

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Казанский государственный аграрный университет»

Кафедра "Биотехнология, животноводство и химия"

ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Часть 1

Для студентов института механизации и технического сервиса
и факультета лесного хозяйства и экологии

КАЗАНЬ – 2019 год

УДК 547
ББК 24.2
Г 77

Составители: доцент, к.х.н. Халиуллина З.М.
ст. преподаватель, к.х.н. Шаймарданова А.А.
проф., д.вет.н., Фаизов Т.Х.
Ахметзянова Р.Р.

Рецензенты: доцент кафедры пищевой биотехнологии КГТУ, к.х.н.
Ржечицкая Л.Э.
доцент кафедры агрохимии Казанского ГАУ, к.с./х.н. Муртазина С.Г.

Практическое пособие утверждено и рекомендовано к печати на заседании кафедры общей химии Казанского ГАУ 9 марта 2019 года

Практическое пособие обсуждено, одобрено и рекомендовано к печати на заседании методической комиссии агрономического факультета Казанского ГАУ 14 марта 2019 г. протокол № 8

Методические указания предназначены для студентов 1 курса института механизации и технического сервиса и факультета лесного хозяйства и экологии

Содержат основные разделы неорганической химии. С целью закрепления пройденного материала приведены контрольные вопросы.

УДК 547
ББК 24.2
Г 77

1. Основные классы неорганических соединений

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли.

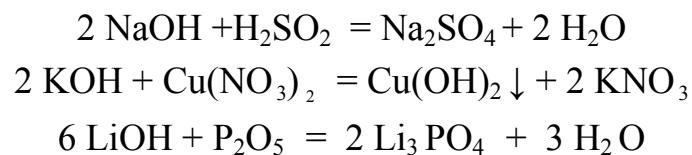
Оксиды – соединения элементов с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления – 2. Оксиды делятся на: **солеобразующие** и **несолеобразующие**. Последних довольно мало (CO , NO , N_2O), они не образуют солей ни с кислотами, ни со щелочами. Солеобразующие оксиды делятся на **основные** (их гидраты – основания), **кислотные** (их гидраты – кислоты), **амфотерные** (их гидраты проявляют свойства как кислот, так и оснований).

<u>основные</u>	<u>кислотные</u>	<u>амфотерные</u>
K_2O , Na_2O , Li_2O ,	N_2O_5 , SO_3 , SO_2 , P_2O_5 ,	Al_2O_3 , Cr_2O_3 , BeO ,
CaO , MgO , Ag_2O ,	Mn_2O_7 , CO_2	ZnO , PbO
BaO		

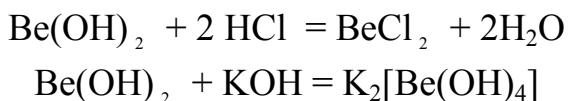
Гидроксиды – электролиты, которые при диссоциации в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы.

В случае металлов переменной степени окисления в скобках указывают степень окисления металла в данном гидроксиде, например $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Щелочи – это растворимые в воде гидроксиды (NaOH , KOH , LiOH и др.), а также гидроксид аммония (NH_4OH). Гидроксиды способны взаимодействовать с кислотными оксидами, а также с кислотами и солями:



Амфотерные гидроксиды занимают промежуточное положение между кислотами и основаниями и проявляют одновременно как свойства кислот, так и свойства оснований.



Кислоты – электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода H^+ (точнее ионы гидроксония H_3O^+):



Кислоты классифицируют по составу (кислородные и бескислородные), основности (одно-, двух-, трехосновные и т. д.), способности к электролитической диссоциации (силе). Например:

HCl – хлороводородная (бескислородная, одноосновная, сильная)

H₂SO₄ - серная (кислородосодержащая, двухосновная, сильная)

HNO₃ - азотная (кислородосодержащая, одноосновная, сильная)

H₂SiO₃ - кремневая (кислородосодержащая, двухосновная, слабая)

H₂CO₃ - угольная (кислородосодержащая, двухосновная, слабая)

Кислоты при электролитической диссоциации образуют в водном растворе ионы H⁺, основания - OH⁻.

Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (или ионы аммония NH₄⁺), анионы кислотных остатков. Соли делятся на средние (или нормальные), кислые и основные.

Для солей, образованных металлами с переменной степенью окисления, последнюю указывают в скобках: FeSO₄ – сульфат железа (II), Cr₂(SO₃)₃ – сульфит хрома (III).

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла (или ионами аммония NH₄⁺) или как продукты полного замещения гидроксогрупп основания кислотными остатками. Например, BaCl₂ – хлорид бария, CaSO₄ - сульфат кальция, Na₃PO₄ - фосфат натрия, KNO₃ - нитрат калия, NH₄F – фторид аммония.

Кислые соли – продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла (или ионами NH₄⁺). Их образуют только многоосновные кислоты. Например, NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, Ca(H₂PO₄)₂ - дигидрофосфат кальция, KHSO₄ - гидросульфат калия.

Названия кислых солей образуют, добавляя к названию аниона приставку **гидро-** если необходимо, то с соответствующим числительным): KН₂РО₄ – дигидрофосфат калия.

Основные соли – по составу являются продуктами полного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки. Основные соли образуются только многокислотными основаниями. Названия основных солей образуют, добавляя приставку **гидроксо-**. Например, (CuOH)₂CO₃ – гидроксокарбонат меди, AlOH(NO₃)₂ – гидроксонитрат алюминия, FeOHCl – гидроксохлорид железа (II).

Контрольные вопросы

1.1. Назовите следующие вещества и укажите, к какому классу химических соединений они относятся:

- | | | |
|---|--------------------------------------|--|
| 1.1.1. $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ | 1.1.13. Na_2SO_3 | 1.1.25. HgS |
| 1.1.2. K_2CrO_4 | 1.1.14. LiOH | 1.1.26. P_2O_5 |
| 1.1.3. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ | 1.1.15. Ag_2O | 1.1.27. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ |
| 1.1.4. NaHS | 1.1.16. $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ | 1.1.28. SO_3 |
| 1.1.5. $\text{Be}(\text{OH})_2$ | 1.1.17. HMnO_4 | 1.1.29. SnSO_4 |
| 1.1.6. Na_2SO_4 | 1.1.18. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ | 1.1.30. HNO_2 |
| 1.1.7. KH_2PO_4 | 1.1.19. Sb_2O_3 | 1.1.31. HF |
| 1.1.8. NH_4OH | 1.1.20. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ | 1.1.32. K_2ZnO_2 |
| 1.1.9. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | 1.1.21. ZnSiO_3 | 1.1.33. $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ |
| 1.1.10. Sb_2O_3 | 1.1.22. H_3PO_4 | 1.1.34. CuSO_4 |
| 1.1.11. MgOHCl | 1.1.23. KHSO_3 | 1.1.35. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ |
| 1.1.12. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | 1.1.24. MgF_2 | 1.1.36. NiOHSiO_3 |

1.2. Напишите формулы следующих соединений:

- | | |
|------------------------------|-----------------------------------|
| 1.2.1. Хлорид фосфора (III) | 1.2.18. Нитрат аммония |
| 1.2.2. Сульфат магния (II) | 1.2.19. Фосфат хрома (III) |
| 1.2.3. Угольная кислота | 1.2.20. Гидроксид свинца (II) |
| 1.2.4. Гидроксид хрома (III) | 1.2.21. Оксид сурьмы (V) |
| 1.2.5. Селеновая кислота | 1.2.22. Гидроксохлорид хрома (II) |
| 1.2.6. Оксид алюминия | 1.2.23. Гидрокарбонат лития |
| 1.2.7. Дигидрофосфат калия | 1.2.24. Сульфид аммония |
| 1.2.8. Хлорид алюминия | 1.2.25. Хлорид серебра |
| 1.2.9. Нитрат меди (II) | 1.2.26. Оксид олово (II) |
| 1.2.10. Сульфид цинка | 1.2.27. Сульфит магния |
| 1.2.11. Оксид ртути (II) | 1.2.28. Карбонат железа (III) |
| 1.2.12. Хромат лития | 1.2.29. Дигидроксонитрат алюминия |
| 1.2.13. Сульфит бериллия | 1.2.30. Хлорид никеля (II) |
| 1.2.14. Пероксид водорода | 1.2.31. Оксид висмута (III) |
| 1.2.15. Фторид натрия | 1.2.32. Сульфат аммония |
| 1.2.16. Гидроксид алюминия | 1.2.33. Дигидрофосфат кальция |
| 1.2.17. Сульфат алюминия | |

2. Основные понятия и законы химии

Основой химии является атомно-молекулярное учение. Химическому элементу соответствует атом, соединениям молекула.

Атом – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Химические свойства атома определяются его строением.

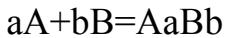
Молекула – наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются его составом и химическим строением. Молекула состоит из атомов.

Молекулярная масса (**M** – масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы). Молекулярная масса равна сумме атомных масс всех атомов, из которых состоит молекула.

Моль – количество вещества, содержащее столько же структурных элементов, сколько атомов содержится в 12 г углерода ^{12}C .

Закон сохранения массы (Ломоносов. Лавуазье).

Общая масса реагентов равна общей массе продуктов реакции. Для уравнения реакции:



закон сохранения массы можно записать в следующем виде:

$$m(\text{A}) + m(\text{B}) = m(\text{AaBb})$$

или в общем виде:

$$\sum M_{\text{исх. веществ}} = \sum M_{\text{прод.реакции}}$$

Закон кратных отношений (Дальтон). Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится те же массы другого, которые относятся между собой как простые целые числа.

Закон постоянства состава (Пруст). Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Последующее развитие химии показало, что существует соединения как постоянного, так и переменного состава. По предложению академика Н.С. Курнакова первые названы **дальтонидами** (в память Дальтона), вторые – **бертоллидами** (в память французского химика Бертолле, предвидевшего такие соединения). Состав дальтонидов выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами, например, H_2O , HCl , CH_4 , C_6H_6 . Состав бертоллидов изменяется и не отвечает стехиометрическим отношениям; у бертоллидов дробные стехиометрические индексы. Так, оксид

титана(II) TiO в действительности имеет состав с $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$ (в зависимости от условий синтеза).

Закон эквивалентных отношений (Рихтер). Массы реагирующих веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов:

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B},$$

где M_A, M_B – массы реагирующих веществ;

$\mathcal{E}_A, \mathcal{E}_B$ – их химические эквиваленты

Эквивалент химический – реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному атому водорода или в данной кислотно-восстановительной реакции – одному электрону.

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{\text{молекулярная масса кислоты}}{\text{количество атомов водорода}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{\text{молекулярная масса основания}}{\text{количество OH – групп}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{\text{молекулярная масса соли}}{\text{валентность металла} \cdot \text{ЧАМ}}$$

где Ч.А.М. – число атомов металла в молекуле соли

Закон Авогадро. В равных объемах любых газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Молекулы простых газов двухатомны ($\text{H}_2, \text{O}_2, \text{N}_2$).

1 моль – 22,4 л – $6,023 \cdot 10^{23}$ молекул (N_A) (где N_A – число Авогадро) при нормальных условиях ($T = 273,15 \text{ K}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$)

Уравнение Менделеева – Клайперона

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

где P – давление газа, Па; V – его объем, м^3

m – масса вещества, г; M – его мольная масса, г/моль; T – абсолютная температура, К; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К).

Контрольные вопросы

- 2.1. Для реакции взяли 10 г металлического кальция и 20 г жидкого брома Br_2 . Какое вещество осталось в избытке после окончания реакции? Рассчитайте массу этого избытка.
- 2.2. Алюминий массой 10,8 г сплавили с серой массой 22,4 г. Вычислите количество сульфида алюминия, который образуется в результате реакции.
- 2.3. В состав химического вещества входят кальций (массовая доля 29,4%), сера (23,5%) и кислород (47,1%). Определите формулу этого соединения.
- 2.4. Определите массовые доли элементов в следующих соединениях: а) оксиде лития; б) хлориде кальция; в) гидроксиде натрия; г) сульфате калия; д) серной кислоте.
- 2.5. При нагревании 20,06 г металла было получено 21,66 г оксида. Определить молярную массу эквивалента металла, если молярная масса эквивалента кислорода равна 8 г/моль.
- 2.6. Определить, какой это металл, если 1,6 г кальция и 2,615 г двухзарядного металла вытесняют из кислоты одинаковый объём водорода при одних и тех же условиях.
- 2.7. Определить молярную массу эквивалента металла, если при сгорании 7,2 г металла в хлоре получилось 28,2 г соли. Молярная масса эквивалента хлора равна 35,45 г/моль.
- 2.8. Хлорид металла содержит 69% хлора. Относительная атомная масса металла равна 47,9. Определить степень окисления металла в этом соединении.
- 2.9. Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?
- 2.10. Сколько граммов меди образуется при восстановлении 8 г оксида водородом, если выход реакции составил 82% от теоретического?
- 2.11. Сколько граммов осадка сульфата бария образуется при слиянии растворов, содержащих 20,8 г хлорида бария и 8,0 г сульфата натрия?
- 2.12. 3,17 г хлора занимают объем равный 1 л (при н.у.) Вычислите по этим данным молекулярную массу хлора.
- 2.13. Какой объем займет при температуре 17°C и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?

3. Строение атома и периодический закон

3.1. Строение атома и радиоактивность

Атом – наименьшая частица химического элемента, обуславливающая его свойства. Атом – электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и электронных оболочек, на которых располагаются электроны. В ядре сосредоточена почти вся масса атома. Ядро состоит из протонов и нейтронов (общее название их – нуклоны). Число протонов, электронов и нейтронов (N) связаны с зарядом ядра Z (заряд электрона – $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл или -1 а.е.з., заряд протона – $+1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл или $+1$ а.е.з.) и массовым числом A (атомная масса) следующим соотношениям:

$$N = A - Z$$

Атомная единица массы (а.е.м.) – величина, точно равная одной двенадцатой части ($1/12$) массы атома изотопа углерода –12 равна

$$1,9932 \cdot 10^{-28} \text{ кг, а.е.м. равна } 12,000$$

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Атомную массу всех химических элементов сравнивают с 1 а.е.м. и получают численные значения относительных атомных масс.

Любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями квантовых чисел **n , l , m и s** :

n – главное квантовое число, характеризующее энергию электрона и размер электронного облака, принимает значение $1, 2, 3 \dots +\infty$

l – побочное (орбитальное) квантовое число, характеризующее геометрию орбитали, принимает значения $0, 1, 2, 3 \dots n-1$

m – магнитное квантовое число, характеризующее геометрию орбитали, принимает значения от $-l \dots 0 \dots +l$

s – спин электрона, характеризует собственный магнитный момент электрона, связанный с движениями электрона относительно “собственной оси”, принимает значения $-1/2$.

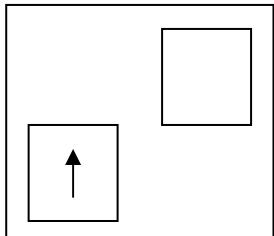
Состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел называется **атомной электронной орбиталью**.

Правила заполнения атомных орбиталей (АО)

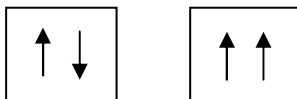
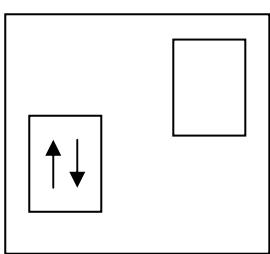
1. Принцип наименьшей энергии. В первую очередь заполняются электронами АО с наименьшей энергией.

Порядок расположения АО по энергии:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s$

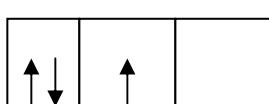
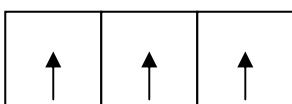


2. Принцип запрета Паули. На одной АО могут находиться не более чем два электрона, которые должны иметь различные спиновые, магнитные квантовые числа m , s (направления спинов должны быть противоположными).



разрешено запрещено

3.Правило Хунда. АО заполняются электронами так, чтобы их суммарный спин был максимальным



разрешено

запрещено

4. Правило Клечковского . При переходе от одного элемента к другому электроны размещаются последовательно на орбиталах, расположенных в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+e$). При одинаковых значениях этой суммы первой заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа.

Электронная конфигурация атома – распределение электронов по атомным орбиталям в соответствии с правилами заполнения.

Все атомы характеризуются индивидуальным набором спектральных линий электромагнитной шкалы.

Энергией ионизации (Э.И.) называется энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома, часто ее приводят в электронвольтах, тогда ее называют потенциалом ионизации (П.И.).

Сродство к электрону (С.Э.) – энергия, выделяемая при присоединении электрона к атому, характеризует способность атома образовывать отрицательно заряженные ионы.

Электроотрицательность (Э.О.)- условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны.

Важнейшей характеристикой атома является размер, атомный радиус, измеряемый в ангстремах ($1\text{A} = 10^{-8}\text{см}$)

Все атомы одного и того же элемента имеют одинаковое число протонов и, следовательно, одинаковый заряд ядра, но могут содержать различное количество нейтронов, а значит, и различное массовое число. Такие атомы называют изотопами. Следовательно, **изотопы** – это атомы одного и того же

химического элемента, отличающиеся друг от друга содержанием нейтронов в ядре. Например, водород имеет такие изотопы: Н –протий ($Z=1$, $A=1$), D –дейтерий ($Z=1$, $A=2$) и Т –тритий ($Z=1$, $A=3$). Почти все химические элементы состоят из нескольких изотопов, которые делятся на две группы: стабильные и радиоактивные. Ядра стабильных изотопов вполне устойчивы, ядра радиоактивных изотопов самопроизвольно распадаются, превращаясь в ядра других элементов.

Явление радиоактивности – процесс самопроизвольного распада ядер некоторых элементов. При α -распаде испускается α -частица (ядро 4He), заряд ядра уменьшается на α , массовое число на λ , образуется элемент, расположенный в периодической системе на две клетки левее. При β -распаде испускается электрон, заряд ядра увеличивается на 1, массовое число не изменяется, образуется элемент, расположенный в периодической системе на клетку правее. При β^+ -распаде или К-захвате испускается позитрон или захватывается электрон с ближайшей к ядру оболочки соответственно, заряд ядра уменьшается, массовое число не изменяется, образуется элемент, расположенный в периодической системе на одну клетку левее.

Контрольные вопросы

3. Напишите электронные и электронно-ячеечные формулы валентных электронов атомов следующих элементов в основном и возбуждённом состояниях, определите высшую и низшую степени окисления, приведите формулы оксидов в высшей степени окисления элемента:

- 3.1 р-элемент VI периода IV группы
- 3.2 р-элемент V периода V группы
- 3.3 р-элемент V периода VII группы
- 3.4 d-элемент IV периода VII группы
- 3.5 р-элемент III периода IV группы
- 3.6 р-элемент III периода VI группы
- 3.7 s-элемент V периода I группы
- 3.8 р-элемент IV периода V группы
- 3.9 р-элемент IV периода IV группы
- 3.10 d-элемент IV периода III группы
- 3.11 s-элемент III периода II группы
- 3.12 р-элемент IV периода VII группы
- 3.13 d-элемент VI периода V группы
- 3.14 s-элемент V периода II группы
- 3.15 р-элемент V периода IV группы

- 3.16. d-элемент V периода VI группы
- 3.17. р-элемент III периода VI группы
- 3.18. d-элемент IV периода VI группы
- 3.19. р-элемент III периода V группы
- 3.20. d-элемент V периода IV периода
- 3.21. р-элемент II периода IV группы
- 3.22. s-элемент IV периода II группы
- 3.23. d-элемент IV периода IV группы
- 3.24. р-элемент V периода VII группы
- 3.25. d-элемент VI периода VI группы
- 3.26. s-элемент VI периода I группы
- 3.27. р-элемент II периода VII группы
- 3.28. d-элемент IV периода VII группы
- 3.29. р-элемент VI периода III группы
- 3.30. s-элемент VI периода II группы

3.2.Периодический закон и система Д.И. Менделеева Свойства элементов

Д.И. Менделеев так сформировал открытый им закон: **свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов.**

В настоящее время периодический закон формулируется так: свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома или порядкового номера элемента. Причина периодического изменения химических свойств элементов заключается в периодическом характере заполнения электронных оболочек и атомов.

Химические элементы образуют четыре электронных семейства: s- ; p- ; d- ; f- элементы. Элементы в пределах каждого семейства характеризуются закономерным расположением в Периодической системе Д.И. Менделеева. Химические свойства элементов определяются строением внешнего ковалентного слоя, величинами радиусов атома и энергии их ионизации.

Элементы, в атомах которых формулируется s- подуровень внешнего квантового слоя, образуют **s- семейство**. К нему относятся элементы главных подгрупп 1 и 2 групп, а также водород и гелий. Все они (кроме водорода и гелия)- металлы. Сокращенная электронная формула s- элементов: ns^{1-2} . Оксиды s- элементов, за исключением бериллия, имеют основной характер.

Под названием **p- элементов** объединяются главные группы 3, 4, 5, 6, 7, 8, групп. Сокращенная электронная формула p- элементов: $ns^2 np^{1-6}$. С увеличением атомного номера p – элемента по группам возрастают металлические свойства, а по периодам – неметаллические.

Элементы, в атомах которых заполняются d – подуровень предпоследнего уровня, образуют **d- семейство**. К ним относятся элементы побочных групп периодической системы. Сокращенная электронная формула d-элементов имеет вид: $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$. Все d-элементы (кроме Zn и Cd) проявляют переменные степени окисления (с.о.). В свободном состоянии d- элементы – металлы могут проявлять только восстановительные свойства.

Элементы, у которых заполняется f- подуровень валентных электронов, образуют **f- семейство**. К ним относятся вставные группы элементов шестого и седьмого периодов (лантоиды и актиноиды). Сокращенная электронная формула f-элементов:

$$(n-2)f^{1-14} (n-1)d^1 ns^2.$$

4.Кинетика и равновесие химических реакций

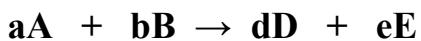
4.1.Химическая кинетика

Раздел химии изучающий скорость и механизм химических реакций, а также их зависимость от различных факторов (концентрации, температуры, давления и т.д.) называется **химической кинетикой**.

Скорость химической реакции измеряют по изменению концентрации реагирующих (исходных) веществ (Δc) в единицу измерения (Δt).

$$V = \Delta c / \Delta t$$

Согласно основному закону химической кинетики **скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, введенных в степени их стехиометрических коэффициентов** (закон действующих масс). Например, для реакции



математическое выражение закона:

$$V = k \cdot (C_A)^a \cdot (C_B)^b$$

где C_A и C_B – концентрации реагирующих веществ.

k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. При $C_A = C_B = 1$ моль/л $V = k$. В этом физический смысл константы скорости.

Влияние температуры на скорость химической реакции определяется **правилом Вант-Гоффа**: при повышении температуры на 10° скорость реакции возрастает примерно в 2-4 раза. Это увеличение скорости называют температурным коэффициентом γ .

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

T_1, T_2 – начальная и конечная температуры;

V_1, V_2 – скорости;

γ – коэффициент, варьирующийся от 2 до 4.

4.2. Химическое равновесие

Все химические реакции можно разделить на необратимые и обратимые. **Необратимыми** реакциями называются такие реакции, которые

протекают в одном направлении и идут до конца. К ним относятся реакции, сопровождающиеся выпадением осадка, выделением газа, образованием малодиссоциирующих веществ и т.п. **Обратимыми** называются такие реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно-противоположных направлениях.

Если протекает обратимая реакция



то согласно закону действующих масс

$$K_p = [C]^p \cdot [D]^q / [A]^m \cdot [B]^n$$

где K_p - константа равновесия.

Смещение равновесия определяется **принципом Ле-Шателье**: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (например, температуру, давление или концентрацию), то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

Среди многочисленных факторов, влияющих на скорость химической реакции, особое значение придается катализаторам. **Катализаторы** - вещества, изменяющие скорость химического процесса, но остающиеся после реакции в химически неизменном виде и первоначальном количестве.

Контрольные вопросы

4.1. Начальные концентрации веществ в реакции.



были равны (моль/л): $C_{CO} = 0,5$, $C_{H_2O} = 0,6$, $C_{CO_2} = 0,4$, $C_{H_2} = 0,2$.

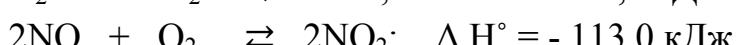
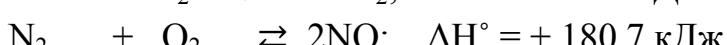
Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % H_2O .

4.2. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции



Возросла в 1000 раз.

4.3. В какую сторону смеется химическое равновесие в системах:



- а) при повышении температуры;
- б) при повышении давления?

4.4. Константа равновесия реакции



при 494°C равна 2,2 . В состоянии равновесия $C_{\text{NO}} = 0,02$ моль/л, $C_{\text{NO}_2} = 0,03$ моль/л. Вычислить исходную концентрацию кислорода.

5. Химическая термодинамика

Термодинамика - это наука, изучающая переходы энергии из одной формы в другую, от одних частей системы к другим, а также направление и пределы самопроизвольного протекания процессов.

Химическая термодинамика – область химии, изучающая **энергетику** химических процессов, возможности и условия самопроизвольного протекания химических реакций, а также условия установления химических равновесия.

Объектам изучения термодинамики является **система**, т.е. тело или совокупность тел, состоящих из множества молекул или атомов, мысленно или фактически обособленных от окружающей среды. Химические вещества, входящие в состав системы, являются её составными частями или компонентами. Системы могут быть одно - двух - и многокомпонентными.

Термодинамические системы делятся на **гомогенные** (однородные) и **гетерогенные** (неоднородные). Гомогенные системы, в отличие от гетерогенных, не имеют поверхности раздела между отдельными участками, т.е. являются однофазными. При этом под **фазой** подразумевается совокупность однородных частей системы, имеющих одинаковый состав, строение, свойства и отделенных от других частей системы поверхностью раздела или граничной поверхностью. Примером гомогенных систем могут служить смеси газов, жидкые или твердые растворы и др. Гетерогенные системы содержат несколько фаз, например: лед- вода, лед- вода- пар и др.

Термодинамические системы могут быть **открытыми** (возможен обмен с окружающей средой как веществом, так и энергией), **закрытыми** (обмен веществом с окружающей средой невозможен) и **изолированными** (отсутствуют какие-либо формы обмена).

В ходе различных превращений система переходит из одного энергетического состояния в другое. То или иное состояние системы определяется или характеризуется термодинамическими параметрами. Основными параметрами системы являются: объем, давление, температура и концентрация.

В зависимости от того, какие параметры при переходе системы из одного состояния в другое остаются постоянными, процессы делятся на: изохорные (проходящие при постоянном объеме, $V=const$), изобарные (проходящие при постоянном давлении, $P = const$) и изотермические (проходящие при постоянной температуре, $T = const$).

Термодинамические функции

В химических процессах наиболее часто используются следующие термодинамические функции состояния системы:

Внутренняя энергия (U); Энталпия (H); Энтропия (S); Энергия Гиббса (G).

Внутренняя энергия U и её изменение ΔU при $V=const$.

Внутренняя энергия системы (U) – это полная энергия системы, включающая кинетическую энергию всех видов движения молекул, атомов, ядер, электронов и других структурных единиц, а также потенциальную энергию взаимодействия и др., кроме кинетической и потенциальной, энергии всей системы как целого по отношению к другим системам.

Запас внутренней энергии системы зависит от параметров состояния системы, природы вещества и прямо пропорционален массе вещества. Абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно, так нельзя привести систему в состояние, полностью лишенное энергии. Можно лишь судить об ее изменении (ΔU) при переходе из начального состояния 1 (к которому соответствует U_1) в конечное состояние 2 (к которому соответствует U_2):

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Энталпия (теплосодержание) H и ее изменение ΔH при $P=const$;

Энталпия, как и внутренняя энергия, являясь функцией состояния, зависит от параметров состояния системы, ее природы, физического состояния и количества вещества, а ее изменение (ΔH) определяется только начальным и конечным состоянием системы и записывается в виде:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Энергия не исчезает бесследно и не возникает из ничего, а лишь переходит из одной формы в другую в эквивалентных количествах.

При переходе неизолированной системы из одного состояния в другое, изменение ее внутренней энергии осуществляется путем обмена с окружающей средой. Основными формами обмена являются совершение работы и выделение или поглощение теплоты

Теплоты химических процессов, протекающих в изохорно-изотермических и изобарно-изотермических условиях, называют тепловыми эффектами. Тепловые эффекты реакций измеряются в Дж/моль или кДж/моль. При этом теплота в ходе реакции может, как выделяться, так и поглощаться. В тех случаях, когда теплота выделяется ($\Delta H < 0$ или $\Delta U < 0$), реакции называются **экзотермическими**, а когда поглощается ($\Delta H > 0$ или $\Delta U > 0$) – **эндотермическими**. Тепловые эффекты реакций определяются как экспериментально, так и с помощью термохимических расчетов. В расчетах используют не абсолютные значения H и U (т.к. измерить их невозможно), а их изменение (ΔH и ΔU).

Уравнения химических реакций, записанные с указанием их теплового эффекта называют **термохимическими уравнениями**.

Например: $aA + bB \rightarrow cC + dD; \Delta H_p$

Для проведения термохимических расчетов вводят специальные понятия – **энталпия** (теплота) **образования** и **сгорания** вещества.

Энталпийей или теплотой образования вещества называют тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, устойчивых при данных условиях.

Энталпии (теплоты) образования веществ, отнесенные к стандартному состоянию ($p=1\text{атм}$ и $T=298\text{ K}^0$), называются стандартными, обозначаются как $\Delta H_{298\text{ обр}}^0$ или ΔH_{298}^0 . В последнее время – просто как ΔH_{298}^0 и выражают в Дж/моль или кДж/моль. Верхний индекс отмечает стандартное состояние вещества, нижний – стандартную температуру.

В основе термохимических расчётов реакций лежит **закон Гесса**: **тепловой эффект реакции (ΔH_p) не зависит от пути его протекания, а определяется только природой и физическим состоянием исходных веществ и конечных продуктов.**

Закон Гесса имеет два практически важных следствия. Согласно одному из них: **тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ:**

$$\Delta H_p = \sum \Delta H_{\text{обр. prod.}} - \sum \Delta H_{\text{обр. исх.}}$$

с учётом числа молей всех участвующих в реакции веществ.

Согласно другому следствию, термохимические уравнения можно складывать, вычитать и умножать на численные множители.

Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции:
 $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$; $\Delta H = ?$

Решение: В соответствии с законом Гесса тепловой эффект реакции рассчитывается по уравнению: $\Delta H_p = [2\Delta H^0_{обр} CO_{2(г)} - (\Delta H^0_{обр} C_2H_5OH_{(ж)} + 3\Delta H^0_{обр} O_{2(г)})]$.

Используя значения стандартных энталпий (теплот) образования указанных веществ (см.приложение 1), вычисляем ΔH_p :

$$\Delta H_p = 2(-393,5) + 3(-285,8) + 276,6 - 3 \cdot 0 = -1366,9 \text{ кДж/моль}$$

Пример 2. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода $\Delta H^0_{обр} CO_{2(г)} = -393,5 \text{ кДж/моль}$ и термохимического уравнения: $C(\text{графит}) + 2N_2O_{(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}$; $\Delta H^0 = -557,5 \text{ кДж/моль}$, вычислите теплоту образования $N_2O_{(г)}$.

Решение: В соответствии с законом Гесса:

$$\Delta H_p = [\Delta H^0_{обр} CO_{2(г)} + 2\Delta H^0_{обр} N_{2(г)}] - [\Delta H^0_{обр} C(\text{графит}) + 2\Delta H^0_{обр} N_2O_{(г)}]. \text{ Отсюда:}$$

$$\Delta H^0_{обр} N_2O_{(г)} = 1/2[\Delta H^0_{обр} CO_{2(г)} + 2\Delta H^0_{обр} N_{2(г)} - \Delta H^0_{обр} C(\text{графит}) - \Delta H_p] =$$

$$= 1/2[(-393,5) + 2 \cdot 0 - 0 - (-557,5)] = +82,0 \text{ кДж/моль.}$$

Теплотой (энталпией) сгорания вещества является тепловой эффект реакции окисления кислородом одного моля данного вещества до $CO_{2(г)}$ и $H_2O_{(ж)}$;

При этом у остальных элементов в каждом конкретном случае указывают продукты их окисления, а стандартные теплоты сгорания высших оксидов и кислорода принимают равными нулю. Стандартная теплота (энталпия) сгорания обозначается как $\Delta H^0_{298 \text{ сгор.}}$ измеряется в кДж/моль.

Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплом сгорания исходных веществ и суммой теплом сгорания конечных продуктов:

$$\Delta H_p = \sum (\Delta H^0_{сгор.}) \text{ исх.} - \sum (\Delta H^0_{сгор.}) \text{ прод.}$$

Энтропия S и её изменение ΔS .

Мерой разупорядоченности или хаотичности системы в термодинамике служит **энтропия**.

В изолированных системах самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся увеличением энтропии, $S_2 > S_1$ или $\Delta S > 0$.

Энтропия зависит от всех видов движения частиц, составляющих систему, их количества, числа степеней свободы и возрастает с повышением температуры. Поэтому в процессах, вызываемых увеличением движения частиц, т.е. при нагревании, испарении, плавлении, разрыве связей между атомами и т.п., энтропия возрастает. Наоборот, упрочнение связей, охлаждение, конденсация, кристаллизация, полимеризация, т.е. процессы, связанные с упорядочением системы, сопровождаются уменьшением энтропии. Энтропия пропорциональна также массе вещества. Её обычно относят к молю вещества и выражают в Дж/моль К.

Энтропия, отнесённая к стандартной температуре 25 С (298 К) и стандартному давлению (1 атм), называется стандартной (S^0).

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

Энергия Гиббса G и её изменение ΔG при P - const и T - const.

С учётом одновременного действия этих двух противоположных факторов такой движущей силой (функцией состояния) для реакций, протекающих при постоянной температуре и давлении, является **энергия Гиббса (G)**, называемая также изобарно – изотермическим потенциалом, или свободной энергией. В качестве критерия для определения направления самопроизвольного протекания химических процессов используется изменение энергии Гиббса ΔG ($\Delta G = G_2 - G_1$). В зависимости от знака её изменения возможны три случая

1. **$G < 0$, реакция термодинамически возможна;**
2. **$G > 0$, реакция термодинамически невозможна;**
3. **$G = 0$, термодинамически возможны как прямая, так и обратная реакция.**

Отсутствие изменения энергии Гиббса является термодинамическим условием установления химического равновесия в реакционной системе.

Энергия Гиббса связана с энталпией, энтропией и температурой:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Стандартная энергия Гиббса образования простых веществ условно принимается равной нулю.

Пример 3. Пользуясь справочными данными, установить, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме: $TiO_2(k) + 2C(\text{графит}) = Ti(k) + 2CO(r)$. Зависимостью ΔH и ΔS от температуры пренебречь.

Решение. В приложении находим значение ΔG обр (в кДж/моль) при 298 К для TiO_2 (к) (- 889,6) и CO (- 137,1). Тогда для рассматриваемой реакции: $\Delta G_{298} = - 137,1 \cdot 2 - (- 888,6) = 614,4$ кДж.

Поскольку $G_{298} > 0$ то восстановление TiO_2 при 298 К невозможно.

Для расчета G_{2500} воспользуемся уравнением $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

При этом, в соответствии с указанием в условии задачи, используем значения ΔH и S при 298 К. Для расчёта ΔH и ΔS реакции необходимо найти в приложении значения

ΔH обр для TiO_2 (- 943,9) и CO (- 110,5), а также значения S обр [в Дж/моль К] для

TiO_2 (50,3), Ti (30,6) и CO (197,5). Тогда для рассматриваемой реакции:

$$\Delta H = -110,5 \cdot 2 - (-943,9) = 722 \text{ кДж};$$

$$\Delta S = 30,6 + 197,5 \cdot 2 - 50,3 - 5,7 = 425,6 - 61,7 = 363,9 \text{ Дж/моль К}.$$

Теперь находим ΔG_{2500} реакции, выражая ΔS в кДж/моль К

$$\Delta G_{2500} = \Delta H_{2500} - T \cdot S_{2500} = 722,9 - 2500 \cdot 363,9 / 1000 = 722,9 - 909,8 = - 186,9 \text{ кДж}.$$

Таким образом, $G_{2500} < 0$, поэтому восстановление TiO_2 графитом при 2500 К возможно.

Контрольные вопросы

Вычислить $\Delta H_{298}^0, \Delta S_{298}^0$ и ΔG_{298}^0 реакций (предварительно расставьте коэффициенты, а необходимые для термодинамического расчета данные возьмите из приложения):

- 5.1. $C_8H_6 \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.2. $C_2H_2 \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.3. $CH_4 \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.4. $C_6H_6 \text{ (ж)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.5. $CH_3OH \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.6. $C_2H_4 \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.7. $C_2H_5OH \text{ (ж)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow CO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.8. $H_2S \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow SO_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (ж)}$
- 5.9. $Fe_2O_3 \text{ (к)} + CO \rightarrow Fe \text{ (к)} + CO_{2(\text{г})}$
- 5.10. $Fe_2O_3 \text{ (к)} + H_{2(\text{г})} \rightarrow Fe \text{ (к)} + H_2O \text{ (ж)}$
- 5.11. $Fe_2O_3 \text{ (к)} + C \text{ (графит)} \rightarrow Fe \text{ (к)} + CO_{2(\text{г})}$
- 5.12. $HCl \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow Cl_{2(\text{г})} + H_2O \text{ (г)}$
- 5.13. $NO \text{ (г)} + O_{2(\text{г})} \rightarrow NO_{2(\text{г})}$
- 5.14. $NO \text{ (г)} + NO_{2(\text{г})} \rightarrow N_2O_3 \text{ (г)}$
- 5.15. $Ca(OH)_2 \text{ (к)} + CO_{2(\text{г})} \rightarrow CaCO_3 \text{ (к)} + H_2O \text{ (ж)}$
- 5.16. $CaO \text{ (к)} + H_2O \text{ (ж)} \rightarrow Ca(OH)_2 \text{ (к)}$
- 5.17. $CaO \text{ (к)} + P_2O_5 \text{ (к)} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \text{ (г)}$

6. Растворы

Растворами называют состоящие из двух или нескольких веществ гомогенные системы, состав которых может изменяться в широких пределах.

Вещество, которое при растворении не меняет своего агрегатного состояния, или входит в состав раствора в преобладающем количестве, называют **растворителем**.

По агрегатному состоянию растворы бывают **газообразные** (газовые смеси, воздух), **жидкие** и **твёрдые** (сплавы металлов). Наибольшее значение имеют жидкие (водные) растворы.

Важной характеристикой любого раствора является его состав, выражаемый концентрацией.

Для приблизительного выражения концентрации растворов применяют термины **концентрированный** и **разбавленный** растворы.

Концентрированный раствор содержит такие количества растворенного вещества, которые сравнимы с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 20 г медного купороса (20 и 100 – сравнимые величины). **Разбавленный** раствор содержит малое количество растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 0,2 г медного купороса (0,2 г очень мало, по сравнению со 100 г растворителя).

6.1. Способы выражения концентраций растворов.

Существуют различные способы выражения концентраций. Наиболее употребляемые в химии: массовая доля растворенного вещества, молярная, мольальная, нормальная концентрации.

Массовая доля растворенного вещества (процентная концентрация по массе) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{p-pa}}, \quad (6.1)$$

где m_B – масса растворенного вещества, m_{p-pa} – масса раствора

ω_B – массовая доля растворенного вещества, выражают в долях единицы, или в процентах (для этого умножают на 100%).

Молярная концентрация – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_m = \frac{n_B}{1л} \quad (6.2)$$

если x – число молей растворенного вещества в объеме раствора V , тогда n_B молей - в 1 литре(1000 мл). Отсюда $n_B = \frac{x \cdot 1000}{V}$.

где n_B - число молей растворенного вещества, определяется как $\frac{m}{M}$, подставляя в уравнение (6.2) получим:

$$C_m = \frac{m_B}{M_B} \cdot \frac{1000}{V} \quad (6.3)$$

где m_B - масса растворенного вещества, в (г); M_B - молярная масса растворенного вещества (г/моль); V – объем раствора (мл).

Нормальная концентрация – Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора

$$C_n = \frac{m_B}{\mathcal{E}} \cdot \frac{1000}{V} \quad (6.4)$$

где \mathcal{E} – эквивалентная масса растворенного вещества (см. раздел 2).

Контрольные вопросы

6.1. В 150 г воды растворили 10 г NaCl. Рассчитать массовую долю соли в получившемся растворе.

6.2. Определите массовую долю растворенного вещества, если в 150 г раствора содержится 30 г соли.

6.3. Раствор, содержит 40 г кислоты, и 160 г воды, определите массовую долю растворенного вещества.

6.4. Сколько соли (в граммах) содержится в 700 г 35 %-го раствора.

6.5. К 450 г 30 %-го раствора прилили 150 г воды. Выразить в процентах концентрацию получившегося раствора.

6.6. В 15 %-й раствор, содержащий 35 г соли добавили еще 20 г. Выразить в процентах концентрацию получившегося раствора.

6.7. Сколько воды надо добавить к 300 г 40 %-го раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 25 %.

6.8. Смешали 250 г 10 %-го раствора соли и 450 г 40 %-го раствора. Определить массовую долю полученного раствора.

6.9. В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю FeSO_4 .

6.10. Необходимо приготовить 2 л 30%-го раствора аммиачной селитры. Сколько нитрата аммония и воды нужно смешать.

- 6.11. Рассчитать массовую долю спирта (C_2H_5OH) в растворе, содержащем 90 г спирта и 200 г воды.
- 6.12. В 200 мл раствора содержится 12 г сульфата магния. Рассчитайте молярную концентрацию раствора.
- 6.13. Рассчитайте молярную концентрацию раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия и 45 г воды, плотность которого 1,219 г/мл.
- 6.14. Сколько граммов $NaOH$ необходимо взять, для приготовления 0,5 л раствора.
- 6.15. Определите нормальность раствора, в 1 л которого содержится 9,8 г H_2SO_4 .

6.2. Коллигативные свойства растворов

1. Понижение давления пара растворителя над раствором, Δp (закон Рауля)

Парциальное давление насыщенного пара над чистым растворителем всегда ниже парциального давления насыщенного пара над раствором:

$$p_1 = N_1 \cdot p_0; \Delta p = p_0 - p_1 = N_2 \cdot p_0 = p_0 \frac{n_2}{n_1 + n_2};$$

Где p_1 - парциальное давление насыщенного пара растворителя над раствором; p_0 - давление насыщенного пара над чистым растворителем; N_1 - мольная доля растворителя; N_2 - мольная доля растворенного вещества; n_1 – число молей растворителя; n_2 - число молей растворенного вещества.

2. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) раствора $\Delta t_{зам}$.

Растворы замерзают при температуре ниже температуры замерзания чистого растворителя.

$$\Delta t_{зам} = K \cdot m = K \cdot \frac{m}{M} \cdot \frac{1000}{L};$$

где K - криоскопическая постоянная растворителя ($K_{воды} = 1,86$); m – масса растворенного вещества (г); M – молярная масса растворенного вещества (г/моль); L - масса растворителя (г).

3. Повышение температуры кипения раствора $\Delta t_{кип}$. Растворы кипят при температуре выше температуры кипения чистого растворителя.

$$\Delta t_{кип} = Э \cdot m = Э \cdot \frac{m}{M} \cdot \frac{1000}{L};$$

где $Э$ – эбулиоскопическая постоянная растворителя ($Э_{воды} = 0,52$).

4. Осмотическое давление, Р, кПа.

$$P_{\text{осм}} = C_m \cdot RT;$$

где C_m – молярная концентрация раствора; R – газовая постоянная (8,31 Дж/(моль · К)); Т – температура (К).

Контрольные вопросы

6.16. Найдите температуру кипения раствора, содержащего:

- a) 14,8 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 250 г воды ($\mathcal{E}_{\text{воды}} = 0,52$);
- b) 11,5 г глицерина ($C_3H_8O_3$) в 200 г воды ($\mathcal{E}_{\text{воды}} = 0,52$);
- c) 7,5 г мочевины ($(NH_2)_2CO$) в 250 г воды ($\mathcal{E}_{\text{воды}} = 0,52$);

6.15. Найдите температуру замерзания раствора, содержащего:

- a) 4,67 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 100 г воды ($K_{\text{воды}} = 1,86$);
- b) 54 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 250 г воды ($K_{\text{воды}} = 1,86$);
- c) 40 г этилового спирта (C_2H_5OH) в 60 мл воды ($K_{\text{воды}} = 1,86$).

6.17. Определите молярную концентрацию (C_m) и осмотическое давление раствора:

16 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ и 350 г воды;
9,2 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ в 1 л воды.

7. Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей

7.1. Электролитическая диссоциация и pH растворов

Различают электролиты и неэлектролиты. К первым принадлежат вещества, водный раствор которых проводит электрический ток. Химические соединения, имеющие гетерополярное (ионное) строение (например $NaCl$, KNO_3 , CaF_2 и т.д.) проводят ток также и в расплавленном состоянии.

Неэлектролиты – вещества, неспособные диссоциировать на положительные и отрицательные ионы при растворении их в воде. Поэтому они не обладают электропроводностью ни в растворенном, ни в расплавленном состоянии. К неэлектролитам относятся очень многие органические вещества (спирты, эфиры, кетоны, сахара и т.д.)

Электролитами являются все вещества, способные диссоциировать на положительно и отрицательно заряженные ионы в водном растворе.

К электролитам относятся неорганические кислоты, основания и соли.

Сущность теории электролитической диссоциации можно свести к следующим трем положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные ионы.

2. Под действием электрического тока, положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому первые называются катионами, вторые – анионами.

3. Диссоциация – процесс обратимый, поскольку параллельно идет распад молекул на ионы (диссоциация) и объединение ионов в молекулы (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например, уравнение диссоциации молекулы электролита КА на катион K^- и анион A^+ записывается так:



Реакция среды (нейтральная, кислая или щелочная) любого водного раствора электролита определяется соотношением концентраций ионов водорода (C_{H^+}) и гидроксила (C_{OH^-}). Вода относится к очень слабым электролитам – на ионы распадается приблизительно одна из $556 \cdot 10^6$ молекул по уравнению:



Ион водорода (протон) в воде изолированно существовать не может и присоединяет молекулу воды, образуя ион гидроксония (H_3O^+). Для упрощения записи в уравнениях химических реакций указывают ион водорода (H^+). При температуре 25°C в любом водном растворе электролита выполняется постоянство произведения концентраций протонов водорода и гидроксил – иона:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14},$$

называемого ионным произведением воды (K_{H_2O}).

В случае равновесия:

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

Количественно характер среды определяют величиной C_{H^+} или водородным показателем (рН) раствора. Через рН обозначают десятичный логарифм от концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

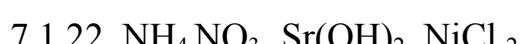
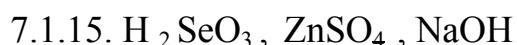
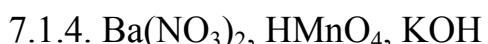
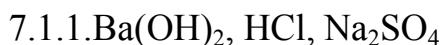
$$pH = -\lg C_{H^+}$$

Величина рН может принимать значения в интервале от –1 до 14. В нейтральной среде $pH=7$, в кислой – $pH < 7$; в щелочной среде $pH > 7$.

Обычно рН в растворах определяют с помощью электронных приборов – ионометров – pH-метров или бумажных индикаторов, которые фиксируют изменение цвета индикатора в зависимости от кислотности или щелочности раствора.

Контрольные вопросы

7.1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений:



7.2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающие при слиянии двух растворов:

7.2.1. Гидроксида калия и нитрата меди (II)

7.2.2. Соляной кислоты и гидроксида бария

7.2.3. Сульфата натрия и нитрата бария

7.2.4. Хлорида натрия и нитрата серебра

7.2.5. Азотной кислоты и гидроксида кальция

7.2.6. Соляной кислоты и карбоната калия

7.2.7. Хлорида бария и серной кислоты

7.2.8. Гидроксида бария и сульфата меди(II)

7.2.9. Бромида калия и нитрата серебра

7.2.10. Азотной кислоты и гидроксида кальция

7.2.11. Сульфата железа (III) и гидроксида лития

7.1.12. Карбоната калия и соляной кислоты

7.2.13. Хлорида аммония и гидроксида бария

7.2. Слабые электролиты

Константа и степень диссоциации

При растворении в воде или других растворителях, состоящих из полярных молекул, электролиты подвергаются **электролитической диссоциации**, т. е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы — катионы и анионы. Электролиты, диссоциирующие в растворах не полностью, называются **слабыми электролитами**. В их растворах устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации — ионами. Например, в водном растворе уксусной кислоты устанавливается равновесие



константа которого (**константа диссоциации**) связана с концентрациями соответствующих частиц соотношением:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Степенью диссоциации **α** электролита называется доля его молекул, подвергшихся диссоциации, т. е. отношение числа молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

В растворах многоосновных кислот, а также оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, устанавливаются ступенчатые равновесия, отвечающие последовательным стадиям диссоциации. Так, диссоциация ортофосфорной кислоты протекает в три ступени



Каждой, из которых отвечает определенное значение ступенчатой константы диссоциации. Поскольку $K_1 >> K_2 >> K_3$, то в наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей стадии степень диссоциации, как правило, резко уменьшается.

Пример 5. Ступенчатые константы диссоциации сероводорода K_1 и K_2 равны соответственно $6 \cdot 10^{-8}$ и $1 \cdot 10^{-14}$. Вычислить концентрацию ионов H^+ , HS^- и S^{2-} в $0,1M$ растворе H_2S .

Р е ш е н и е. Поскольку диссоциация H_2S протекает преимущественно по первой ступени, то концентрацией, ионов H^+ , образующихся при диссоциации по второй ступени, можно пренебречь и считать, что $[H^+] \approx [HS^-]$. Тогда $[H^+] \approx [HS^-] \approx \sqrt{K_1} C_M = \sqrt{6 \cdot 10^{-8}} \cdot 0,1 = 7,7 \cdot 10^{-5}$ моль/л

Значение $[S^{2-}]$ найдем из выражения для второй константы диссоциации:

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]}$$

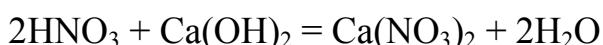
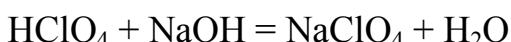
Поскольку $[H^+] \approx [HS^-]$, то $K_2 \approx [S^{2-}]$ т.е. $[S^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14}$ моль/л.

Диссоциация электролита приводит к тому, что общее число частиц растворенного вещества (молекул и ионов) в растворе возрастает по сравнению с раствором неэлектролита той же молярной концентрации.

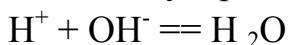
7.3. Обменные реакции в растворах электролитов.

Гидролиз солей

В обменных реакциях, протекающих в растворах электролитов, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, твердыми веществами и газами участвуют также находящиеся в растворе ионы. Поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а находящиеся в растворе сильные электролиты — в виде составляющих их ионов. Например, уравнения реакций нейтрализации сильных кислот сильными основаниями

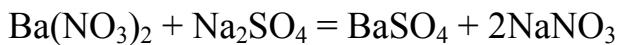
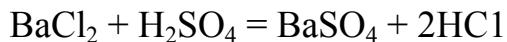


выражаются одним и тем же ионно-молекулярным уравнением

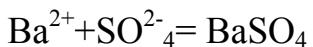


из которого следует, что сущность этих процессов сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид- ионов малодиссоциированного электролита — воды.

Аналогично уравнения реакций



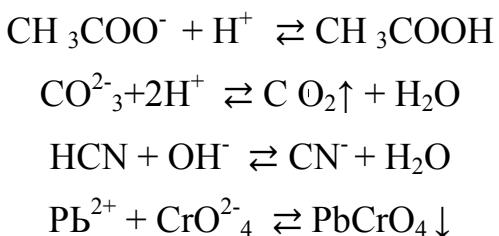
выражают один и тот же процесс образования из ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} осадка малорастворимого электролита — сульфата бария:



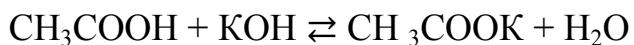
Рассмотренные примеры показывают, что *обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадка или газов) или молекул слабых электролитов.*

Пример 1. Записать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций между следующими веществами: CH_3COONa и H_2SO_4 ; Na_2CO_3 и HNO_3 ; HCN и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и K_2CrO_4 .

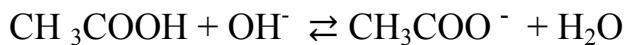
Решение. Поскольку CH_3COOH , HCN и H_2O — слабые электролиты, а CO_2 и PbCrO_4 — малорастворимые в воде вещества, искомые уравнения будут иметь следующий вид:



В тех случаях, когда малорастворимые вещества (или слабые электролиты) имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ. Например, при нейтрализации слабой кислоты сильным основанием

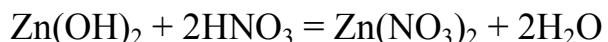


или

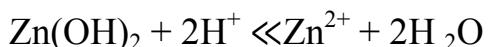


в реакции участвуют два слабых электролита — слабая кислота (CH_3COOH) и вода. При этом равновесие оказывается сильно смещенным в сторону образования более слабого электролита — воды, константа диссоциации которой ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значительно меньше константы диссоциации уксусной кислоты ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Однако до конца такая реакция протекать не будет: в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул CH_3COOH и ионов OH^- , так что реакция раствора будет не нейтральной (как при нейтрализации сильной кислоты сильным основанием), а слаботщелочной.

Аналогично при нейтрализации слабого основания сильной кислотой



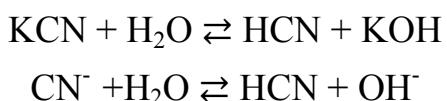
или



равновесие будет сильно смещено вправо — в сторону образования более слабого электролита (воды), но при достижении равновесия в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул основания и ионов H^+ ; реакция раствора будет слабокислой.

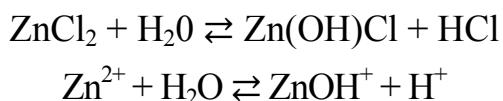
Таким образом, реакции нейтрализации, в которых участвуют слабые кислоты или основания, — обратимы, т.е. могут протекать не только в прямом, но и в обратном направлении. Это означает, что при растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания, протекает процесс **гидролиза** — обменного взаимодействия соли с водой, в результате которого образуется слабая кислота или слабое основание.

1) Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, то в результате гидролиза в растворе образуются гидроксид- ионы и он приобретает **щелочную реакцию**, например:



Как видно, в подобных случаях гидролизу подвергается анион соли.

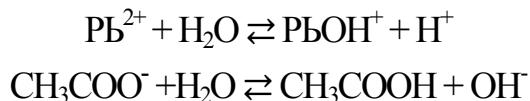
2) При гидролизе соли, образованной сильной кислотой слабым основанием, гидролизу подвергается катион соли; при этом в растворе возрастает концентрация ионов водорода, и он приобретает **кислую реакцию**, например:



3) При взаимодействии с водой соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергаются **как катион, так и анион соли**; например, при гидролизе ацетата свинца



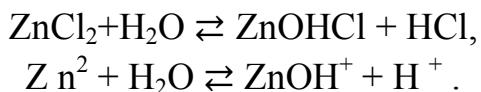
параллельно протекают два процесса:



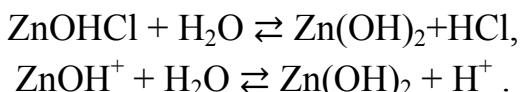
В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени и **реакция раствора будет нейтральной**; если $K_{\text{кисл}} \geq K_{\text{осн}}$, то катион соли гидролизуется в большей степени, чем анион, так что концентрация ионов H^+ в растворе будет больше концентрации гидроксид-ионов и реакция раствора будет слабокислой; наконец, если $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$ то гидролизу подвергается преимущественно анион соли и реакция раствора будет слабощелочной.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются, так как в этом случае обратная гидролизу реакция нейтрализации практически необратима, т. е. протекает до конца.

Также ступенчато протекает гидролиз солей, образованных слабыми основаниями **многовалентных металлов**. В результате гидролиза по первой ступени образуется основная соль, например:



Вторая ступень гидролиза представляет собой взаимодействие с водой образовавшейся основной соли (или, точнее, образовавшегося гидроксокатиона):



В подобных случаях K_{r1} значительно превышает K_{r2} и если не связывать образующиеся ионы H^+ , то гидролиз по второй ступени практически не протекает.

Равновесие гидролиза может быть смещено также изменением температуры. Поскольку обратный гидролизу процесс — реакция нейтрализации — протекает с выделением теплоты, то реакция гидролиза представляет собой эндотермический процесс. Поэтому повышение температуры ведет к усилению гидролиза, а понижение температуры — к его ослаблению.

Контрольные вопросы

7.3.1. При смешивании растворов гидроксида аммония и карбоната натрия образуются карбонат аммония и CO_2 . Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7.3.2. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергаются гидролизу: K_2S или K_2SO_3 . Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7.3.3. При смешивании растворов CuSO_4 и K_2CO_3 выпадает синий осадок $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и выделяется CO_2 . Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7.3.4. При смешивании растворов K_2S и CrCl_3 образуются Cr(OH)_3 и H_2S . Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

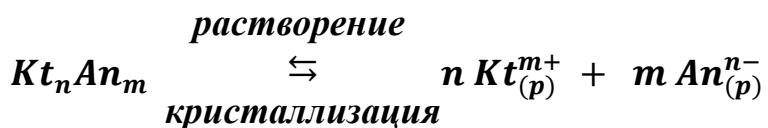
7.4. Запишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения гидролиза следующих солей и определите реакцию среды



7.4.3 K_2CO_3	7.4.11. Na_2SiO_3
7.4.4. Na_2SiO_3	7.4.12. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
7.4.5 NH_4NO_3	7.4.13. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
7.4.6 ZnSO_4	7.4.14. K_3PO_4
7.4.7 Na_2S	7.4.15. BaCO_3
7.4.8 K_2SO_3	7.4.16. FeCl_3

8. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых солей и оснований

Для насыщенного раствора электролита K_nA_m , находящегося в равновесии с твердой фазой, будет характерен следующий обратимый процесс:



После достижения равновесия скорость растворения становится равной скорости обратного процесса – кристаллизации. В состоянии равновесия достигается наибольшая при данной температуре концентрация, называемая **растворимостью** или **концентрацией насыщенного раствора**. Это равновесие может быть описано с помощью закона действующих масс:

$$K = \frac{a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m}{a_{Kt_nAn_m}} \quad (8.1)$$

Учитывая, что активность твердого вещества – постоянная величина, уравнение (8.1) можно переписать в виде:

$$K \cdot a_{Kt_nAn_m} = a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m \quad (8.2)$$

Где произведение $a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m$ является постоянной величиной, так как оно равно произведения двух постоянных K и $a_{Kt_nAn_m}$.

Произведение активностей ионов в насыщенном растворе, находящихся в равновесии с осадком – постоянная величина, которая называется **произведением растворимости** и обозначается **ПР**.

В достаточно разбавленных растворах взаимодействием между ионами можно пренебречь, и считать, что активности ионов равны их концентрациям:

$$PR = [Kt^{m+}]^n \cdot [An^{n-}]^m \quad (8.3)$$

Например, для ортофосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$ произведение растворимости будет равно:

$$\Pi P = [Ca^{2+}]^{n^3} \cdot [PO_4^{3-}]^2$$

В таблице приведены произведения растворимости некоторых малорастворимых электролитов.

Выведем уравнение, позволяющее рассчитать растворимость по числовому значению произведения растворимости. Для этого концентрации катиона и аниона в насыщенном растворе выразим через растворимость (s) электролита Kt_nAn_m :

$$[Kt^{m+}] = n \cdot s \quad (8.4)$$

$$[An^{n-}] = m \cdot s \quad (8.5)$$

Подставляя выражение (8.4) и (8.5) в уравнение (8.3) получим:

$$\Pi P = (ns)^n \cdot (ms)^m = n^n m^m s^{n+m} \quad (8.6)$$

Отсюда:

$$s = \sqrt[n+m]{\frac{\Pi P}{n^n m^m}} \quad (8.7)$$

Например, для ортофосфата кальция:

$$s = \sqrt[3+2]{\frac{\Pi P}{3^3 2^2}}$$

Контрольные вопросы

- 8.1. Растворимость карбоната кальция $CaCO_3$ при $18^\circ C$ равна $1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли.
- 8.2. Произведение растворимости углекислого кальция равно $1,7 \cdot 10^{-8}$. Сколько граммов $CaCO_3$ содержится в 1 л насыщенного раствора?
- 8.3. Произведение растворимости сульфата серебра Ag_2SO_4 равно $7 \cdot 10^{-5}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.
- 8.4. Вычислите произведение растворимости $Mg(OH)_2$ если в 1 л насыщенного раствора его содержится $6,4 \cdot 10^{-3}$ г.
- 8.5. Вычислите произведение растворимости $CaSO_4$, если 1 л насыщенного раствора его содержит 1,5·10⁻² моля.

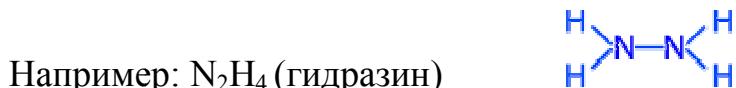
9. Окислительно – восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате переноса электронов от одного атома к другому.

Степень окисления – формальный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только от ионов.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью – положительные.

Степень окисления – формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.



степень окисления азота – -2; валентность азота – 3.

Расчет степени окисления

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1. Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na^0 ; H_2^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочноземельных металлов (+2), водорода (+1) (кроме гидридов NaH , CaH_2 и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме $\text{F}_2^{-1}\text{O}^{+2}$ и пероксидов, содержащих группу $-\text{O}-\text{O}-$, в которой степень окисления кислорода -1).
4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

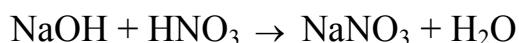
Примеры:



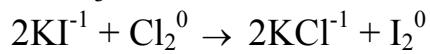
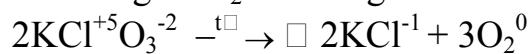
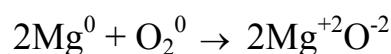
Реакции с изменением и без изменения степени окисления

Существует два типа химических реакций:

A Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:



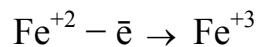
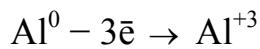
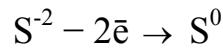
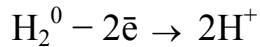
B Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:



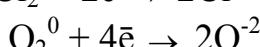
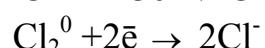
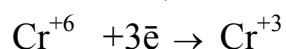
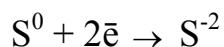
Такие реакции называются окислительно-восстановительными.

Окисление, восстановление

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. **Процесс отдачи электронов - окисление.** При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов -- восстановление. При восстановлении степень окисления понижается.



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а которые отдают электроны - восстановителями.

Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов

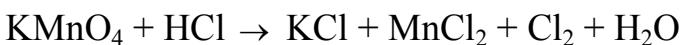
Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. **Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент.** Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический уровень у таких атомов завершен восемью электронами. Минимальная степень окисления атомов металлов равна 0, для неметаллов - (n-8) (где n- номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

А Электронный баланс - метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.

Уравнение составляется в несколько стадий:

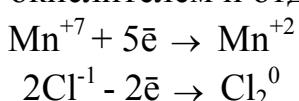
1. Записывают схему реакции.



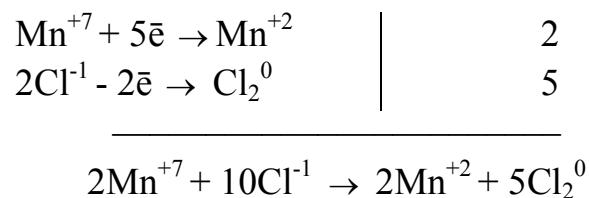
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.



3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.



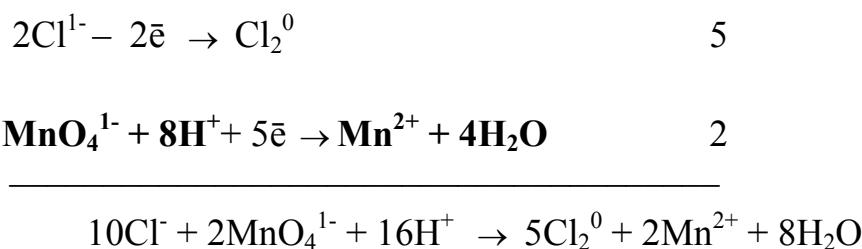
4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.



5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



В Электронно-ионный баланс (метод полуреакций) метод нахождения коэффициентов, в котором рассматривается обмен электронами между ионами в растворе с учетом характера среды:



(для уравнивания ионной полуреакции используют H^+ , OH^- или воду)

Контрольные вопросы

9.1. Определите степени окисления элементов в веществах:

- 1) H_2SO_4 , NH_4NO_3 , H_2O_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_3$, NiSO_4 , S , SO_2
- 2) H_2SO_3 , O_2 , Al_2O_3 , PbO_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, PbS , K_2MnO_4
- 3) FeO , FeSO_4 , Fe_2O_3 , K_2FeO_4 , FeCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 4) H_2 , NaH , HF , OF_2 , KB_2O_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{NO}_3)_3$
- 5) J_2 , KJ , HJO , NaJO_3 , JCl_3 , JF_7 , CuJ
- 6) KMnO_4 , K_2SO_4 , MnO_2 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, Mn_3O_2 , MnO , H_2S
- 7) SnCl_4 , SnO_2 , Sn , $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$, SnSO_4 , SnCl_2
- 8) Hg , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, HgCl_2 , Hg_2Cl_2 , NaBiO_3 , BiONO_3 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$
- 9) Cu , CuSO_4 , CuCl , CuO , $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
- 10) H_2S , H_2S_2 , S , SO_2 , H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- 11) PH_3 , NaH_2PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , PCl_5 , POCl_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 12) CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Cr_2O_3

- 13) Au_2O_3 , Au , $AuCl_3$, $Au(OH)_3$, $H[AuCl_4]$, Au_2S_3 , H_2S
 14) $AsCl_3$, H_3AsO_4 , H_3AsO_3 , As_2O_5 , H_3AsO_3 , $AsCl_5$, $AsOCl_3$,
- $CaHAsO_4$
- 15) CO , HCN , CO_2 , HB_2O , NaB_2 , $Fe(NO_3)_3$, $Ca(OH)_3$
 16) NH_2OH , N_2O_4 , N_2H_4 , N_2O_5 , N_2 , $AgNO_3$, NH_4NO_3
 17) KNO_2 , NH_4NO_2 , NO_2 , $Cu(NO_3)_2$, CuS , H_2SO_4 , Na_2O_2
 18) $FeCl_2$, Fe_2O_3 , K_2FeO_4 , $Pb(NO_3)_2$, $Pb(HSO_4)_2$, PbO_2 , $PbCl_2$
 19) Zn , $Zn(OH)_2$, $Na_2[Zn(OH)_4]$, N_2 , Mg_3N_2 , $NaNO_3$, Fe_2O_3
 20) Cu , $CuOHCl$, Cu_2O , $Hg(NO_3)_2$, H_2SiO_3 , H_2O_2 , SO_2 .

9.2. Укажите, какие атомы окисляются, а какие восстанавливаются в указанных схемах, и определите, как изменяется их степень окисления:

- 1) $PbO \rightarrow PbO_2$; $NH_3 \rightarrow N_2$; $V^{3+} \rightarrow VO^{2+}$
- 2) $N_2O \rightarrow N_2$; $S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-}$; $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$
- 3) $Cu_2O \rightarrow CuO$; $Cu^{2+} \rightarrow CuY$; $CuO \rightarrow Cu$
- 4) $NO_3^- \rightarrow NO_2^-$; $NH_3 \rightarrow NO$; $NO \rightarrow NO_2$
- 5) $JO_3^- \rightarrow J^-$; $2J^- \rightarrow J_2$; $JO_3^- \rightarrow J_2$
- 6) $MnO_2 \rightarrow MnO_4^-$; $MnO_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+}$; $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^-$
- 7) $SnO \rightarrow SnO_2$; $Sn \rightarrow Sn(OH)_2$; $SnCl_4 \rightarrow Sn$
- 8) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$; $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$; $Cl_2 \rightarrow ClO^-$
- 9) $PH_3 \rightarrow P_2O_5$; $PCl_5 \rightarrow PCl_3$; $PO_3^{3-} \rightarrow PO_4^{3-}$
- 10) $TiCl_4 \rightarrow Ti$; $S \rightarrow SO_2$; $PH_3 \rightarrow P_2O_5$
- 11) $LiH \rightarrow H_2$; $H_2O_2 \rightarrow H_2O$; $CsO^- \rightarrow CsO_4^{2-}$
- 12) $CO \rightarrow CO_2$; $HNO_3 \rightarrow NO$; $Cu_2S \rightarrow CuO$
- 13) $FeO \rightarrow Fe_3O_4$; $FeO_4^{2-} \rightarrow Fe^{3+}$; $Fe \rightarrow Fe(OH)_3$
- 14) $H_2S \rightarrow S$; $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$; $SO_3^{2-} \rightarrow S$
- 15) $H_2S \rightarrow SO_2$; $Tl(OH)_3 \rightarrow TlOH$; $Hg_2Cl_2 \rightarrow HgCl_2$
- 16) $H_2O_2 \rightarrow O_2$; $NO_2 \rightarrow HNO_3$; $S_2^{2-} \rightarrow 2S$
- 17) $Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3$; $ClO^- \rightarrow Cl^-$; $POCl \rightarrow POCl_3$
- 18) $MnO_2 \rightarrow M_3O_4$; $SO_2 \rightarrow SO_3$; $Br_2 \rightarrow 2Br_2^-$
- 19) $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$; $Cr(OH)_2 \rightarrow Cr(OH)_3$; $2Cl^{3+} \rightarrow Cr_2O_7^{2-}$
- 20) $Al_2O_3 \rightarrow Al$; $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(OH)_3$; $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

9.3. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

- 1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
- 2) $H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$
- 3) $HClO_3 + H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
- 4) $As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO$

- 5) $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- 6) $NaAsO_2 + NaClO_4 + NaOH \rightarrow Na_3AsO_4 + NaCl + H_2O$
- 7) $Br_2 + HClO + H_2O \rightarrow HBrO_3 + HCl$
- 8) $MnCl_2 + KBrO_4 + KOH \rightarrow MnO_2 + KBr + KCl + H_2O$
- 9) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
- 10) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
- 11) $HClO_4 + H_2SO_3 \rightarrow HCl + H_2SO_4$
- 12) $BiCl_3 + SnCl_2 \rightarrow Bi + SnCl_4$
- 13) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O$
- 14) $AsH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO_2 + H_2O$
- 15) $Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$
- 16) $As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO$
- 17) $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
- 18) $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$
- 19) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$
- 20) $Cr_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KNO_2 + H_2O$
- 21) $H_2S + HIO_3 \rightarrow S + I_2 + H_2O$
- 22) $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
- 23) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
- 24) $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- 25) $KOH + Br_2 \rightarrow O_3 + KBr + H_2O$
- 26) $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$
- 27) $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$
- 28) $CrCl_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
- 29) $Fe + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + H_2O + NO$
- 30) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
- 31) $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

10. Электрохимические процессы и системы

Стандартный потенциал восстановления $E^0_{(B)}$ - количественная мера способности вещества (молекулы или иона) вступать в окислительно-восстановительные реакции в водном растворе.

Окислительно-восстановительная реакция возможна, если

$E^0_{(ок-ля)} > E^0_{(вос-ля)}$, где

$E^0_{(ок-ля)}$ - стандартный потенциал восстановления окислителя.

$E_{(вос-ль)}^0$ - стандартный потенциал восстановления восстановителя.

Уравнение Нернста:

$$E_{me} = E_{me}^0 + \frac{RT}{nF} \ln [Me^{4+}] ,$$

где E_{me} - электродный потенциал металла, В;

E_{me}^0 - стандартный электродный потенциал металла, В;

R - универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К);

T - абсолютная температура, К;

n - число электронов, участвующих в реакции;

F - постоянная Фарадея (96 500 Кл/моль).

ЭДС любого гальванического элемента можно вычислить по разности стандартных электронных потенциалов E^0 . При этом следует иметь в виду, что ЭДС всегда положительная величина. Поэтому надо из потенциала электрода, имеющего большую алгебраическую величину, вычислить потенциал, алгебраическая величина которого меньше.

$$E = E_{си}^0 - E_{zn}^0 = (+0,34) - (-0,76) = 1,10 \text{ В}$$

$$E = E_{ок-ль}^0 - E_{вос-ль}^0$$

$E_{ок-ль}^0$ – потенциал электрода с большей алгебраической величиной.

$E_{вос-ль}^0$ – потенциал электрода с меньшей алгебраической величиной.

Некоторые стандартные электродные потенциалы приведены в приложении 4.

Количественная характеристика процессов электролиза определяется законом Фарадея:

Масса электролита, подвергшегося превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.

Закон Фарадея выражается следующим уравнением:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}$$

Где m - масса образовавшегося или подвергшегося превращению вещества;

\mathcal{E} – его эквивалентная масса, г·экв;

I – сила тока, А;

t – время, сек;

F – число Фарадея (96 500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

Пример 1: Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора CuSO_4 в течение 1 ч при силе тока 4 А.

Решение: Эквивалентная масса меди в CuSO_4 равна $\frac{64}{2} = 32$ г/моль , подставляя в уравнение Фарадея значения $\mathcal{E} = 32$, $I = 4$ А, $t = 60 \cdot 60 = 3600$ с, получим

$$m = \frac{32 \cdot 4 \cdot 3600}{96500} = 4,77 \text{ г.}$$

Пример 2: Вычислите эквивалент металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,74 г металла.

Решение: Из уравнения Фарадея выводим $\mathcal{E} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t}$, где $m = 11,742$ г; $F = 96\,500$ Кл/моль; $I \cdot t = Q = 3880$ Кл.

$$\mathcal{E} = \frac{11,742 \cdot 96\,500}{3880} = 29,35$$

Пример 3: Сколько граммов гидроксида калия образовалось у катода при электролизе раствора K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н.у.)?

Решение: Эквивалентный объем кислорода (н.у.) $22,4/4 = 5,6$ л. Следовательно, 11,2 л содержат 2 эквивалентные массы кислорода. Столько же эквивалентных масс KOH образовалось у катода. Или $56 \cdot 2 = 112,7$ (56 г/моль – мольная и эквивалентная масса KOH).

Контрольные вопросы

10.1. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся на электродах веществ.

10.2. Сколько граммов воды разложилось при электролизе раствора Na_2SO_4 при силе тока 7 А в течение 5 ч.

10.3. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего из катода выделилось 5,49 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

10.4. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Вычислите силу тока.

10.5. При электролизе AgNO_3 масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?

10.6. Вычислите электродные потенциалы металлов, находящихся в контакте растворами их солей заданной концентрации, при 25 °C:

- 1) $Cu | CuCl_2 ; [Cu^{2+}] = 0,75 M$
- 2) $Fe | FeSO_4 ; [Fe^{2+}] = 0,01 M$
- 3) $Mn | MnSO_4 ; [Mn^{2+}] = 0,1 M$
- 4) $Au | AuCl_3 ; [Au^{3+}] = 0,1 M$
- 5) $Fe | FeCl_3 ; [Fe^{3+}] = 0,04 M$
- 6) $Ag | AgNO_3 ; [Ag^+] = 6 \cdot 10^{-4} M$
- 7) $Fe | FeSO_4 ; [Fe^{2+}] = 0,7 M$
- 8) $Cu | CuSO_4 ; [Cu^{2+}] = 0,03 M$
- 9) $Pb | Pb(NO_3)_2 ; [Pb^{2+}] = 0,5 M$
- 10) $Ag | AgNO_3 ; [Ag^+] = 1,5 M$
- 11) $Zn | Zn(NO_3)_2 ; [Zn^{2+}] = 0,05 M$
- 12) $Ni | NiSO_4 ; [Ni^{2+}] = 0,3 M$
- 13) $Mg | MgCl_2 ; [Mg^{2+}] = 0,8 M$
- 14) $Al | AlCl_3 ; [Al^{3+}] = 0,06 M$
- 15) $Cr | Cr_2(SO_4)_3 ; [Cr^{3+}] = 5 \cdot 10^{-3} M$
- 16) $Cd | CdSO_4 ; [Cd^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} M$
- 17) $Mg | MgSO_4 ; [Mg^{2+}] = 0,04 M$
- 18) $Sn | Sn(NO_3)_2 ; [Sn^{2+}] = 2,5 M$
- 19) $Co | CoSO_4 ; [Co^{2+}] = 0,7 M$
- 20) $Pb | PbSO_4 ; [Pb^{2+}] = 0,06 M$

10.7. Напишите уравнения электродных реакций на катоде и аноде и вычислите ЭДС гальванических элементов при $25^\circ C$ которых указаны концентрации ионов металла в растворах:

- 1) $Sn | SnCl_2 \parallel AgNO_3 | Ag; [Sn^{2+}] = [Ag^+] = 0,05 M$
- 2) $Al | Al_2(SO_4)_3 \parallel CuSO_4 | Cu; [Al^{3+}] = [Cu^{2+}] = 0,1 M$
- 3) $Ni | NiSO_4 \parallel PdSO_4 | Pd; [Ni^{2+}] = 0,4 M ; [Pd^{2+}] = 0,01 M$
- 4) $Zn | ZnCl_2 \parallel AgNO_3 | Ag; [Zn^{2+}] = [Ag^+] = 0,01 M$
- 5) $Zn | ZnCl_2 \parallel CdCl_2 | Cd; [Zn^{2+}] = 0,01 M ; [Cd^{2+}] = 0,04 M$
- 6) $Sn | SnCl_2 \parallel Pb(NO_3)_2 | Pb ; [Sn^{2+}] = 0,001 M ; [Pb^{2+}] = 0,04 M$
- 7) $Zn | ZnSO_4 \parallel Cr(NO_3)_3 | Cr ; [Zn^{2+}] = 0,1 M ; [Cr^{3+}] = 0,005 M$
- 8) $Zn | ZnSO_4 \parallel CuSO_4 | Cu ; [Zn^{2+}] = 0,1 M ; [Cu^{2+}] = 0,01 M$
- 9) $Cd | Cd(NO_3)_2 \parallel Hg(NO_3)_2 | Hg ; [Cd^{2+}] = [Hg^{2+}] = 0,07 M$
- 10) $Mg | MgCl_2 \parallel FeCl_2 | Fe ; [Mg^{2+}] = [Fe^{2+}] = 0,07 M$
- 11) $Mg | Mg(NO_3)_2 \parallel Pb(NO_3)_2 | Pb; [Mg^{2+}] = [Pb^{2+}] = 0,5 M$
- 12) $Co | CoSO_4 \parallel NiSO_4 | Ni ; [Co^{2+}] = 0,1 M ; [Ni^{2+}] = 0,005 M$
- 13) $Pb | Pb(NO_3)_2 \parallel Cu(NO_3)_2 | Cu ; [Pb^{2+}] = 0,5 M ; [Cu^{2+}] = 0,03 M$

- 14) $Al | Al(NO_3)_3 \parallel AgNO_3 | Ag$; $[Al^{3+}] = 2 M$; $[Ag^+] = 0,001 M$
 15) $Cd | CdCl_2 \parallel FeCl_2 | Fe$; $[Cd^{2+}] = 0,0001 M$; $[Fe^{2+}] = 0,1 M$
 16) $Fe | FeSO_4 \parallel CuSO_4 | Cu$; $[Fe^{2+}] = [Cu^{2+}] = 0,5 M$
 17) $Cu | Cu(NO_3)_2 \parallel AgNO_3 | Ag$; $[Cu^{2+}] = 0,1 M$; $[Ag^+] = 0,05 M$
 18) $Ni | NiCl_2 \parallel Hg | H_2 (Pt)$; $[Ni^{2+}] = [H^+] = 0,3 M$
 19) $Fe | FeCl_2 \parallel SuCl_2 | Su$; $[Fe^{2+}] = 0,1 M$; $[Su^{2+}] = 0,3 M$
 20) $Cd | Cd(NO_3)_2 \parallel AgNO_3 | Ag$; $[Cd^{2+}] = 0,5 M$; $[Ag^+] = 0,02 M$

10.8. Каковы катодные и анодные процессы (угольный **анод**) при электролизе водного раствора, содержащего смесь солей:

- | | |
|-----------------------------|-------------------------------|
| 1. $FeCl_2$, $Ni(NO_3)_2$ | 11. $NiCl_2$, $MnSO_4$ |
| 2. $CaBr_2$, $NaBr$ | 12. $MnCl_2$, $Ni(NO_3)_2$ |
| 3. $SnCl_2$, $Co(NO_3)_2$ | 13. $MgCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$ |
| 4. $MgSO_4$, $ZnSO_4$ | 14. $NiSO_4$, $MgCl_2$ |
| 5. $AgNO_3$, $Sn(NO_3)_2$ | 15. $AgNO_3$, $Ni(NO_3)_2$ |
| 6. $MgCl_2$, $SnCl_2$ | 16. $CoCl_2$, $Zn(NO_3)_2$ |
| 7. $CuSO_4$, $MgSO_4$ | 17. $ZnCl_2$, $Cd(NO_3)_2$ |
| 8. $ZnCl_2$, $MgCl_2$ | 18. $MgCl_2$, $CuCl_2$ |
| 9. $MgCl_2$, $CuSO_4$ | 19. CuI , $NaNO_3$ |
| 10. $CdCl_2$, $Fe(NO_3)_2$ | 20. CaF_2 , MnF_2 |

Порядок работы в химической лаборатории

Студенты допускаются к работе в лаборатории общего практикума только после инструктажа по технике безопасности и получения зачета по правилам работы в химической лаборатории и техники безопасности.

Студенты обязаны расписаться в журнале в том, что они ознакомлены с правилами техники безопасности работ и обязуются их выполнять.

Правила безопасности при работе студентов в химической лаборатории

1. Перед началом лабораторной работы необходимо внимательно ознакомиться с заданием, оборудованием, реактивами и правилами безопасности при выполнении данного задания.

2. Химические реакции проводят с таким количеством реагентов указанной концентрации и в тех приборах и посуде, которые указаны в руководстве. При этом необходимо решить вопрос о том (если это не указано в руководстве), где следует проводить опыт: на лабораторном столе или в вытяжном шкафу.

3. На лабораторном столе выполняются опыты, которые не представляют опасности для работающего.

4. В вытяжном шкафу выполняются все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, с концентрированными кислотами и щелочами. Эти вещества должны находиться в вытяжном шкафу и выносить их на лабораторные столы запрещается.

5. Разбавление концентрированных кислот производится в вытяжном шкафу в тонкостенной химической посуде, при этом кислота вливается в воду небольшими порциями и при перемешивании особую осторожность нужно соблюдать при разбавлении серной кислоты (сильный разогрев!).

6. При работе с электроприборами (электрические плитки, муфельные печи, сушильные шкафы и др.) нужно обращать внимание на их исправность, правильную изоляцию контактов, заземление. Нельзя использовать приборы с оголенными контактами, неисправными вилками и т.п.

7. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу.

8. При проведении опытов нельзя отвлекаться от основной работы и оставлять приборы без наблюдения.

9. Запрещается исследовать запах газа, выделяющегося при реакции, непосредственно из реакционного сосуда. Нужно осторожно движением руки направить на себя воздух с примесью этого газа.

Правила пользования реактивами, посудой

1. Если необходимо провести пробирочную реакцию с растворами веществ, то при помощи пипетки отбирается небольшое количество раствора и вводится в пробирку. При этом нельзя глубоко опускать пипетку в пробирку и касаться стенок пробирки кончиком пипетки.

Если в руководстве не указаны количества веществ, необходимых для выполнения опыта, то брать их нужно в малом количестве (1/6 объема пробирки). Если раствора окажется в пробирке больше, чем нужно, то обратно в склянку этот раствор выливать нельзя.

2. При работе с сухими веществами необходимо брать их специальной ложечкой или шпателем. После использования шпатель тщательно обтереть фильтровальной бумагой и только тогда можно брать другую порцию реактива.

Если в руководстве не указано количество сухого вещества, то брать его нужно в малом количестве (должно быть закрыто дно пробирки). Если сухого реактива оказалось в избытке, то обратно в склянку высыпать реактив нельзя!

3. При нагревании раствора, содержащегося в пробирке, необходимо соблюдать следующие правила: пробирка вносится в пламя при помощи специального держателя; отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и от других работающих рядом сотрудников; необходимо производить легкое перемешивание жидкости в пробирке.

4. При нагревании сухого вещества, содержащегося в пробирке, также соблюдаются указанные правила.

5. Растворы, осадки, содержащие соединения серебра и других редких металлов, нельзя выливать в канализацию, а нужно сливать в специальные сосуды для сбора остатков этих солей.

6. Остатки крепких кислот выливают в специальные банки для слива..

7. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.

8. После окончания работы следует вымыть посуду и привести в порядок рабочее место.

Оказание первой помощи в лаборатории при несчастных случаях

При несоблюдении правил техники безопасности в лаборатории возможны следующие поражения: легкое отравление хлором, окисью углерода и др. легкие ожоги от нагревательных приборов, порезы стеклом, поражения концентрированными кислотами и щелочами.

Во всех случаях поражения необходимо немедленно обратиться к преподавателю или лаборанту, у которых есть телефон и аптечка.

1. При порезах стеклом нужно удалить осколки из ранки, смазать ее йодом и перевязать.

2. При ожоге рук или лица серной кислотой необходимо быстро смыть кислоту большим количеством воды, а затем 10%-ым раствором соды.

3. Попавшую на лицо или руки щелочь нужно смыть большим количеством воды (пока кожа не перестанет быть скользкой). Затем промывают раствором уксусной кислоты.

4. При отравлении хлором, сероводородом и др. немедленно вывести пострадавшего на чистый воздух.

5. При ожогах глаз концентрированными кислотами нужно тщательно промыть глаза большим количеством воды, затем 2% раствором NaHCO_3 (питьевая сода). Затем немедленно обратиться к врачу.

6. При ожогах глаз крепкими щелочами: NaOH , KOH , NH_4OH нужно после тщательного промывания глаз водой промыть их слабой кислотой (2% раствором борной или уксусной кислоты). Необходимо срочно обратиться к врачу.

Все лабораторные работы проводятся под контролем преподавателя или лаборанта.

Лабораторная работа № 1

1. Получение амфотерных гидроксидов. В отдельные пробирки налейте растворы хорошо растворимых солей хрома (II), цинка, прибавляя по каплям раствор гидроксида натрия до образования густых студенистых осадков. Разделите осадок на две части, на одну часть подействуйте избытком щелочи, а на другую избытком кислоты. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения всех реакций.

2. Получение основной соли и гидроксида меди (II). В две пробирки налейте одинаковое количество раствора сульфата меди. В одну из них добавьте столько же раствора гидроксида натрия, а в другую в 10 раз меньше, чем налито раствора сульфата меди и перемешайте. Отметьте различие цвета гидроксида меди и гидроксосульфата меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Нагрейте обе пробирки и отметьте различное отношение осадков к нагреванию. К нагретому осадку гидроксосульфата меди (II) добавьте еще раствор гидроксида натрия. Что происходит? Напишите уравнения всех реакций.

3. Получение нерастворимых карбонатов. Ионы магния, кальция, стронция и бария образуют с раствором Na_2CO_3 или $(\text{NH}_4)\text{CO}_3$

нерасторимые в воде карбонаты. К 2-3 каплям раствора солей, содержащих вышеуказанные ионы, прибавьте такой же объем карбоната аммония. Образуются ли осадки? Составьте уравнения реакций. Ион магния осаждет в виде основной соли $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$.

4. Относительная сила кислот. В одну пробирку налейте 3 мл 2 н. раствора соляной кислоты, а в другую – столько же раствора уксусной кислоты той же концентрации. В каждую пробирку положите по кусочку цинка, пронаблюдайте и объясните различие в скоростях реакций.

Лабораторная работа № 2

1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

В три пробирки налейте 0.1 н. раствор тиосульфата натрия: в первую – 4 мл, во вторую – 8 мл и третью – 12 мл. После этого в первую пробирку добавьте 8 мл, а во вторую – 4 мл дистиллированной воды. Затем в три другие пробирки налейте по 5 мл 0.1 н. раствора серной кислоты. Слейте попарно приготовленные растворы, в результате чего произойдет реакция



С помощью секундомера отметьте, через какое время появляется сера в каждой пробирке. Результаты запишите в табл.1

Таблица 1

Номер опыта	Объем, мл				Время, сек	Условная скорость реакции, $1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	Общий		
1	4	8	5	17		
2	8	4	5	17		
3	12	0	5	17		

Какой вывод можно сделать из полученных данных?

2. Влияние температуры на скорость реакции

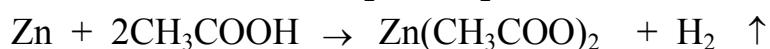
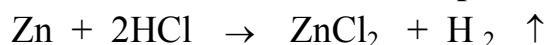
Определите влияние температуры на скорость реакции взаимодействия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с H_2SO_4 . Отметьте время появления серы в пробирках. Полученные данные запишите в таблицу.

Таблица 2

Номер опыта	Температура, °C	Объем , мл			Время, сек	Условная скорость реакции, $1/\tau$
		Na ₂ S ₂ O ₃	Вода	H ₂ SO ₄		
1	Комн. темпер.	4	8	5		
2	30	4	8	5		
3	40	4	8	5		

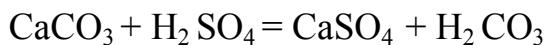
Какие выводы можно сделать относительно влияния температуры на скорость реакции из полученных результатов?

3. Влияние кислоты на скорость химической реакции



Какие выводы можно сделать?

4. Влияние степени измельченности вещества на скорость реакции



Лабораторная работа № 3

Приготовление растворов с заданной концентрацией

1. Рассчитать количество вещества и объем воды, необходимый для приготовления следующих растворов:

- a) 200 г 15%-го раствора хлорида натрия;
- b) 250 г 10%-го раствора карбамида;
- c) 350 г 12%-го раствора аммиачной селитры;
- d) 400 г 7%-го раствора нитрата натрия.

2. Приготовить раствор.

3. С помощью ареометра измерить плотность раствора.

4. Рассчитать молярную концентрацию раствора.

5. Заполнить таблицу.

Таблица

Масса вещества, г	Объем воды, мл	Плотность раствора, г/см ³	t, °C	Молярная концентрация, моль/л

Лабораторная работа № 4**1. Определение характера среды растворов с помощью индикаторов**

Для каждого индикатора подготовьте две пробирки: одну с 0,01 н. HCl, другую – с 0,01н раствором NaOH (2 мл). Внесите в каждую пробирку по две капли индикатора. Перемешайте. Запишите цвет, оценку pH в следующую таблицу

Таблица

Индикатор	Цвет /pH	
	Кислый раствор	Щелочной раствор
Метиловый красный		
Метиловый оранжевый		
Фенолфталеин		
Лакмус		

2. Определение pH исследуемого раствора. Получите у преподавателя задание (раствор соли, кислоты, основания). Определите pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги, pH- метра . По найденной величине pH (найденной с помощью pH- метра) оцените степень диссоциации раствора.

Лабораторная работа №5

Определение характера среды в растворах солей.

Поместите в чистые пробирки 5-6 капель каждого из предложенных растворов солей, внесите по две капли индикатора и зафиксируйте значения pH. Заполните таблицу и напишите уравнения гидролиза каждой соли.

Таблица

Раствор	Окраска индикаторов			Значения pH (>или<7)
	Метиловый оранжевый	Фенолфталеин	Лакмус	
Na ₂ CO ₃				
CrCl ₃				
Na ₂ SiO ₃				
NaCl				

Лабораторная работа №6

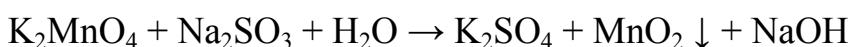
Окислительно – восстановительные реакции

Зависимость характера продуктов окислительно – восстановительной реакции от pH среды

Уравнять реакции методом электронного баланса, расставить коэффициенты.

Отметить изменение цвета раствора после добавления реагента.

1. $KMnO_4 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
2. $KMnO_4 + H_2O + Na_2SO_3 \rightarrow MnO_2 \downarrow + Na_2SO_4 + KOH$
3. $KMnO_4 + KOH + Na_2SO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
4. При избытке Na_2SO_3



5. $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
6. $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + KJ \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + J_2 + H_2O$
7. $KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 \downarrow + K_2SO_4 + H_2SO_4$

Приложение 1
Названия важнейших кислот и солей

Кислота		Соль	
формула	название	анион	название
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Иодоводородная	I^-	Иодид
H ₂ S	Сероводородная	S^{2-}	Сульфид
H ₂ SO ₃	Сернистая	SO_3^{2-}	Сульфит
H ₂ SO ₄	Серная	SO_4^{2-}	Сульфат
HNO ₂	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
HNO ₃	Азотная	NO_3^-	Нитрат
H ₃ PO ₄	Фосфорная (ортого)	PO_4^{3-}	Ортофосфат
H ₃ AsO ₄	Ортомышьяковая	AsO_4^{3-}	Ортоарсенат
H ₃ BO ₃	Ортоборная	BO_3^{3-}	Ортоборат
H ₂ SiO ₃	Кремневая	SiO_3^{2-}	Силикат
H ₂ CO ₃	Угольная	CO_3^{2-}	Карбонат
H ₂ C ₂ O ₄	Щавелевая	$C_2O_4^{2-}$	Оксалат
CH ₃ COOH	Уксусная	CH_3COO^-	Ацетат
HMnO ₄	Марганцевая	MnO_4^-	Перманганат
HClO ₄	Хлорная	ClO_4^-	Хлорат
H ₂ CrO ₄	Хромовая	CrO_4^-	Хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	двухромовая	$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат

Приложение 2

Произведения растворимости малорастворимых в воде веществ при 25 ° С

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$	CdS	$1 \cdot 10^{-29}$
AgCN	$2,0 \cdot 10^{-12}$	Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$
AgSCN	$1 \cdot 10^{-12}$	Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-50}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	CuS	$4 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CO ₃	$6,2 \cdot 10^{-12}$	FeCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,05 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$4,8 \cdot 10^{-16}$
AgI	$1 \cdot 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-38}$
BaCO ₃	$8,0 \cdot 10^{-9}$	FeS	$4 \cdot 10^{-19}$
BaC ₂ O ₄	$1,7 \cdot 10^{-7}$	Hg ₂ Cl ₂	$2 \cdot 10^{-18}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-12}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Mn(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	NiCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-7}$
Ni(OH) ₂	$7 \cdot 10^{-14}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
PbCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-13}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$	SnS	$1 \cdot 10^{-28}$
PbCrO ₄	$1,7 \cdot 10^{-13}$	SrCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-9}$
PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
Pb(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
PbS	$1 \cdot 10^{-29}$	Zn(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-17}$
PbSO ₄	$2 \cdot 10^{-8}$	ZnS	$8 \cdot 10^{-26}$

Приложение 3

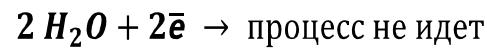
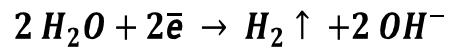
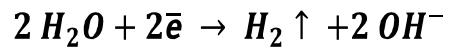
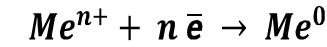
Константы диссоциации кислот и оснований

$$\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^- \quad K_{\text{дис}} = \frac{[\text{K}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{KA}]}$$

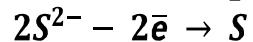
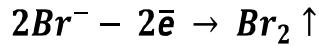
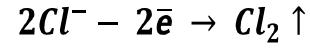
Соединение	Формула	$K_{\text{дис}}$
Азотистая	HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$
Кремневая	H ₂ SiO ₃	$2,2 \cdot 10^{-10}$ (K_1) $1,6 \cdot 10^{-12}$ (K_2)
Муравьиная	HCOOH	$1,7 \cdot 10^{-4}$
Сернистая	H ₂ SO ₃	$1,3 \cdot 10^{-2}$ (K_1) $6,3 \cdot 10^{-8}$ (K_2)
Сероводородная	H ₂ S	$8,9 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-13}$
Синильная	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
Угольная	H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$ (K_1) $4,7 \cdot 10^{-11}$ (K_2)
Уксусная	CH ₃ COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (ортого)	H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $4,4 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-2}$ (K_1) $5,1 \cdot 10^{-5}$ (K_2)
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	$6,3 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	$4,3 \cdot 10^{-2}$ (K_2)
Гидроксид магния	Mg(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-3}$ (K_2)
Гидроксид меди	Cu(OH) ₂	$3,4 \cdot 10^{-7}$ (K_2)
Гидроксид серебра	AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид хрома	Cr(OH) ₃	$1,02 \cdot 10^{-10}$ (K_3)
Гидроксид цинка	Zn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-5}$ (K_2)
Гидроксид марганца	Mn(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$ (K_2)
Гидроксид никеля	Ni(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-5}$ (K_2)
Гидроксид железа	Fe(OH) ₃	$1,35 \cdot 10^{-12}$ (K_3)
Гидроксид алюминия	Al(OH) ₃	$1,38 \cdot 10^{-9}$ (K_3)

Приложение 4**Катодные процессы в водных растворах**

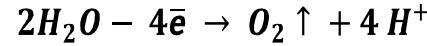
$\overbrace{\text{Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na La Mg Be Al Ti V Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au}}$

**Анодные процессы в водных растворах**

$\overbrace{Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}}$



$\overbrace{NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, F^-}$



Приложение 5
Ряд напряжения металлов

Электрод ВФ/ОФ	Приэлектродная реакция OФⁿ⁺ + n·ē ← ВФ	E ^o , В
Li /Li ⁺	Li ⁺ + ē → Li	-3,05
Ca /Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2 ē → Ca	-2,87
Mg /Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2 ē → Mg	-2,36
Al /Al ³⁺	Al ³⁺ + 3 ē → Al	-1,66
Mn/Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2 ē → Mn	-1,18
Zn/Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2 ē → Zn	-0,76
Cr/Cr ³⁺	Cr ³⁺ + 3 ē → Cr	-0,74
Fe/Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2 ē → Fe	-0,44
Co/Co ²⁺	Co ²⁺ + 2 ē → Co	-0,28
Ni/Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2 ē → Ni	-0,25
Pb/Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2 ē → Pb	-0,13
H ₂ /2H ⁺	2H ⁺ + 2 ē → H ₂	0
Cu/Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2 ē → Cu	+0,34
Aq/Aq ⁺	Aq ⁺ + ē → Aq	+0,80
Hq/Hq ²⁺	Hq ²⁺ + 2 ē → Hq	+0,85
Au/Au ⁺	Au ⁺ + ē → Au	+1,70

Приложение 6

Стандартные термодинамические потенциалы образования некоторых химических веществ

Вещество	Состояние	$\Delta H_{298}^0, \text{кДж/моль}$	$S_{298}^0, \text{Дж/(моль}\cdot\text{К)}$	$\Delta G_{298}^0, \text{кДж/моль}$
BaO	K	-558,6	70,6	-528,4
BaCO ₃	K	-1218,0	112,6	-1138,8
BeO	K	-600,6	14,5	-581,6
BeCO ₃	K	-1012,0		-944,7
C	Графит	0	5,4	0
C	Алмаз	1,8	2,4	2,55
CH ₄	Г	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂	Г	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄	Г	52,3	219,7	68,1
C ₂ H ₆	Г	- 89,67	229,5	- 32,9
C ₆ H ₆	Ж	82,9	269,2	129,7
C ₈ H ₁₈	Ж	-250,0	361,2	
C ₂ H ₃ OH	Ж	-201,2	126,8	-
C ₂ H ₅ OH	Ж	-276,6	160,7	-174,8
CO	Г	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂	Г	-393,5	213,7	-394,4
CaO	K	-635,5	397	-604,2
Ca(OH) ₂	K	-986,6	76,1	-896,8
CaCO ₃	K	-1207,0	88,7	-1129,7
Ca ₃ (PO ₄) ₂	K	-4142,0	242,0	-3867,3
Fe	K	0	27,15	0
Fe ₃ O ₄	K	-1120,9	146,4	-1014,2
FeO	K	-270,0	55,2	-244,3
Fe ₂ O ₃	K	-828,2	82,4	-740,3
H ₂	Г	0	131,0	0
H ₂ O	Г	-241,8	188,7	-228,9
H ₂ O	Ж	-285,8	70,1	-237,3
HCl	Г	-92,3	186,8	-95,1
N ₂	Г	0	191,5	0
NH ₃	Г	-46,2	192,6	-16,7
NO	Г	90,3	210,6	88,6
NO ₂	Г	33,5	240,2	51,5
C ₂ H ₃ OH	Ж	-201,2	126,8	-

**Стандартные термодинамические потенциалы образования
некоторых химических веществ**

Продолжение

1	2	3	4	5
N_2O_3	Γ	83,3	307,0	140,5
N_2O	Γ	82,0	219,9	104,1
O_2	Γ	0	205,0	0
PCl_3	Γ	-273,1	312,1	-286,2
PCl_5	Γ	-369,4	352,7	-324,6
P_2O_3	K	-1492,0	114,5	-1348,8
SO_2	Γ	-296,0	248,1	-300,2
SO_3	Γ	-395,8	256,7	-371,2
H_2S	Γ	-435,9	82,6	-408,0
Cl_2	Γ	0	222,9	0
HCl	Γ	-92,3	186,8	-95,2
Mg	K	0	32,5	0
MgN_2	K	-461,1	87,9	-400,9

Литература

1. Коровин Н.В. Курс общей химии/ Коровин Н.В. // Москва, Высш. шк., - 2003.-557 с.
2. Хомченко Г.П. Неорганическая химия/ Хомченко Г.П., Цитович И.К // Москва, Высш. шк.-1987.- 463 с.
3. Глинка Н.Г. Задачи и упражнения по общей химии/ Глинка Н.Г. // Москва, «Химия» - 1980.
4. Платонов Ф.П. Практикум по неорганической химии / Платонов Ф.П., Дейлова З.Е./Москва Высш. шк.-1985. – 252 с.
5. Практикум по общей химии/ Под редакцией д. х. н. профессора Глебова А.Н., - 5е изд./ Казань, «Экоцентр» - 2006. – 92 с.
6. Князев Д.А. Неорганическая химия. / Князев Д.А., Смарьгин С.Н. //Москва, «Дрофа» - 2005 – 591 с.
7. Артеменко А.И. Справочное руководство по химии. / Малеванный В.А., Тикунова И.В. // Москва Высш. шк.-1990. – 303 с.
8. Рабинович В.А. Краткий химический справочник/ Хавин З.Я./ Ленинград «Химия»-1991-432с.

Целое число в скобках – массовое число наиболее устойчивого изотопа

СОДЕРЖАНИЕ

1. Основные классы неорганических соединений	3
2. Основные понятия и законы химии	6
3. Строение атома и периодический закон	9
3.1. Строение атома и радиоактивность	
3.2. Периодический закон и система Д.И. Менделеева	12
Свойства элементов	
4. Кинетика и равновесие химических реакций.	13
4.1. Химическая кинетика.	
4.2. Химическое равновесие	13
5. Химическая термодинамика	15
6. Растворы	21
6.1. Способы выражения концентраций растворов	21
6.2. Коллигативные свойства растворов	23
7. Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей.	24
7.1. Электролитическая диссоциация и pH растворов	24
7.2. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации	27
7.3. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей	28
8. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых солей и оснований	32
9. Окислительно – восстановительные реакции	34
10. Электрохимические процессы и системы	39
Порядок работы в химической лаборатории	44
Лабораторные работы	46
Приложения	51
Литература	58