 °С. Определить жесткость воды, используя значение произведения растворимости сульфата кальция. Написать уравнение реакции устранения жесткости.

14.20. Определить время работы (в часах) катионитовой колонки, используемой для умягчения воды. Объем катионита равен 0,53 м³, его обменная емкость равна 2000 моль/м³, объемная скорость потока воды 8 м³/ч. Жесткость воды равна 13,8 ммоль/л и обусловлена катионами кальция. Написать уравнение реакции, протекающей при умягчении воды.

14.21. Жесткость воды обусловлена наличием сульфата кальция. Для умягчения 10 л воды потребовалось 5,3 г карбоната натрия. Определить жесткость воды и массу сульфата кальция, содержащегося в воде. Написать уравнение реакции устранения жесткости.

14.22. Рассчитать массы гашеной извести и карбоната натрия, необходимых для умягчения воды объемом 20000 м³, которая поступает в водопровод за сутки, если временная жесткость воды составляет 1,15 ммоль/л, а общая – 2,7 ммоль/л. Написать уравнения реакций устранения жесткости, обусловленной присутствием в воде гидрокарбоната кальция и хлорида магния.

14.23. Вода реки Двины содержит 1,66 ммоль/л карбонатной жесткости и 3,14 ммоль/л общей жесткости. Рассчитать массы негашеной извести и соды, необходимых для умягчения 10 л воды. Написать уравнения реакции устранения жесткости, обусловленной присутствием в воде гидрокарбоната железа (II) и сульфата магния.

14.24. Для умягчения водопроводной воды используется катионитовая колонка, рабочий объем которой 0,27 м³. Через колонку пропускают воду, жесткость которой 1,3 ммоль/л. Объемная скорость течения воды 8 м³/ч. Определить обменную емкость (моль/м³)

катионита, если колонка работает без регенерации 16 часов. Написать уравнение реакции катионного обмена для воды, содержащей сульфат магния.

14.25. Определить жесткость воды, обусловленную ионами магния, если общая жесткость исходной воды, содержащей ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , равна 12 ммоль/л, а содержание ионов кальция равно 60 мг/л. Написать уравнение реакции определения жесткости с помощью трилона Б.

14.26. При кипячении 5 л воды, содержащей только гидрокарбонат железа (II), образовалось 98 мг осадка. Определить жесткость воды и массу содержащейся в ней соли. Написать уравнение реакции, протекающей при кипячении воды.

14.27. Для определения обменной емкости сульфогля им заполнили колонку объемом 200 см³. Объем пропущенной через колонку воды с жесткостью 7,05 ммоль/л до появления в фильтрате Ca^{2+} и Mg^{2+} составил 11,35 л. Определить обменную емкость катионита в моль/м³. Написать уравнение реакции катионного обмена.

14.28. Жесткость воды из скважин и колодцев достигает 8 ммоль/л. Для умягчения такой воды можно использовать золу подсолнечника, в которой содержится около 20 % карбоната калия. Рассчитать, сколько граммов золы нужно израсходовать, чтобы устранить жесткость 50 л такой воды. Написать уравнение реакции устранения жесткости, обусловленной присутствием в воде хлорида магния.

14.29. В течение какого времени катионитный фильтр с сульфоглем будет работать без регенерации, если обменная емкость фильтра равна 500 моль/м³, объем катионита в фильтре – 18 м³, объем протекающей воды равен 50 м³/ч и общая жесткость ее равна 3,75 ммоль/л? Написать уравнение реакции катионного обмена для ионов железа (II).

14.30. Рассчитать массу гидрокарбоната кальция в 10 л воды и жесткость воды, если на титрование 100 см³ этой воды ушло 4 см³ 0,1 н раствора HCl. Написать уравнение реакции.

14.31. Определить карбонатную жесткость воды, содержащей в 10 л по 1 г гидрокарбоната кальция и гидрокарбоната магния и 2 г гидрокарбоната железа (II) (pH > 10,3). Написать уравнения реакций протекающих при кипячении воды.

14.32. Определить временную, постоянную и общую жесткости воды, содержащей гидрокарбонат и сульфат железа (II), если на

титрование 50 см³ воды ушло 25 см³ 0,01 н. раствора HCl и 50 см³ 0,01 н раствора трилона Б. Написать уравнения реакций.

14.33. Рассчитать массу гидрокарбоната магния в 30 л воды, если на титрование 50 см³ воды ушло 25 см³ 0,01 н раствора HCl. Вычислить жесткость воды. Написать уравнение реакции.

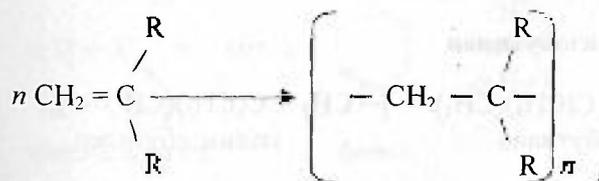
14.34. Анализом установлено, что в 2 л воды содержится 162,08 мг гидрокарбоната кальция и 73,16 мг гидрокарбоната магния. Определить жесткость воды и массу осадка, который выпадет при кипячении этой воды (рН > 10,3). Написать уравнение реакций образования осадков.

15. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (ПОЛИМЕРЫ). СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ. СВОЙСТВА. ПРИМЕНЕНИЕ

К высокомолекулярным соединениям относятся вещества с большой молекулярной массой и особыми физико-химическими свойствами. Существуют природные полимеры (натуральный каучук, белки, крахмал, целлюлоза и др.). Синтетические полимеры получают 4 способами.

1. Полимеризация – процесс получения высокомолекулярных соединений, при котором макромолекула образуется путем последовательного присоединения молекул одного или нескольких низкомолекулярных веществ (мономеров) к активному растущему центру.

Общая схема полимеризации



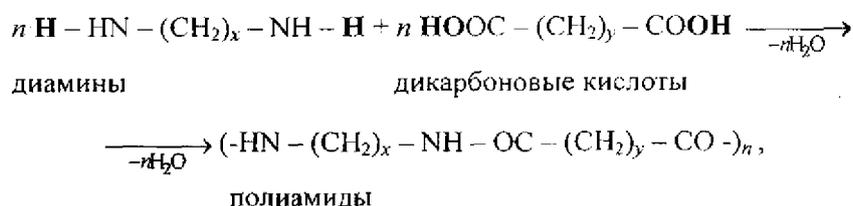
где R – атомы водорода или другие заместители;

n – степень полимеризации.

2. Поликонденсация – процесс получения высокомолекулярных соединений за счет взаимодействия функциональных групп мономеров с выделением низкомолекулярных побочных веществ.

В гомополиконденсации участвуют однородные молекулы мономеров, содержащие две различные по характеру функциональные

группы. В гетерополиконденсации участвуют разнородные мономеры с двумя одинаковыми функциональными группами:

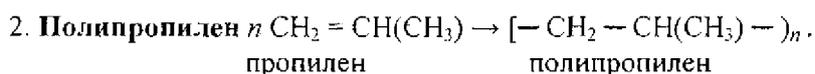
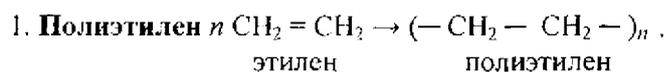


где x и y – число групп (CH_2) .

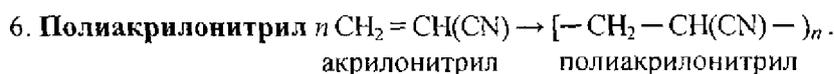
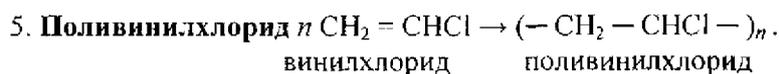
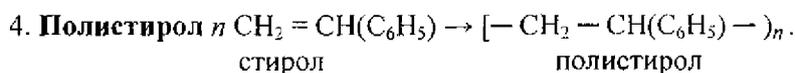
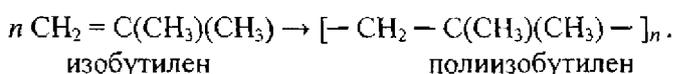
3. При реакции **полиприсоединения** получение высокомолекулярных соединений происходит за счет перемещения подвижного атома (чаще атома водорода) из молекулы одного мономера в другую и соединения образовавшихся остатков (эпоксидные смолы, полиуретаны).

4. Методом **химической модификации** получают полимеры за счет взаимодействия функциональных групп исходных полимеров (производные целлюлозы).

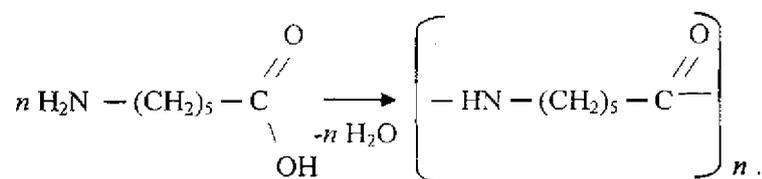
Методом **полимеризации** можно синтезировать:



3. **Полиизобутилен**

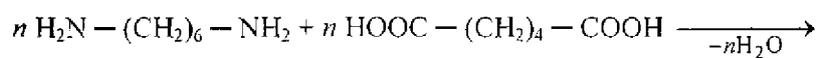


2. Полиамид-6

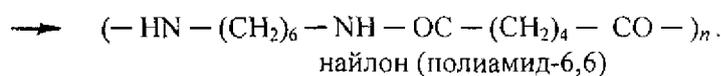


ε-аминокапроновая кислота капрон (полиамид-6)

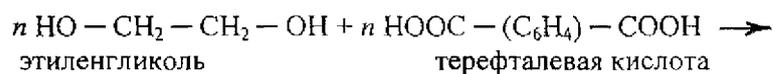
3. Полиамид-6,6



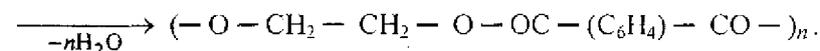
гексаметилендиамин адипиновая кислота



4. Полиэтилентерефталат (лавсан)

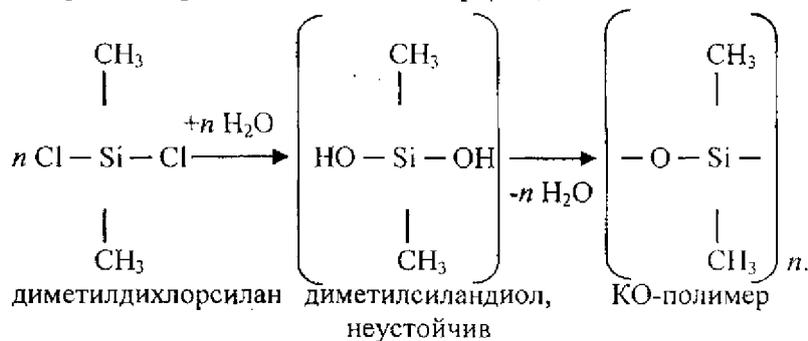


этиленгликоль терефталевая кислота



лавсан

5. Кремнийорганический полимер (КО)

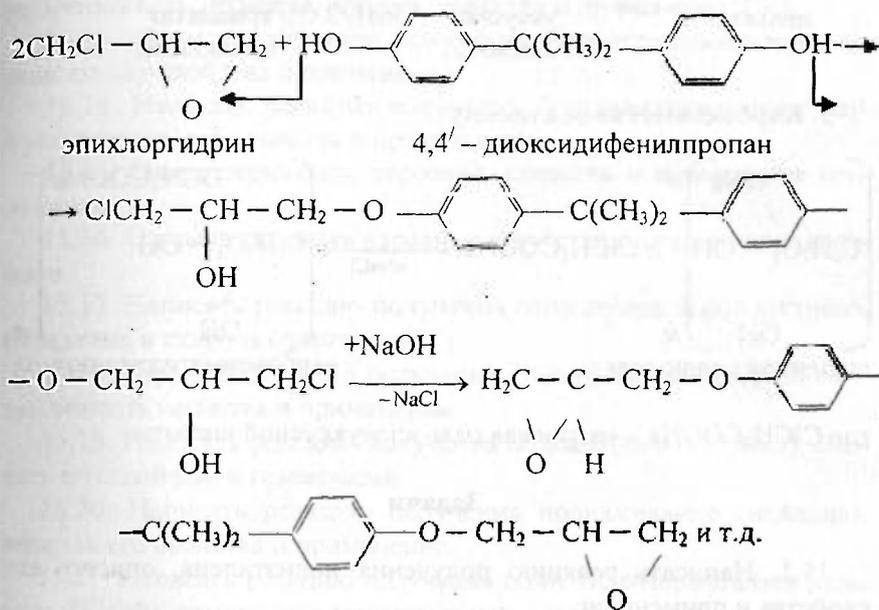


Методом полиприсоединения можно синтезировать:

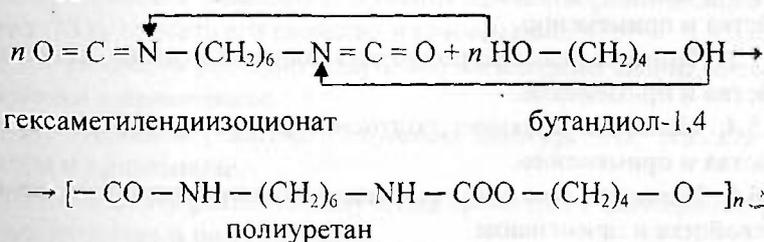
1. Эпоксидный полимер (ЭД-смола).

2. Полиуретан.

Эпоксидный полимер (начальные стадии реакции)

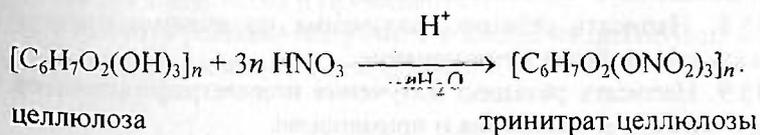


Полиуретан

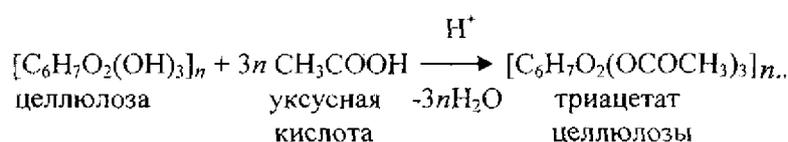


Методом химической модификации можно синтезировать:

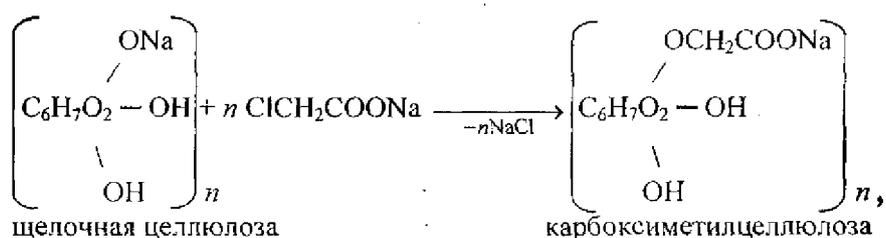
1. Тринитрат целлюлозы.



2. Триацетат целлюлозы



3. Карбоксиметилцеллюлозу



где $\text{ClCH}_2\text{COONa}$ – натриевая соль хлоруксусной кислоты.

Задачи

15.1. Написать реакцию получения полиэтилена, описать его свойства и применение.

15.2. Написать реакцию получения полипропилена, описать его свойства и применение.

15.3. Написать реакцию получения полиизобутилена, описать его свойства и применение.

15.4. Написать реакцию получения полистирола, описать его свойства и применение.

15.5. Написать реакцию получения поливинилхлорида, описать его свойства и применение.

15.6. Написать реакцию получения полиакрилонитрила, описать его свойства и применение.

15.7. Написать реакцию получения полиметилметакрилата (органического стекла), описать его свойства и применение.

15.8. Написать реакцию получения поливинилацетата (ПВА), описать его свойства и применение.

15.9. Написать реакцию получения политетрафторэтилена (тефлона), описать его свойства и применение.

- 15.10. Охарактеризовать строение, свойства и применение натурального каучука (НК).
- 15.11. Охарактеризовать процесс вулканизации каучука.
- 15.12. Написать реакцию получения синтетического каучука (СК) по методу С.В. Лебедева, описать свойства и применение (СК).
- 15.13. Написать реакцию получения хлоропренового каучука, описать его свойства и применение.
- 15.14. Написать реакцию получения бутадиенстирольного каучука, описать его свойства и применение.
- 15.15. Охарактеризовать строение, свойства и применение целлюлозы.
- 15.16. Охарактеризовать строение, свойства и применение крахмала.
- 15.17. Написать реакцию получения сополимера акрилонитрила, бутадиена и стирола (пластик АБС).
- 15.18. Написать реакцию получения фенолформальдегидной смолы, описать свойства и применение.
- 15.19. Написать реакцию получения полиамида-6 (капрона), описать его свойства и применение.
- 15.20. Написать реакцию получения полиамида-6,6 (нейлона), описать его свойства и применение.
- 15.21. Написать реакцию получения полиэтилентерефталата (лавсана, ПЭТФ), описать его свойства и применение.
- 15.22. Написать реакцию получения кремнийорганического полимера (КО), описать его свойства и применение.
- 15.23. Написать реакцию получения эпоксидной смолы, описать ее свойства и применение.
- 15.24. Написать реакцию получения полиуретана, описать его свойства и применение.
- 15.25. Написать реакцию получения тринитрата целлюлозы, описать его свойства и применение.
- 15.26. Написать реакцию получения триацетата целлюлозы, описать его свойства и применение.
- 15.27. Написать реакцию получения карбоксиметилцеллюлозы (КМЦ), описать ее свойства и применение.
- 15.28. Написать реакции получения вискозы из целлюлозы и получения вискозного волокна и целлофана.

15.29. Охарактеризовать отличие в строении целлюлозы и крахмала. Привести формулы.

15.30. С помощью термомеханической кривой описать физические состояния аморфных полимеров.

15.31. Охарактеризовать структуры изотактического, синдиотактического и атактического полипропиленов. Привести формулы.

15.32. Написать реакцию получения мочевиноформальдегидной (карбамидной) смолы.

15.33. Написать реакции получения поливинилового спирта на основе ацетилена.

15.34. Написать реакцию получения полихлоропренового каучука на основе ацетилена.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица III

Названия важнейших кислот и их солей

№ п/п	Формулы кислот	Название	
		Кислоты	Соли
1	H_2SO_4	Серная	Сульфаты
2	H_2SO_3	Сернистая	Сульфиты
3	HNO_3	Азотная	Нитраты
4	HNO_2	Азотистая	Нитриты
5	H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфаты
6	HPO_3	Метафосфорная	Метафосфаты
7	$H_4P_2O_7$	Пирофосфорная	Пирофосфаты
8	H_3PO_3	Фосфористая	Фосфиты
9	H_2CO_3	Угольная	Карбонаты
10	H_2SiO_3	Метакремниевая	Метасиликаты
11	H_3BO_3	Ортоборная	Ортобораты
12	HBO_2	Метаборная	Метабораты
13	$HClO_4$	Хлорная	Перхлораты
14	$HClO_3$	Хлорноватая	Хлораты
15	$HClO_2$	Хлористая	Хлориты
16	$HClO$	Хлорноватистая	Гилохлориты
17	HCl	Хлороводородная	Хлориды
18	HF	Фтороводородная	Фториды
19	H_2S	Сероводородная	Сульфиды
20	HCN	Циановодородная	Цианиды
21	$HCNS$	Родановодородная	Роданиды

Таблица ПЗ

Стандартные энтальпии образования $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})$ энтропии $S^\circ(298 \text{ K})$
и энергии Гиббса образования $\Delta_f G^\circ(298 \text{ K})$ некоторых веществ при 298 K (25 °C)

Вещество	$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})$, кДж/моль	$S^\circ(298 \text{ K})$, Дж/(моль · К)	$\Delta_f G^\circ(298 \text{ K})$, кДж/моль	Вещество	$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})$, кДж/моль	$S^\circ(298 \text{ K})$, Дж/(моль · К)	$\Delta_f G^\circ(298 \text{ K})$, кДж/моль
1	2	3	4	5	6	7	8
AgCl (к)	-127,1	96,11	-109,8	PbO (к)	-219,3	66,1	-189,1
AgF(к)	-206,0	83,7	-187,9	Sn (к)	-	51,55	-
Al (к)	-	28,35	-	SnO ₂ (к)	-580,8	52,3	-519,3
Al ₂ O ₃ (к)	-1676,0	50,9	-1582,0	SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3434,0	239,2	-3101,0	SO ₃ (г)	-395,8	256,7	-371,2
BaO(к)	-556,6	70,3	-528,4	Ti (к)	-	30,6	-
BaSO ₄ (к)	-1465,0	132,0	-1353,0	TiO ₂ (к)	-943,9	50,3	-888,6
C (алмаз)	1,828	2,36	2,833	Zn (к)	-	41,63	-
C (графит)	-	5,74	-	ZnO (к)	-350,6	43,6	-320,7
CH ₄ (г)	-74,86	186,19	-50,79	W(к)	-	32,7	-
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2	WO ₃ (к)	-842,7	75,9	-763,9
C ₂ H ₆ (г)	-84,7	229,5	-32,9				
C ₃ H ₈ (г)	-104,0	269,9	-1014,2	Ag ⁺ (р)	-	-	77,11
Ca (к)	-	41,6	-	Ba ²⁺ (р)	-	-	-560,7
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,2	Ca ²⁺ (р)	-	-	-553,0
CaCO ₃ (к)	-1207,0	88,7	-1127,7	Cd ²⁺ (р)	-	-	-77,74
CaCl ₂ (к)	-785,0	113,6	-750,2	Cl ⁻ (р)	-	-	-131,17
Ca(OH) ₂ (к)	-986,6	76,1	-896,8	Co ²⁺ (р)	-	-	-51,50
CaF ₂ (к)	-1214,6	68,9	-1161,9	Ni ²⁺ (р)	-	-	-64,4
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1	F ⁻ (р)	-	-	-276,5
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4	SO ₄ ²⁻ (р)	-	-	-743,0
Cl ₂ (г)	-	222,9	-				

Растворимость солей и оснований

	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Sn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	
OH ⁻		P	P	P	—	P	M	H	H	H	—	H	H	H	H	H	H	OH ⁻
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	Cl ⁻
F ⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	M	M	—	H	H	P	M	M	M	F ⁻
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	Br ⁻
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	—	H	H	P	M	P	—	P	I ⁻
NO ₃ ¹⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	NO ₃ ⁻
S ²⁻	P	P	P	P	H	—	—	—	H	H	H	H	H	H	—	—	—	S ²⁻
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	M	H	—	H	H	H	—	—	—	—	SO ₃ ²⁻
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	SO ₄ ²⁻
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	M	H	—	—	H	H	—	—	—	—	CO ₃ ²⁻
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	—	H	H	H	H	H	—	H	H	—	—	—	—	SiO ₃ ²⁻
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	PO ₄ ³⁻
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	—	P	CH ₃ COO ⁻
	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Sn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	

1	2	3	4	5	6	7	8
CS ₂ (г)	137,0	231,0	67,0				
CS ₂ (ж)	88,0	151,0	64,0				
Cu (к)	-	33,15	-				
CuO (к)	- 165,0	42,6	- 129,9				
Cr (к)	-	23,6	-				
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	81,1	-1046,84				
Fe (к)	-	27,15	-				
FeO (к)	- 264,8	60,8	- 244,3				
Fe ₂ O ₃ (к)	- 822,2	87,4	- 740,3				
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,7	146,4	-1014,2				
H ₂ (г)	-	130,5	-				
H ₂ O (г)	- 241,8	188,7	- 228,6				
H ₂ O (ж)	- 285,8	70,1	- 237,3				
HCl (г)	- 92,3	186,8	- 95,2				
H ₂ S(г)	-21,0	205,7	-33,3				
Hg (ж)	-	75,9	-				
HgO(к)	-90,9	70,3	-58,6				
N ₂ (г)	-	191,5	-				
NO (г)	90,3	210,6	86,6				
NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5				
N ₂ O(г)	82,0	219,9	104,1				
N ₂ O ₄ (г)	9,6	303,8	98,4				
NH ₃ (г)	- 46,2	192,6	- 16,7				
NH ₄ Cl	-315,39	94,56	-343,64				
Ni (к)	-	29,86	-				
NiO (к)	- 239,7	38,0	- 211,6				
O ₂ (г)	-	205,0	-				
Pb (к)	-	64,9	-				

Таблица П4

**Коэффициент активности ионов f
при различных ионных силах раствора**

Ионная сила раствора I	Заряд иона z		
	± 1	± 2	± 3
0,05	0,84	0,50	0,21
0,10	0,81	0,44	0,16
0,20	0,80	0,41	0,14
0,30	0,81	0,42	0,14
0,40	0,82	0,45	0,17
0,500	0,84	0,50	0,21

Таблица П5

Произведение растворимости малорастворимых веществ

Вещество	Формула	ПР
Хлорид серебра	AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
Карбонат кальция	CaCO_3	$5,0 \cdot 10^{-9}$
Сульфат кальция	CaSO_4	$2,0 \cdot 10^{-5}$
Сульфид кадмия	CdS	$1,0 \cdot 10^{-28}$
Гидроксид ртути	Hg(OH)_2	$1,0 \cdot 10^{-16}$
Сульфид никеля	NiS	$3,0 \cdot 10^{-19}$
Карбонат цинка	ZnCO_3	$6,0 \cdot 10^{-11}$

Таблица П6

**Константы диссоциации некоторых слабых электролитов
в водных растворах при 25 °С**

Электролит		Константы диссоциаций		
Название	Формула	K_1	K_2	K_3
1	2	3	4	5
Азотистая кислота	HNO_2	$4,0 \cdot 10^{-4}$		
Бромноватистая кислота	HOBr	$2,1 \cdot 10^{-9}$		
Кремниевая кислота	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-3}$	$1,6 \cdot 10^{-4}$	
Селенистая кислота	H_2SeO_3	$3,5 \cdot 10^{-3}$	$5,0 \cdot 10^{-8}$	

Окончание табл. П6

1	2	3	4	5
Селеноводородная кислота	H ₂ Se	1,7·10 ⁻⁴	1,0·10 ⁻¹¹	
Сернистая кислота	H ₂ SO ₃	1,6·10 ⁻²	6,3·10 ⁻⁸	
Угольная кислота	H ₂ CO ₃	4,5·10 ⁻⁷	4,7·10 ⁻¹¹	
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	1,8·10 ⁻⁵		
Фтороводородная кислота	HF	6,6·10 ⁻⁴		
Хлорноватистая кислота	HOCl	5,0·10 ⁻⁸		
Циановодородная кислота	HCN	7,9·10 ⁻¹⁰		
Гидроксид алюминия	Al(OH) ₃			1,4·10 ⁻⁹
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	6,3·10 ⁻⁵		
Гидроксид железа (II)	Fe(OH) ₂		1,3·10 ⁻⁴	
Гидроксид железа (III)	Fe(OH) ₃		1,8·10 ⁻¹¹	1,4·10 ⁻¹²
Гидроксид кадмия	Cd(OH) ₂		5,0·10 ⁻³	
Гидроксид кобальта (II)	Co(OH) ₂		4,0·10 ⁻⁵	
Гидроксид магния	Mg(OH) ₂		2,5·10 ⁻³	
Гидроксид марганца (II)	Mn(OH) ₂		5,0·10 ⁻⁴	
Гидроксид меди (II)	Cu(OH) ₂		3,4·10 ⁻⁷	
Гидроксид никеля (II)	Ni(OH) ₂		2,5·10 ⁻⁵	
Гидроксид свинца (II)	Pb(OH) ₂	9,6·10 ⁻⁴	3,0·10 ⁻⁸	
Гидроксид серебра	AgOH	5,0·10 ⁻³		
Гидроксид хрома (III)	Cr(OH) ₃			1,02·10 ⁻¹⁰
Гидроксид цинка	Zn(OH) ₂		4,0·10 ⁻⁵	

Таблица П7

**Ряд напряжений и нормальные (стандартные)
электродные потенциалы металлов, В**

ЭЛЕКТРОД	ПОТЕНЦИАЛ
1	2
Li ⁺ / Li	-3,02
Rb ⁺ / Rb	-2,99
K ⁺ / K	-2,92
Ba ²⁺ / Ba	-2,90
Sr ²⁺ / Sr	-2,89
Ca ²⁺ / Ca	-2,87
Na ⁺ / Na	-2,71

Окончание табл. П7

1	2
Mg^{2+}/Mg	-2,34
Al^{3+}/Al	-1,67
Ti^{2+}/Ti	-1,63
Mn^{2+}/Mn	-1,05
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Cr^{3+}/Cr	-0,74
Fe^{2+}/Fe	-0,44
Cd^{2+}/Cd	-0,40
Co^{2+}/Co	-0,29
Ni^{2+}/Ni	-0,25
Sn^{2+}/Sn	-0,14
Pb^{2+}/Pb	-0,13
$2H^{+}/H_2$	0,00
Sn^{4+}/Sn	+0,01
Sb^{3+}/Sb	+0,20
Bi^{3+}/Bi	+0,23
Cu^{2+}/Cu	+0,34
$Hg_2^{2+}/2Hg$	+0,79
Ag^{+}/Ag	+0,80
Pd^{2+}/Pd	+0,83
Hg^{2+}/Hg	+0,86
Pt^{2+}/Pt	+1,20
Au^{3+}/Au	+1,45

Таблица П8

Стандартные потенциалы φ°

Электродный процесс	$\varphi^{\circ}, В$
$F_2 + 2e = 2F^{-}$	2,7
$Cl_2 + 2e = 2Cl^{-}$	1,36
$Br_2 + 2e = 2Br^{-}$	1,07
$I_2 + 2e = 2I^{-}$	0,54
$Fe^{+3} + e = Fe^{+2}$	0,77
$Co^{+3} + e = Co^{+2}$	1,81
$Sn^{+4} + 2e = Sn^{+2}$	0,15
$Pb^{+4} + 2e = Pb^{+2}$	1,69
$Cu^{+2} + 1e = Cu^{+1}$	0,15

Таблица П9

**Константы неустойчивости некоторых комплексных ионов
в водных растворах при 25 °С**

Комплексный ион	Константа неустойчивости	Комплексный ион	Константа неустойчивости
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,00 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^+$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,45 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,8 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,9 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$7,94 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,08 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$		

Таблица П10

Индивидуальные домашние задания

Номер индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы		Номер индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы	
	1	18		1	34
1	1	18	18	1	34
2	2	19	19	2	33
3	3	20	20	3	32
4	4	21	21	4	31
5	5	22	22	5	30
6	6	23	23	6	29
7	7	24	24	7	28
8	8	25	25	8	27
9	9	26	26	9	26
10	10	27	27	10	25
11	11	28	28	11	24
12	12	29	29	12	23
13	13	30	30	13	22
14	14	31	31	14	21
15	15	32	32	15	20
16	16	33	33	16	19
17	17	34	34	17	18

Содержание

Введение.....	3
1. Основные классы неорганических соединений.....	3
2. Эквивалент. Закон эквивалентов.....	13
3. Способы выражения состава раствора.....	19
4. Энергетика химических процессов.....	26
5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	32
6. Физико-химические свойства растворов.....	42
7. Растворы сильных и слабых электролитов.....	48
8. Ионно-молекулярные уравнения. Гидролиз солей.....	54
9. Окислительно-восстановительные реакции.....	62
10. Гальванический элемент. Коррозия металлов.....	72
11. Электролиз.....	80
12. Химические свойства металлов.....	86
13. Комплексные соединения.....	93
14. Жесткость воды.....	98
15. Высокомолекулярные соединения (полимеры). Способы получения. Свойства. Применение.....	107
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	115

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

I A																		II A																		III A																		IV A																		V A																		VI A																		VII A																		VIII A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																			
1																		2																		3																		4																		5																		6																		7																		8																		9																		10																		11																		12																		13																		14																		15																		16																		17																		18																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
H																		He																		Li																		Be																		B																		C																		N																		O																		F																		Ne																		Na																		Mg																		Al																		Si																		P																		S																		Cl																		Ar																		K																		Ca																		Sc																		Ti																		V																		Cr																		Mn																		Fe																		Co																		Ni																		Cu																		Zn																		Ga																		Ge																		As																		Se																		Br																		Kr																		Rb																		Sr																		Y																		Zr																		Nb																		Mo																		Tc																		Ru																		Rh																		Pd																		Ag																		Cd																		In																		Sn																		Sb																		Te																		I																		Xe																		Fr																		Ra																		Ac																		Ku																		Ns																		(Unh)																		(Uns)																		(Uno)																		(Une)																		(Und)																		Lr																	

Характер свойства оксида соответствующих степеней окисления
 (— кислотный, — — основной, — — амфотерный)

Степень окисления (наиболее характерные выделены)

Нормальные физические условия (н.у.):
 давление $p_0 = 101325 \text{ Па}$
 температура $T_0 = 273,15 \text{ К}$ ($t = 0^\circ\text{C}$)
 Мольный объем идеального газа при н.у.
 $V_m = 22,41383 \text{ л}\cdot\text{моль}^{-1}$
 Уравнение состояния идеального газа (Клапейрона-Менделеева)
 $pV = \frac{m}{M} RT$
 Универсальная газовая постоянная
 $R = 8,31441 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Температура плавления, $^\circ\text{C}$

Температура кипения, $^\circ\text{C}$

Плотность, $\text{г}/\text{см}^3$ или $\text{г}/\text{л}$ (для газов)

Атомный радиус, торсионный радиус для изолированного атома, пм

Энергия ионизации, $\text{кДж}/\text{моль}$

Символ элемента

Эффективный радиус (ковалентный, металлический), определенный эмпирически, пм

Десятичные приставки к названиям единиц (в скобках русское и международное обозначение)

пико (п - p) = 10^{-12}	дека (да - da) = 10^1
нано (н - n) = 10^{-9}	гекто (г - h) = 10^2
микро (мк - μ) = 10^{-6}	кило (к - k) = 10^3
милли (м - m) = 10^{-3}	мега (М - M) = 10^6
санти (с - c) = 10^{-2}	гига (Г - G) = 10^9
деци (д - d) = 10^{-1}	тера (Т - T) = 10^{12}

ЛАНТАНИДЫ														АКТИНИДЫ																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
799	527	932	102	530	1169	536	1077	822	1312	594	1356	563	1412	572	1474	581	1529	589	1545	597	624	603	1663	3426	Ce	3512	Pr	3066	Nd	2727	Pm	1791	Sm	1597	Eu	3266	Gd	3123	Tb	2562	Dy	2695	Ho	2883	Er	1947	Tm	1193	Yb	3395	Lu																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																												
6,79	7,01	7,22	7,52	7,89	8,23	8,55	8,79	9,06	9,24	9,51	9,78	10,00	10,27	10,51	10,78	11,00	11,27	11,51	11,78	12,00	12,27	12,51	12,78	270	182	267	183	264	182	282	183	256	180	255	180	254	186	251	178	249	177	247	177	245	176	242	175	240	194	225	17																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																												
2, 3, 4	2, 3, 4	2, 3, 4, 5	2, 3, 4, 5, 6	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	2, 3, 4, 5, 6, 7	587	570	597	600	585	578	588	601	608	601	600	608	619	627	635	642	651	659	667	675	683	691	699	707	715	723	731	739	747	755	763	771	779	787	795	803	811	819	827	835	843	851	859	867	875	883	891	899	907	915	923	931	939	947	955	963	971	979	987	995	1003	1011	1019	1027	1035	1043	1051	1059	1067	1075	1083	1091	1099	1107	1115	1123	1131	1139	1147	1155	1163	1171	1179	1187	1195	1203	1211	1219	1227	1235	1243	1251	1259	1267	1275	1283	1291	1299	1307	1315	1323	1331	1339	1347	1355	1363	1371	1379	1387	1395	1403	1411	1419	1427	1435	1443	1451	1459	1467	1475	1483	1491	1499	1507	1515	1523	1531	1539	1547	1555	1563	1571	1579	1587	1595	1603	1611	1619	1627	1635	1643	1651	1659	1667	1675	1683	1691	1699	1707	1715	1723	1731	1739	1747	1755	1763	1771	1779	1787	1795	1803	1811	1819	1827	1835	1843	1851	1859	1867	1875	1883	1891	1899	1907	1915	1923	1931	1939	1947	1955	1963	1971	1979	1987	1995	2003	2011	2019	2027	2035	2043	2051	2059	2067	2075	2083	2091	2099	2107	2115	2123	2131	2139	2147	2155	2163	2171	2179	2187	2195	2203	2211	2219	2227	2235	2243	2251	2259	2267	2275	2283	2291	2299	2307	2315	2323	2331	2339	2347	2355	2363	2371	2379	2387	2395	2403	2411	2419	2427	2435	2443	2451	2459	2467	2475	2483	2491	2499	2507	2515	2523	2531	2539	2547	2555	2563	2571	2579	2587	2595	2603	2611	2619	2627	2635	2643	2651	2659	2667	2675	2683	2691	2699	2707	2715	2723	2731	2739	2747	2755	2763	2771	2779	2787	2795	2803	2811	2819	2827	2835	2843	2851	2859	2867	2875	2883	2891	2899	2907	2915	2923	2931	2939	2947	2955	2963	2971	2979	2987	2995	3003	3011	3019	3027	3035	3043	3051	3059	3067	3075	3083	3091	3099	3107	3115	3123	3131	3139	3147	3155	3163	3171	3179	3187	3195	3203	3211	3219	3227	3235	3243	3251	3259	3267	3275	3283	3291	3299	3307	3315	3323	3331	3339	3347	3355	3363	3371	3379	3387	3395	3403	3411	3419	3427	3435	3443	3451	3459	3467	3475	3483	3491	3499	3507	3515	3523	3531	3539	3547	3555	3563	3571	3579	3587	3595	3603	3611	3619	3627	3635	3643	3651	3659	3667	3675	3683	3691	3699	3707	3715	3723	3731	3739	3747	3755	3763	3771	3779	3787	3795	3803	3811	3819	3827	3835	3843	3851	3859	3867	3875	3883	3891	3899	3907	3915	3923	3931	3939	3947	3955	3963	3971	3979	3987	3995	4003	4011	4019	4027	4035	4043	4051	4059	4067	4075	4083	4091	4099	4107	4115	4123	4131	4139	4147	4155	4163	4171	4179	4187	4195	4203	4211	4219	4227	4235	4243	4251	4259	4267	4275	4283	4291	4299	4307	4315	4323	4331	4339	4347	4355	4363	4371	4379	4387	4395	4403	4411	4419	4427	4435	4443	4451	4459	4467	4475	4483	4491	4499	4507	4515	4523	4531	4539	4547	4555	4563	4571	4579	4587	4595	4603	4611	4619	4627	4635	4643	4651	4659	4667	4675	4683	4691	4699	4707	4715	4723	4731	4739	4747	4755	4763	4771	4779	4787	4795	4803	4811	4819	4827	4835	4843	4851	4859	4867	4875	4883	4891	4899	4907	4915	4923	4931	4939	4947	4955	4963	4971	4979	4987	4995	5003	5011	5019	5027	5035	5043	5051	5059	5067	5075	5083	5091	5099	5107	5115	5123	5131	5139	5147	5155	5163	5171	5179	5187	5195	5203	5211	5219	5227	5235	5243	5251	5259	5267	5275	5283	5291	5299	5307	5315	5323	5331	5339	5347	5355	5363	5371	5379	5387	5395	5403	5411	5419	5427	5435	5443	5451	5459	5467	5475	5483	5491	5499	5507	5515	5523	5531	5539	5547	5555	5563	5571	5579	5587	5595	5603	5611	5619	5627	5635	5643	5651	5659	5667	5675	5683	5691	5699	5707	5715	5723	5731	5739	5747	5755	5763	5771	5779	5787	5795	5803	5811	5819	5827	5835	5843	5851	5859	5867	5875	5883	5891	5899	5907	5915	5923	5931	5939	5947	5955	5963	5971	5979	5987	5995	6003	6011	6019	6027	6035	6043	6051	6059	6067	6075	6083	6091	6099	6107	6115	6123	6131	6139	6147	6155	6163	6171	6179	6187	6195	6203	6211	6219	6227	6235	6243	6251	6259	6267	6275	6283	6291	6299	6307	6315	6323	6331	6339	6347	6355	6363	6371	6379	6387	6395	6403	6411	6419	6427	6435	6443	6451	6459	6467	6475	6483	6491	6499	6507	6515	6523	6531	6539	6547	6555	6563	6571	6579	6587	6595	6603	6611	6619	6627	6635	6643	6651	6659	6667	6675	6683	6691	6699	6707	6715	6723	6731	6739	6747	6755	6763	6771	6779	6787	6795	6803	6811	6819	6827	6835	6843	6851	6859	6867	6875	6883	6891	6899	6907	6915	6923	6931	6939	6947	6955	6963	6971	6979	6987	6995	7003	7011	7019	7027	7035	7043	7051	7059	7067	7075	7083	7091	7099	7107	7115	7123	7131	7139	7147	7155	7163	7171	7179	7187	7195	7203	7211	7219	7227	7235	7243	7251	7259	7267	7275	7283	7291	7299	7307	7315	7323	7331	7339	7347	7355	7363	7371	7379	7387	7395	7403	7411	7419	7427	7435	7443	7451	7459	7467	7475	7483	7491	7499	7507	7515	7523	7531	7539	7547	7555	7563	7571	7579	7587	7595	7603	7611	7619	7627	7635	7643	7651	7659	7667	7675	7683	7691	7699	7707	7715	7723	7731	7739	7747	7755	7763	7771	7779	7787	7795	7803	7811	7819	7827	7835	7843	7851	7859	7867	7875	7883	7891	7899	7907	7915	7923	7931	7939	7947	7955	7963	7971	7979	7987	7995	8003	8011	8019	8027	8035	8043	8051	8059	8067	8075	8083	8091	8099	8107	8115	8123	8131	8139	8147	8155	8163	8171	8179	8187	8195	8203	8211	8219	8227	8235	8243	8251	8259	8267	8275	8283	8291	8299	8307	8315	8323	8331	8339	8347	8355	8363	8371	8379	8

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер

										III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
										13	14	15	16	17	18
										5	6	7	8	9	10
										B	C	N	O	F	Ne
										10,811	12,011	14,007	15,9994	16,9994	20,1797
										2,01	2,59	1,07	1,59	4,18	4,04
										БОР	УГЛЕРОД	АЗОТ	КИСЛОРОД	ФТОР	НЕОН
										[B]	[C]	[N]	[O]	[F]	[Ne]
										13	14	15	16	17	18
										Al	Si	P	S	Cl	Ar
										26,9815	28,086	30,9738	32,066	35,453	39,948
										1,47	1,74	2,06	2,44	2,51	3,20
										АЛЮМИНИЙ	КРЕМНИЙ	ФОСФОР	СЕРА	ХЛОР	АРГОН
										[Al]	[Si]	[P]	[S]	[Cl]	[Ar]
										31	32	33	34	35	36
										Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
										69,723	72,61	74,922	78,96	79,904	83,80
										1,22	2,02	2,20	2,49	2,74	3,04
										ГАЛЛИЙ	ГЕРМАНИЙ	АРСЕН	СЕЛЕН	БРОМ	КРИТОН
										[Ga]	[Ge]	[As]	[Se]	[Br]	[Kr]
										37	38	39	40	41	42
										Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo
										85,468	87,62	88,906	91,224	92,906	95,94
										1,47	1,39	1,37	1,33	1,43	1,38
										РУБИДИЙ	СТРОНЦИЙ	ИТРИЙ	ЦИРКОНИЙ	НИОБИЙ	МОЛИБДЕН
										[Rb]	[Sr]	[Y]	[Zr]	[Nb]	[Mo]
										43	44	45	46	47	48
										Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
										98,906	101,07	102,905	106,42	107,868	112,411
										1,47	1,26	1,26	1,13	1,13	1,26
										ТЕХНЕЦИЙ	РУДИЙ	РОДИЙ	ПАЛЛАДИЙ	СЕРЕБРО	КАДМИЙ
										[Tc]	[Ru]	[Rh]	[Pd]	[Ag]	[Cd]
										49	50	51	52	53	54
										In	Sn	Sb	Te	I	Xe
										114,818	118,710	121,757	127,60	126,905	131,29
										1,47	1,57	1,75	2,01	2,21	2,60
										ИНДИЙ	ОЛОВО	АНТИМОН	ТЕЛУРИЙ	ЙОД	КСЕНОН
										[In]	[Sn]	[Sb]	[Te]	[I]	[Xe]
										55	56	57	58	59	60
										Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd
										132,905	137,33	138,905	140,12	140,908	144,24
										0,85	0,87	1,03	1,06	1,07	1,07
										ЦЕЗИЙ	БАРИЙ	ЛАНТАНОИДЫ	ЦЕРИЙ	ПРАЗЕОДИЙ	НЕОДИМ
										[Cs]	[Ba]	[La]	[Ce]	[Pr]	[Nd]
										61	62	63	64	65	66
										Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy
										144,913	150,36	151,964	157,25	158,925	162,50
										1,07	1,07	1,01	1,01	1,01	1,01
										ПРОМЕТЕЙ	САМАРИЙ	ЕВРОПИЙ	ГАДОЛИНИЙ	ТЕРБИЙ	ДИСПРОЗИЙ
										[Pm]	[Sm]	[Eu]	[Gd]	[Tb]	[Dy]
										67	68	69	70	71	72
										Hf	Ta	W	Re	Os	Ir
										178,49	180,948	183,84	186,207	190,22	192,22
										1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31
										ГАФНИЙ	ТАНТАЛ	Вольфрам	РЕЙТЕРИЙ	ОСМИЙ	ИРИДИЙ
										[Hf]	[Ta]	[W]	[Re]	[Os]	[Ir]
										73	74	75	76	77	78
										Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In
										101,07	102,905	106,42	107,868	112,411	114,818
										1,26	1,26	1,13	1,13	1,26	1,47
										РУДИЙ	РОДИЙ	ПАЛЛАДИЙ	СЕРЕБРО	КАДМИЙ	ИНДИЙ
										[Ru]	[Rh]	[Pd]	[Ag]	[Cd]	[In]
										79	80	81	82	83	84
										Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi
										195,078	196,967	200,59	204,383	207,2	208,980
										1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31
										ПЛАТИНА	ЗОЛОТО	РУТУТИЙ	ТАЛЛИЙ	СВЯТОСЛАВ	БИСМУТ
										[Pt]	[Au]	[Hg]	[Tl]	[Pb]	[Bi]
										85	86	87	88	89	90
										Po	At	Rn	Fr	Ra	Ac
										209	[209]	[222]	[223]	[226]	[227]
										1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31
										ПОЛОНИЙ	АСТАТ	РАДИОН	Франций	РАДИЙ	АКТИНОИДЫ
										[Po]	[At]	[Rn]	[Fr]	[Ra]	[Ac]
										91	92	93	94	95	96
										Th	Pa	U	Np	Pu	Am
										232,038	231,036	238,029	[237]	[244]	[243]
										1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31
										ТОРИЙ	ПРОТАКТИНИЙ	УРАН	НЕПТУНИЙ	ПУМПУРИЙ	АМЕРИЦИЙ
										[Th]	[Pa]	[U]	[Np]	[Pu]	[Am]
										97	98	99	100	101	102
										Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
										[247]	[251]	[252]	[257]	[258]	[259]
										1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31
										БЕРКЛИЙ	КАЛИФОРНИЙ	ЭЙЗЕНСТАДТ	ФЕРМИЙ	МЕНДЕЛЕВИЙ	НОБЕЛИЙ
										[Bk]	[Cf]	[Es]	[Fm]	[Md]	[No]

- Атомный номер — 44
- Атомный радиус — 101,47
- Атомная масса — 101,47
- Символ элемента — Fe
- Название элемента — ЖЕЛЕЗО
- Степени окисления и характер оксидов: FeO, Fe₂O₃
- Атомная масса
- Электроотрицательность
- Формула электронной конфигурации
- Основный оксид
- Амфотерный оксид
- Кислотный оксид
- С-элементы
- d-элементы
- f-элементы

										57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
										La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
										138,905	140,12	140,908	144,24	[143]	150,36	151,964	157,25	158,925	162,50	167,26	168,934	173,04	
										1,03	1,06	1,07	1,07	1,07	1,07	1,01	1,01	1,01	1,01	1,01	1,01	1,01	1,01
										ЛАНТАНОИДЫ	ЦЕРИЙ	ПРАЗЕОДИЙ	НЕОДИМ	ПРОМЕТЕЙ	САМАРИЙ	ЕВРОПИЙ	ГАДОЛИНИЙ	ТЕРБИЙ	ДИСПРОЗИЙ	ГОЛЬМИЙ	ЭРБИЙ	ТУЛИЙ	ИТТЕРБИЙ
										[La]	[Ce]	[Pr]	[Nd]	[Pm]	[Sm]	[Eu]	[Gd]	[Tb]	[Dy]	[Ho]	[Er]	[Tm]	[Yb]
										89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
										Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
										[227]	232,038	231,036	238,029	[237]	[244]	[243]	[247]	[247]	[251]	[252]	[257]	[258]	[259]
										1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31	1,31
										АКТИНОИДЫ	ТОРИЙ	ПРОТАКТИНИЙ	УРАН	НЕПТУНИЙ	ПУМПУРИЙ	АМЕРИЦИЙ	КУРИОЛИЙ	БЕРКЛИЙ	КАЛИФОРНИЙ	ЭЙЗЕНСТАДТ	ФЕРМИЙ	МЕНДЕЛЕВИЙ	НОБЕЛИЙ
										[Ac]	[Th]	[Pa]	[U]	[Np]	[Pu]	[Am]	[Cm]	[Bk]	[Cf]	[Es]	[Fm]	[Md]	[No]